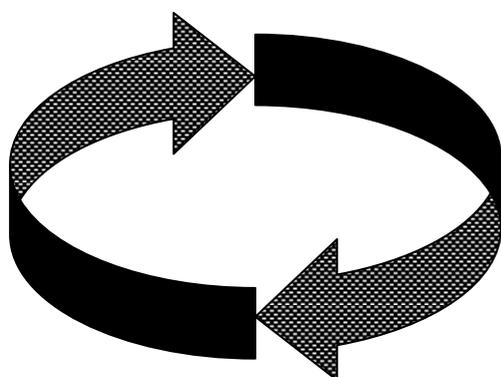


И.А. АНКУДИМОВА, И.В. ГЛАДЫШЕВА

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ



◆ ИЗДАТЕЛЬСТВО ТГТУ ◆

УДК 54(075)
ББК Г1
А679

Рецензенты:

Кандидат химических наук, доцент, преподаватель
высшей категории Тамбовского областного
государственного образовательного учреждения – образовательной
школы-интерната "Политехнический лицей-интернат ТГТУ"
Б.И. Исаева

Кандидат химических наук, доцент
кафедры органической и биологической химии
Тамбовского государственного университета имени Г.Р. Державина
С.В. Романцова

Анкудинова, И.А.

А679 Практикум по химии / И.А. Анкудинова, И.В. Гладышева ; под ред. М.И. Лебедевой. – Тамбов : Изд-во Тамб. гос. техн. ун-та, 2009. – 88 с. – 250 экз. – ISBN 978-5-8265-0786-5.

Широко представлены химические исследования различных веществ. Содержит работы по теоретическим основам химии и химии соединений наиболее важных s-, p- и d-элементов. После каждой лабораторной работы приводятся тестовые задания, которые помогут студентам в освоении изучаемой темы. Практикум способствует освоению приёмов экспериментирования и исследовательского подхода к изучению курсов "Химия".

Расчитан для студентов первого курса инженерных специальностей дневной и заочной форм обучения.

УДК 54(075)
ББК Г1

ISBN 978-5-8265-0786-5

© ГОУ ВПО "Тамбовский государственный
технический университет" (ТГТУ), 2009
Министерство образования и науки Российской Федерации
ГОУ ВПО "Тамбовский государственный технический университет"

И.А. АНКУДИНОВА, И.В. ГЛАДЫШЕВА

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Утверждено Учёным советом университета
для студентов 1 курса инженерных специальностей
дневной и заочной форм обучения



Тамбов
Издательство ТГТУ
2009

Учебное издание

АНКУДИМОВА Ирина Александровна
ГЛАДЫШЕВА Ирина Владимировна

ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Редактор З.Г. Чернова
Инженер по компьютерному макетированию М.Н. Рыжкова

Подписано в печать 20.03.2009.
Формат 60×84/16. 5,11 усл. печ. л. Тираж 250 экз. Заказ № 168

Издательско-полиграфический центр
Тамбовского государственного технического университета
392000, , , 106, . 14

ВВЕДЕНИЕ

Химия – фундаментальная наука о свойствах и превращениях веществ, из которых состоит материальный мир. Химия изучает состав, строение, реакционную способность и стабильность, способы и пути превращения одних веществ в другие.

Химия, физика, математика – это базовые естественно-научные дисциплины, составляют основу образования.

Изучение **химии** включает в себя лекции, практическую и самостоятельную работы студентов с учебной литературой, выполнение лабораторных работ. Все виды занятий взаимосвязаны. Лабораторные работы способствуют развитию знаний и умений студента только тогда, когда они выполняются не механически, а после необходимой теоретической подготовки. Студент должен знать последовательность выполнения опыта, почему и как протекает химическая реакция, какие параметры процесса превращения он определяет экспериментально.

Все виды учебных заданий – практические, контрольные, лабораторные и расчетно-графические работы – должны быть сданы преподавателю в соответствии с графиком учебного процесса. Студенты, не сдавшие в срок работы, не аттестуются и не допускаются к экзамену.

Работа в химических лабораториях требует тщательного соблюдения правил техники безопасности, пожарной безопасности и охраны труда. В лабораториях категорически запрещается:

- курить;
- принимать пищу;
- использовать химическую посуду для пищевых целей;
- продельвать опыты не по теме занятия;
- пользоваться реактивами, на склянках которых отсутствуют этикетки;
- работать с легковоспламеняющимися веществами вблизи открытого огня;
- выносить концентрированные кислоты, щёлочи и резко пахнущие вещества из-под вытяжного шкафа.

Перед выполнением лабораторной работы каждый студент должен получить допуск, предусматривающий знания по содержанию работы, и по основам техники безопасности. Результаты эксперимента проверяются преподавателем. Отчёт по лабораторной работе включает теоретическое обоснование.

Каждый студент согласно учебному плану выполняет следующие контролируемые и оцениваемые учебные задания:

➤ *лабораторные работы* с предоставлением индивидуального отчёта. Количество лабораторных работ указывается в календарном плане для каждой специальности на текущий учебный год или семестр. Выполнение работы, оформление отчёта и теоретическая защита оцениваются преподавателем по пятибалльной шкале;

➤ *контрольные работы (КР) и расчетно-графические работы (РГР)* по отдельным темам теоретического курса. Количество КР и РГР, а также темы и время выполнения и сдачи указываются в календарном плане. Каждое задание оценивается преподавателем также по пятибалльной системе;

➤ *практические работы*. Каждая практическая работа включает в себя обобщение теоретического и практического материала по наиболее важным или сложным разделам программы.

Каждое задание (будь то отчёт по лабораторной работе, КР, РГР и пр.) должно быть сдано преподавателю в определённый срок, указанный в календарном плане. При задержке сдачи задания без уважительной причины оценка снижается на один балл за каждую неделю опоздания от даты, указанной в календарном плане.

Для оформления лабораторных работ каждый студент должен иметь журнал, который является документом, отражающим всю его работу. На обложке или на первой странице журнала должны быть написаны фамилия, инициалы студента, номер группы. В лабораторном журнале студент выполняет домашнее задание (решает задачи, отвечает на контрольные вопросы, даёт краткое описание опытов, указанных в календарном плане).

Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, проделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после её выполнения. Записи в журнале делаются только чернилами, лаконично и аккуратно. При необходимости следует вычерчивать схемы устано-

вок и используемых приборов.

Рекомендуется следующая схема записи:

- 1) дата;
- 2) наименование темы;
- 3) решение задач и ответы на контрольные вопросы;
- 4) схема установки;
- 5) краткое описание опытов;
- 6) уравнения реакций;
- 7) наблюдение;
- 8) запись результатов опыта и расчёты;
- 9) выводы.

Лабораторная работа I

Классификация неорганических соединений

Цель работы. ознакомление с химическими процессами при получении различных неорганических веществ и исследование их состава.

Приборы и реактивы. аппарат Киппа; штатив с микропробирками; горелка; микрошпатели; стеклянные палочки; стеклянные трубки, согнутые под прямым углом, для продувания углекислого газа; алюминий (стружка); оксид кремния(IV) (порошок); известковая вода.

Растворы. соляной кислоты – конц., 10 % и 2 н.; гидроксида натрия – конц. и 2 н.; сульфата алюминия – 0,5 М; гидроксида аммония – 1 н., серной кислоты, сульфата меди(II), йодида калия, нитрата свинца(II) – 2 н.; гидроксида кальция, сульфатов аммония и железа(II) – конц.; фенолфталеина; лакмуса.

Неорганические вещества в зависимости от состава и свойств делятся на следующие основные классы (табл. 1).

1. *Бинарные соединения* представляют собой класс неорганических веществ, молекулы которых состоят из двух элементов. Среди них: оксиды, гидриды, сульфиды, галогениды, карбиды, нитриды и др.

2. *Гидроксиды (основания)* – соединения, имеющие в своём составе положительно заряженный ион (катион) и гидроксогруппу OH^- . Например: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и др.

3. *Кислоты* – соединения, которые диссоциируют с образованием катиона водорода H^+ (вернее иона гидроксония H_3O^+). Различают кислоты *бескислородные* (HCl) и *кислородсодержащие* (H_2SO_4 и др.).

4. *Соли* являются многочисленным классом химических соединений. Соли можно рассматривать как продукты полного или частичного замещения иона водорода в кислоте на катион металлов либо гидроксид-иона в основаниях – на другие анионы. По составу и свойствам различают: *средние соли (нормальные)* – Na_2SO_4 ; *кислые соли* – K_2HPO_4 и *основные соли* – $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$; двойные – соль Мора, квасцы – $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

НОМЕНКЛАТУРА

Название неорганических соединений в соответствии с современной номенклатурой ИЮПАК (Международного союза чистой и прикладной химии) строится следующим образом: сначала называют электроотрицательную (анионную) часть молекулы, а затем – электроположительную (катионную) в родительном падеже. Название анионной части молекулы, как правило, образуют от латинского корня элемента. Если элемент катионной части обладает переменной валентностью, то в скобках указывают его валентность в данном соединении.

1. Бинарные соединения:

CaO – оксид кальция, Fe_2O_3 – оксид железа(III), LiH – гидрид лития.

2. Гидроксиды:

NaOH – гидроксид натрия, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ – гидроксид олова(II).

3. Кислоты:

➤ *бескислородные:*

HBr – бромоводородная кислота, HCN – циановодородная кислота, HCl – хлороводородная ки-

слота;

➤ кислородосодержащие:

H_2SO_4 – серная кислота, H_2SO_3 – сернистая кислота, H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, HPO_3 – метафосфорная кислота.

4. Соли:

➤ средние:

$AlCl_3$ – хлорид алюминия, $CuSO_4$ – сульфат меди(II), $FeSO_4$ – сульфат железа(II);

➤ кислые:

KH_2PO_4 – дигидроортофосфат калия, $NaHSO_4$ – гидросульфат натрия;

➤ основные:

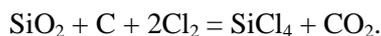
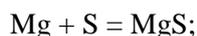
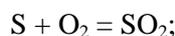
$Al(OH)_2Cl$ – дигидроксохлорид алюминия;

➤ двойные:

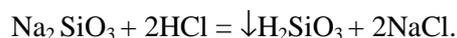
$KAl(SO_4)_2$ – сульфат калия-алюминия.

ПОЛУЧЕНИЕ

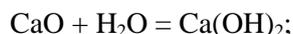
1. Бинарные соединения получают различными способами, среди которых: непосредственное взаимодействие простых веществ; разложение более сложных веществ при помощи различных, в том числе и окислительно-восстановительных реакций:



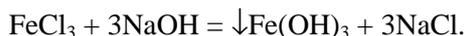
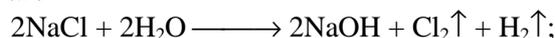
2. Кислоты получают взаимодействием кислотных оксидов с водой, либо действием на соли более сильных кислот:



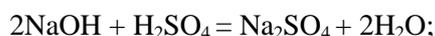
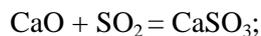
3. Гидроксиды (основания) получают растворением в воде основных оксидов, электролизом солей или при помощи реакций обмена:

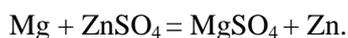


эл-3



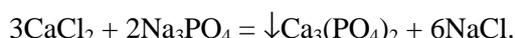
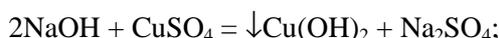
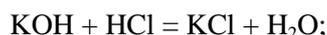
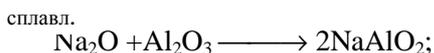
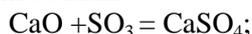
4. Соли получают взаимодействием основных и кислотных оксидов, оснований и кислот, а также при помощи различных обменных и окислительно-восстановительных реакций:





СВОЙСТВА

Различные неорганические вещества обладают самым разнообразным спектром свойств. Приведем лишь некоторые, наиболее характерные. Так, основные оксиды взаимодействуют с амфотерными оксидами, кислотными оксидами и кислотами. Кислотные оксиды взаимодействуют с амфотерными оксидами и щелочами. Основания взаимодействуют с кислотами. Соли могут взаимодействовать как со щелочами и кислотами, так и с другими солями:



Опыт 1. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ГИДРОКСИДА АЛЮМИНИЯ

В пробирку поместите 20 капель раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и добавьте столько же раствора NH_4OH . Что наблюдается?

Содержимое разделите на две пробирки. В одну из пробирок при взбалтывании прибавьте по каплям 10 %-ный раствор соляной кислоты до полного растворения осадка, во вторую прилейте 2 н. раствор гидроксида натрия, тоже до полного растворения осадка. Напишите уравнения реакций и сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Опыт 2. ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ОКСИДА УГЛЕРОДА(IV) И ОКСИДА КРЕМНИЯ(IV)

Для изучения свойств диоксида углерода налейте в пробирку 10 – 15 капель дистиллированной воды и прибавьте 1–2 капли лакмуса. Затем пропустите из аппарата Киппа в воду оксид углерода(IV) до изменения окраски раствора. Почему окраска изменилась? О каких свойствах CO_2 свидетельствует эта реакция? Напишите уравнение реакции.

Поместите в две пробирки по микрошпателью оксида кремния(IV). В одну пробирку добавьте 5 – 7 капель концентрированной щелочи, а в другую – столько же концентрированной соляной кислоты. Обе пробирки нагрейте. В какой пробирке диоксид кремния растворяется? Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод о свойствах этих соединений.

Опыт 3. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ СОЛЕЙ

1. *Взаимодействие металла с кислотой.* В пробирку налейте 5 капель серной кислоты и опустите алюминиевую стружку (можно микрошпателью алюминиевого порошка). Для ускорения реакции пробирку нагрейте. Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции. Назовите полученную соль.

2. *Взаимодействие основания с кислотным оксидом.* Налейте в пробирку 10 капель насыщенного раствора гидроксида кальция. Продуйте в раствор через согнутую трубку воздух изо рта. Наблюдайте образование белого осадка, а при дальнейшем продувании его растворение. Напишите уравнения реакций образования и растворения осадка.

3. *Взаимодействие соли с металлом.* Поместите в пробирку 10 капель раствора сульфата меди(II) и поместите в раствор алюминиевую стружку. Через некоторое время раствор обесцветится. Почему? Слейте раствор и рассмотрите алюминиевую стружку. Какого она цвета? Напишите уравнение реакции и назовите полученную соль.

4. *Взаимодействие соли с кислотой.* Налейте в пробирку 5 капель раствора нитрата свинца(II) и столько же раствора серной кислоты. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции. Назовите соль.

5. *Взаимодействие двух солей.* Налейте в пробирку 5 капель раствора нитрата свинца(II) и столько же раствора йодида калия. Наблюдайте образование осадка. Напишите уравнение реакции.

Добавьте 10 – 15 капель дистиллированной воды. Нагрейте до растворения осадка и охладите. Наблюдайте образование золотистых кристаллов. Назовите класс полученного соединения.

Опыт 4. ПОЛУЧЕНИЕ ДВОЙНЫХ СОЛЕЙ

Налейте в пробирку по 10 капель насыщенных растворов сульфата аммония и сульфата железа(II). Наблюдайте выпадение осадка двойной соли $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Если осадок не появляется, то следует потереть стеклянной палочкой внутренние стенки пробирки. Напишите уравнение реакции и назовите соль.

ТЕСТЫ

1. Раствор, необходимый для осаждения $\text{Al}(\text{OH})_3$,

1) NaOH ; 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 3) NH_4OH ; 4) KOH .

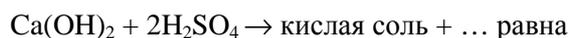
2. Сумма коэффициентов в кратком ионном уравнении реакции взаимодействия между гидроксидом хрома(III) и избытком хлороводородной кислоты равна

1) 3; 2) 4; 3) 6; 4) 8.

3. Относительная молекулярная масса гидросульфида натрия равна

1) 56; 2) 64; 3) 74; 4) 87.

4. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции



1) 4; 2) 5; 3) 6; 4) 9.

5. Сумма коэффициентов в кратком ионном уравнении реакции взаимодействия между гидроксидом магния и избытком азотной кислоты, равна

1) 3; 2) 5; 3) 6; 4) 9.

6. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции



1) 4; 2) 5; 3) 6; 4) 7.

7. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции

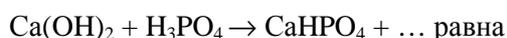


1) 3; 2) 4; 3) 5; 4) 6.

8. Металл, который вытесняет цинк из раствора ZnSO_4 ,

1) Ag ; 2) Fe ; 3) Cu ; 4) Pb .

9. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции



1) 4; 2) 5; 3) 6; 4) 7.

10. Вещества, с которыми реагирует водный раствор гидросульфата калия,

- 1) K_2SO_3 , HCl , KOH ; 2) Zn , SiO_2 , $BaCl_2$;
 3) CO_2 , K_2CO_3 , $NaOH$; 4) Mg , K_2S , $LiOH$.

Лабораторная работа 2

**ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНЫХ МАСС
 ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ**

Цель работы: знакомство с некоторыми экспериментальными методами определения эквивалентных масс металла, сложного вещества. Использование полученных экспериментальных данных для вычисления эквивалентных масс простых и сложных веществ.

Приборы и реактивы: прибор для определения эквивалентной массы металла; техно-химические весы; термометр; барометр; шкаф сушильный; металлы в виде ленты или стружки; мрамор; бюретка вместимостью 50 см^3 ; воронки для бюретки и для фильтрования; стакан вместимостью 100 см^3 ; бумага фильтровальная; баня песчаная.

Растворы: соляной кислоты – 1:3 и 1 М; сульфата меди(II) – 0,25 М.

Количество элемента или вещества, которое взаимодействует с 1 молем атомов водорода (1 г) или замещает это количество водорода в химических реакциях, называется **эквивалентом** данного элемента или вещества.

Эквивалентной массой (M_3) называется масса 1 эквивалента вещества.

Её можно вычислить по составу соединения, если известны молярные массы (M):

1) $M_3(\text{элемента}): M_3 = A / B$,

где A – атомная масса элемента, B – валентность элемента;

2) $M_3(\text{оксида}) = M_3(\text{элемента}) + 8$,

где 8 – эквивалентная масса кислорода;

3) $M_3(\text{гидроксида}) = M / n_{OH^-}$,

где n_{OH^-} – число групп OH^- ;

4) $M_3(\text{кислоты}) = M / n_{H^+}$,

где n_{H^+} – число ионов H^+ ;

5) $M_3(\text{соли}) = M / n_{Me}B_{Me}$,

где n_{Me} – число атомов металла; B_{Me} – валентность металла.

Согласно закону эквивалентов, массы (объёмы) реагирующих друг с другом веществ m_1 и m_2 пропорциональны их эквивалентным массам (объёмам):

$$m_1 / M_{31} = m_2 / M_{32}.$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, тогда

$$m / M_3 = V_0 / V_3,$$

где V_3 – эквивалентный объём газообразного вещества. Так, для водорода при н.у. эквивалентный объём равен $22,4/2 = 11,2\text{ дм}^3$, для кислорода – $5,6\text{ дм}^3$.

Опыт 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА

Соберите прибор (рис. 1) и для чего поднимите и опустите за уровнем воды в другой трубке – он противном случае следует плотнее пробирке.

Если прибор герметичен, то обеих трубках на одинаковой высоте трубки в штативе. Запишите градуированной трубке с точностью налейте осторожно через воронку 3–4 чтобы не смочить раствором противном случае протрите верхнюю досуха фильтровальной бумагой) и

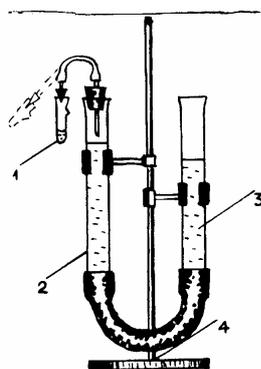


Рис. 1. Прибор для определения эквивалентной массы металла:
 1 – пробирка с углублением;
 2, 3 – бюретки; 4 – штатив

проверьте его герметичность, открытую трубку и наблюдайте не должен резко колебаться. В закрыть пробки в трубке и в

установите уровень воды в и укрепите в таком положении положение уровня в до $0,1\text{ см}^3$ (V_1). В пробирку см^3 соляной кислоты (1:3), углубление в пробирке (в часть пробирки с углублением 1–2

капли раствора сульфата меди(II).

Получите у преподавателя навеску металла и запишите её массу в лабораторный журнал (m). Пробирку с кислотой наклоните и осторожно, чтобы кусочки металла не попали в кислоту, поместите навеску металла в углубление пробирки. Держа пробирку в наклонном положении, плотно закройте её пробкой от прибора и стряхните металл в кислоту.

Под давлением водорода, образующегося при взаимодействии металла с кислотой, жидкость из бюретки переходит в трубку. После окончания реакции пробирку охладите до комнатной температуры и приведите воду в трубках к одному уровню, опуская открытую трубку. Запишите новое положение уровня жидкости в градуированной трубке (V_2). Результаты опыта занесите в табл. 2.

2. Экспериментальные данные

Масса металла m , г	Температура t , °C	Атмосферное давление P , Па/мм рт. ст.	Положение уровня в бюретке, см ³		Объём водорода V , см ³	Эквивалентная масса металла M_3' , г / моль	Относительная ошибка e , %
			до опыта V_1	после опыта V_2			

Рассчитайте объём водорода $V = V_2 - V_1$ и приведите его к н.у. по формуле

$$V_0 = V P(H_2) T_0 / P_0 T = V(P - h) T_0 / P_0 (273 + t),$$

где $P(H_2) = (P - h)$ – парциальное давление водорода, Па (мм рт. ст.); P – атмосферное давление, Па (мм рт. ст.); h – парциальное давление насыщенного водяного пара при данной температуре (t), Па (мм рт. ст.) (табл. 3).

3. ДАВЛЕНИЕ НАСЫЩЕННОГО ПАРА ВОДЫ (h) ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ

t , °C	Давление		t , °C	Давление		t , °C	Давление	
	кПа	мм рт. ст.		кПа	мм рт. ст.		кПа	мм рт. ст.
10	1,23	9,21	17	1,94	14,52	22	2,64	19,82
12	1,40	10,51	18	2,06	15,47	23	2,81	21,06
14	1,59	11,98	19	2,20	16,47	24	2,98	22,37
15	1,70	12,78	20	2,34	17,53	25	3,17	23,75
16	1,82	13,63	21	2,49	18,64	26	3,36	25,20

Вычислите эквивалентную массу металла по уравнению

$$M_3' = 11\,200m / V_0, \text{ г/моль.}$$

После расчёта экспериментальной эквивалентной массы металла преподаватель называет металл, который использовался в эксперименте. Определите истинную эквивалентную массу металла по формуле

$$M_3 = A / B, \text{ г/моль.}$$

По экспериментальному и истинному значению эквивалентных масс металла определите относительную ошибку опыта (e , %)

$$e = 100 \cdot |M_3 - M_3'| / M_3.$$

Опыт 2. ВЗВЕШИВАНИЕ НА ТЕХНО-ХИМИЧЕСКИХ ВЕСАХ

Для грубого взвешивания в химической лаборатории применяются технические весы, для более точного взвешивания – техно-химические весы (точность взвешивания – до 0,01 г) и аналитические весы (точность взвешивания – до 0,0001 г).

Порядок взвешивания на техно-химических весах. Техно-химические весы монтируются на столе и проверяются. Переносить их или сдвигать с места после установки и проверки не разрешается. Снимать с чашек весов и класть на них взвешиваемые предметы и разновесы можно только после арретирования весов, т.е. перевода их в нерабочее состояние. Твёрдые вещества взвешивают на часовых стеклах, в бюксах, тиглях или листочках чистой бумаги, жидкости – в бюксах или химических стаканах. Прокалённые тигли, чашки перед взвешиванием охлаждают до комнатной температуры в эксикаторах.

При взвешивании на левую чашку помещают взвешиваемый предмет, а на правую – пинцетом разновес, приблизительно соответствующий массе предмета. Если разновес оказался больше, то его заменяют меньшим или большим до тех пор, пока не будет достигнуто равновесие (одинаковое отклонение стрелки в обе стороны от средней черты на шкале). После этого подсчитывают общую массу разновесов, складывая отдельно граммы, дециграммы и сантиграммы, записывают в лабораторный журнал массу предмета с точностью до 0,01 г.

Опыт 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ КАРБОНАТА КАЛЬЦИЯ

На техно-химических весах взвесьте чистый стакан вместимостью 100 см³ (m_1). Поместите в него несколько кусочков чистого мрамора и вновь взвесьте (m_2). Навеска мрамора должна быть около 2,50...3,00 г.

В бюретку, укрепленную в штативе, налейте до нулевого деления 1 М раствор соляной кислоты. Все измерения объёмов производите по нижнему мениску.

Под бюретку поставьте стакан с навеской мрамора и, осторожно открывая кран, прилейте в него из бюретки 15 см³ раствора кислоты. Когда выделение пузырьков газа замедлится, нагрейте стакан до 60...70 °С. Реакцию можно считать законченной, если выделение пузырьков прекратится.

Слейте образовавшийся раствор с оставшихся кусочков мрамора и промойте их два раза дистиллированной водой методом декантации.

Стакан с оставшимся мрамором высушите в сушильном шкафу и после охлаждения в эксикаторе взвесьте (m_3). Экспериментальные данные занесите в табл. 4.

4. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ И РАСЧЁТНЫЕ ДАННЫЕ

Масса стакана, г		Прореагировало мрамора $m(\text{CaCO}_3)$: $m_2 - m_3$, г	Масса HCl, $m(\text{HCl})$, г	Эквивалентная масса CaCO ₃ , $M_3(\text{CaCO}_3)$, г/моль	Относительная ошибка опыта e , %
пустого, m_1	с мрамором				
	до опыта, m_2	после опыта, m_3			

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения взаимодействия карбоната кальция с соляной кислотой.

Массу соляной кислоты определите по формуле $m(\text{HCl}) = cVM$, где c – молярная концентрация соляной кислоты, равная 1 моль/дм³; V – объём соляной кислоты, равный 15 см³ (0,015 дм³); M – мо-

лярная масса соляной кислоты, равная 36,5 г/моль.

Вычислите эквивалентную массу карбоната кальция из соотношения

$$m(\text{CaCO}_3) / m(\text{HCl}) = M_3(\text{CaCO}_3) / M_3(\text{HCl});$$

$$M_3(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3)M_3(\text{HCl}) / m(\text{HCl}).$$

По экспериментальным данным и истинному значению эквивалентной массы карбоната кальция определите относительную ошибку эксперимента.

ТЕСТЫ

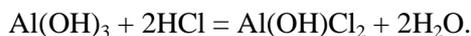
1. Эквивалентные объёмы водорода и кислорода равны

1) 11,2 и 5,6 дм³; 2) 11,2 и 11,2 дм³; 3) 22,4 и 11,2 дм³; 4) 11,2 и 22,4 дм³.

2. Эквивалентные массы водорода и кислорода равны

1) 1 и 16 г/моль; 2) 2 и 8 г/моль; 3) 1 и 8 г/моль; 4) 2 и 32 г/моль.

3. Эквивалентная масса Al(OH)₃ равна ..., если взаимодействие Al(OH)₃ с соляной кислотой протекает по уравнению



1) 26 г/моль; 2) 39 г/моль; 3) 78 г/моль; 4) 27 г/моль.

4. Мольная и эквивалентная масса металла равны ..., если при сжигании металла(II) массой 1,5 г требуется кислород объёмом 0,69 дм³ (н.у.).

1) 24,34 и 12,17 г/моль; 2) 12,17 и 12,17 г/моль;

3) 24,34 и 24,34 г/моль; 4) 20,17 и 24,34 г/моль.

5. Эквивалентная и мольная масса металла будут равны ..., если при взаимодействии металла(III) массой 3,24 г с кислотой выделяется водород объёмом 4,03 дм³ (н.у.).

1) 27 и 27 г/моль; 2) 9 и 9 г/моль; 3) 9 и 1 г/моль; 4) 9 и 27 г/моль.

6. Эквивалентная масса серной кислоты равна ..., если она массой 98 г реагирует с магнием массой 24 г.

1) 98,5 г/моль; 2) 46,0 г/моль; 3) 49,0 г/моль; 4) 48,0 г/моль.

7. Эквивалентная масса металла равна ..., если из хлорида металла массой 20,8 г получается сульфат этого металла массой 23,3 г.

1) 68,5 г/моль; 2) 35,5 г/моль; 3) 48,0 г/моль; 4) 98,0 г/моль.

8. Эквивалентная масса металла равна ..., если из нитрата металла массой 1,70 г получается йодид этого металла массой 2,35 г.

1) 62,0 г/моль; 2) 63,0 г/моль; 3) 127,0 г/моль; 4) 100,8 г/моль.

9. Эквивалентная масса металла равна ..., если металл массой 0,5 г вытесняет из кислоты водород объёмом 184 см³ при 21 °С и давлении 101,3 кПа.

1) 5,6 г/моль; 2) 32,7 г/моль; 3) 8,0 г/моль; 4) 30,4 г/моль.

10. Эквивалентная масса кислоты равна ..., если на нейтрализацию кислоты массой 2,45 г израсходован NaOH массой 2,00 г.

1) 49 г/моль; 2) 40 г/моль; 3) 98 г/моль; 4) 56 г/моль.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВА

Цель работы. привитие навыков по установлению истинных формул веществ с использованием экспериментальных данных.

Приборы и реактивы. техно-химические весы; эксикатор; щипцы тигельные; тигель № 2; баня песчаная или муфельная печь; ступка фарфоровая с пестиком; шпатель; кристаллогидраты: сульфата меди(II); сульфата никеля(II); хлорида кобальта(II).

Опыт. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ КРИСТАЛЛОГИДРАТА

Фарфоровый тигель поставьте в муфельную печь или на песчаную баню и прокалите в течение 10 – 15 мин. После этого тигельными щипцами перенесите тигель для охлаждения до комнатной температуры в эксикатор и после охлаждения взвесьте (m_1) на техно-химических весах (лабораторная работа 2, опыт 2). Кристаллогидрат измельчите в ступке до тонкого порошка и шпателем перенесите в тигель до $\frac{1}{4}$ его объёма.

Взвесьте тигель с кристаллогидратом (m_2). Поставьте тигель с кристаллогидратом в муфельную печь или на песчаную баню и нагрейте до полного обезвоживания (10 – 15 мин). Что наблюдается? После изменения окраски соли прекратите прокаливание и поставьте тигель в эксикатор для охлаждения. Взвесьте тигель с солью после прокаливания (m_3). Операцию прокаливания, охлаждения и взвешивания повторите до тех пор, пока разница в массе не превысит 0,02–0,03 г.

ОБРАБОТКА ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ДАННЫХ

m_1, m_2, m_3 – масса тигля соответственно пустого, с кристаллогидратом, с безводной солью, г;

$m_2 - m_1 = m_4$ – масса кристаллогидрата, г;

$m_2 - m_3 = m_5$ – масса удалённой воды, г;

$m_3 - m_1 = m_6$ – масса безводной соли, г.

По полученным данным рассчитайте количество воды, приходящееся на 1 моль безводной соли и составьте формулу кристаллогидрата.

ТЕСТЫ

1. Чистое вещество (в отличие от смесей) – это
 - 1) чугун; 2) питьевая сода; 3) воздух; 4) нефть.

2. Относительная молекулярная масса карбоната лития равна
 - 1) 56; 2) 64; 3) 74; 4) 87.

3. Формула кристаллогидрата, имеющего состав в массовых долях процента (ω , %): магния – 9,8; серы – 13,0 %; кислорода – 26,0 %; воды – 51,2 %
 - 1) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; 2) $\text{MgSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{MgSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

4. Формула кристаллогидрата хлорида меди(II), если при его прокаливании массой 1,197 г потеря в массе составила 0,252 г
 - 1) $\text{CuCl}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; 2) $\text{CuCl}_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{CuCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

5. Вещества, с которыми раствор сульфата меди(II) реагирует по отдельности,
 - 1) Fe, Na_2S , KOH; 2) Ag, K_2CO_3 , BaCl₂;
 - 3) Zn, HNO_3 , CaCO_3 ; 4) Al, KCl, KOH.

6. Формула кристаллогидрата, имеющего состав в массовых долях процента (ω , %): натрия – 16,09; углерода – 4,20 %; кислорода – 16,78 %; воды – 62,94 %,
 - 1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; 2) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;
 - 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

7. Относительная молекулярная масса гидроксида калия равна

1) 56 а.е.м.; 2) 64 г/моль; 3) 74 а.е.м.; 4) 56 г/моль.

8. Количество вещества (моль), содержащееся в 37,6 г нитрата меди(II), равно

1) 0,20; 2) 0,30; 3) 3,35; 4) 5,00.

9. Коэффициент перед формулой кислоты в уравнении реакции $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ кислая соль + ... равен

1) 2; 2) 3; 3) 1; 4) 6.

10. Формула кристаллогидрата, имеющего состав в массовых долях процента (ω , %): железа – 19,93; серы – 17,08 %; кислорода – 34,16 %; воды – 28,82 %,

1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; 2) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 11\text{H}_2\text{O}$;

3) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$; 4) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Лабораторная работа 4

ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

Цель работы. экспериментальное определение энтальпии реакции нейтрализации, а также энтальпии растворения некоторых солей. Сравнение полученных данных со стандартными значениями этих величин. Привитие навыков расчёта термодинамических величин.

Приборы и реактивы. весы техно-химические; цилиндр мерный вместимостью 100 см³; химические стаканы вместимостью 250 см³; термометр Бекмана; нитрат калия.

Растворы. соляной кислоты и гидроксида натрия – 1 М.

Возможность осуществления химического взаимодействия между веществами оценивается по их энергетическому состоянию. Расчёт энергии веществ и процессов производится на основании уравнений первого и второго законов термодинамики. Количественно величина энергии зависит от параметров состояния химической системы и типа процесса: изобарный, изохорный, изотермический и др.

Химическая термодинамика позволяет предвидеть возможность протекания химических процессов, оценить количественно реакционную способность веществ, рассчитать их химическое сродство.

Для изобарно-изотермических процессов их объединяет функция, называемая **изобарно-изотермическим потенциалом** или **свободной энергией Гиббса** (ΔG , кДж/моль), равная

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Энергия Гиббса служит критерием самопроизвольного протекания химической реакции:

– если $\Delta G_{\text{xp}} < 0$, то возможно самопроизвольное протекание данной реакции при определенных условиях;

– если $\Delta G_{\text{xp}} > 0$, то в данных условиях протекание реакции принципиально невозможно;

– если $\Delta G_{\text{xp}} = 0$, то данная реакция является абсолютно равновесной, т.е. равновесие в реакции наступает в момент $T = \Delta H_{\text{xp}} / \Delta S_{\text{xp}}$.

Опыт 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛООВОГО ЭФФЕКТА (ЭНТАЛЬПИИ) РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ КИСЛОТЫ ЩЁЛОЧЬЮ

В стеклянный стакан налейте 25 см³ раствора соляной кислоты. Опустите в раствор термометр и измерьте температуру раствора (точность измерения зависит от шкалы термометра). В другой стакан налейте 25 см³ раствора щёлочи и также измерьте его температуру. После выравнивания температур проведите реакцию нейтрализации, для чего к раствору кислоты осторожно прилейте раствор щёлочи и, плавно помешивая смесь термометром, зафиксируйте максимальное изменение температуры смеси.

ЗАПИСЬ РЕЗУЛЬТАТОВ ОПЫТА И РАСЧЁТЫ

1. Определите количество теплоты, выделившееся в реакции нейтрализации по уравнению

$$Q = c\Delta t(m_1 - m_2),$$

где t_1 и t_2 – массы растворов кислоты и щёлочи соответственно (плотности растворов принять равными 1 г/см^3), г; Δt – максимальное изменение температуры смеси, °С; c – удельная теплоёмкость смеси принимается равной теплоёмкости воды $c = 184 \text{ Дж/(г·К)}$.

2. Рассчитайте экспериментальную энтальпию (кДж/моль) реакции по формуле

$$\Delta H = Q \cdot 10^{-3} / Vc,$$

где Q – количество теплоты, выделившееся в ходе реакции нейтрализации, Дж; V – объём раствора кислоты, дм^3 ; c – молярная концентрация раствора, моль/ дм^3 .

3. Составьте краткое ионное уравнение реакции нейтрализации и рассчитайте теоретическое значение энтальпии для этого процесса по следствию из закона Гесса.

4. Определите относительную ошибку опыта.

Опыт 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА РАСТВОРЕНИЯ СОЛИ В ВОДЕ

Налейте в стакан 100 см^3 дистиллированной воды и измерьте её температуру. Взвешенную навеску нитрата натрия на техно-химических весах массой примерно $1,5 \text{ г}$ и поместите в стакан с водой. Осторожно перемешивая термометром до полного растворения навески, зафиксируйте максимальное изменение температуры раствора.

ЗАПИСЬ РЕЗУЛЬТАТОВ ОПЫТА И РАСЧЁТЫ

1. Рассчитайте тепловой эффект растворения соли в воде по уравнению

$$\Delta H_{\text{эксп}} = \frac{c(m_1 + m_2)\Delta t M_2}{m_2 \cdot 1000},$$

где t_1 и t_2 – масса воды и соли, соответственно, г; Δt – максимальное изменение температуры при растворении, °С; c – удельная теплоёмкость воды $c = 4,184 \text{ Дж/(г·К)}$; M – молярная масса нитрата калия, г/моль.

2. Рассчитайте относительную ошибку опыта, учитывая, что теоретическое значение энтальпии растворения нитрата калия в воде при 25 °С составляет $\Delta H_{\text{теор}} = -34,77 \text{ кДж/моль}$.

3. Оцените изменение энтропии, при растворении соли и сделайте соответствующие выводы.

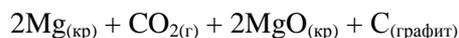
ТЕСТЫ

1. Теплота образования $\text{N}_2\text{O}_{(г)}$ равна ..., если термохимическое уравнение реакции $\text{C}_{(\text{графит})} + 2\text{N}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_{2(г)} + 2\text{N}_2_{(г)}$; $\Delta H^\circ = -557,5 \text{ кДж}$

$$(\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}).$$

- 1) -164 кДж/моль ; 2) $+82 \text{ кДж/моль}$;
- 3) -82 кДж/моль ; 4) $+164 \text{ кДж/моль}$.

2. Тепловой эффект реакции



$(\Delta H^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^\circ(\text{MgO}) = -601,8 \text{ кДж/моль}$) равен

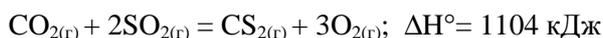
- 1) $-810,1$ кДж; 2) $+405$ кДж; 3) $+810$ кДж; 4) -405 кДж.

3. Изменение энергии Гиббса (ΔG°) реакции (н.у.)



($S^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}_{\text{кр}}) = 95,81$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{NH}_3(\text{r})) = 192,66$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{HCl}(\text{r})) = 186,79$ Дж/моль·К) равно
1) $+75,97$ кДж; 2) $-87,9$ кДж; 3) $+87,9$ кДж; 4) $-91,45$ кДж.

4. Изменение энергии Гиббса (ΔG°) реакции (н.у.)



($S^\circ(\text{CO}_2) = 213,66$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{SO}_2) = 248,07$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{CS}_2) = 237,77$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{O}_2) = 205,04$ Дж/моль·К) равно
1) $-530,5$ кДж; 2) -1061 кДж; 3) $+530,5$ кДж; 4) $+1061$ кДж.

5. Изменение энергии Гиббса (ΔG°) реакции (н.у.)



($S^\circ(\text{CO}_2) = 213,66$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 188,72$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{CH}_4) = 186,27$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{O}_2) = 205,04$ Дж/моль·К) равно
1) $-800,6$ кДж; 2) $-400,3$ кДж; 3) $+800,6$ кДж; 4) $+400,3$ кДж.

6. Энтальпия образования хлороводорода равна ..., если при взаимодействии 1 моль водорода и 1 моль хлора выделилось 184 кДж тепла.

- 1) -184 кДж/моль; 2) $+92$ кДж/моль;
3) -92 кДж/моль; 4) $+184$ кДж/моль.

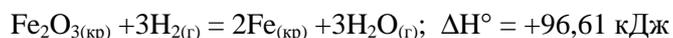
7. Энтальпия образования жидкой воды равна ..., если при взаимодействии 1 моль водорода и 0,5 моль кислорода выделилось 285,83 кДж тепла.

- 1) $-285,83$ кДж/моль; 2) $+142,9$ кДж/моль;
3) $-142,9$ кДж/моль; 4) $+285,83$ кДж/моль.

8. Энтальпия образования оксида азота(II) равна ..., если при взаимодействии 1 моль азота и 1 моль кислорода поглотилось 182,52 кДж тепла.

- 1) $-182,52$ кДж/моль; 2) $+91,26$ кДж/моль;
3) $-91,26$ кДж/моль; 4) $+182,52$ кДж/моль.

9. Температура начала реакции равна ..., если восстановление оксида железа(III) водородом протекает по уравнению



($S^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{кр})) = 87,45$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{r})) = 188,72$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{H}_2(\text{r})) = 130,52$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{Fe}(\text{кр})) = 27,15$ Дж/моль·К).
1) 683 К; 2) 595,5 К; 3) 495,5 К; 4) 395,5 К.

10. Температура, при которой в системе наступило равновесие



($S^\circ(\text{Cl}_2) = 222,98$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 188,72$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{HCl}) = 186,79$ Дж/моль·К; $S^\circ(\text{O}_2) = 205,04$ Дж/моль·К).
1) 688,35 К; 2) 700 К; 3) 888,35 К; 4) 900 К.

КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И РАВНОВЕСИЕ

Цель работы. экспериментальное изучение влияния различных факторов на скорость химической реакции и смещение равновесия.

Приборы и реактивы. штатив с пробирками; термометр; спиртовка; секундомер; бюретка вместимостью 25 см³; стакан вместимостью 50 см³, 250 см³; хлориды калия и железа(III); роданид калия.

Растворы. тиосульфата натрия, йода – 1 н.; серной кислоты, хромата калия – 1 М; хлорида железа(III), роданида калия – конц.; гидроксида натрия – 2 М; крахмала.

Химическая кинетика – это учение о скоростях и механизмах реакций, процессах взаимодействия веществ и их зависимости от времени и различных факторов. Химическая термодинамика, как известно, позволяет, рассчитывать тепловые эффекты реакций, химическое сродство, предсказывать возможность протекания данной реакции, определять состояние её равновесия. Химическая кинетика, в свою очередь, позволяет предсказать скорость реакции, механизм процесса взаимодействия веществ, стадии химического превращения и, следовательно, управлять химическим процессом в лабораторных и производственных условиях.

Скорость химической реакции зависит от текущей концентрации реагирующих веществ. Аналитически эта зависимость выражается основным законом кинетики (законом действия масс), открытым в 1867 г. Гульдбергом и Вааге,

$$v = k[A]^a[B]^b,$$

где k – константа скорости химической реакции; $[A]$ и $[B]$ – концентрации веществ A и B соответственно в текущий момент времени; a и b – стехиометрические коэффициенты в реакции по веществу A и B , соответственно.

Скорость химической реакции также зависит и от температуры. Для качественной оценки влияния температуры на скорость взаимодействия веществ можно использовать две зависимости: правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса.

Правило Вант-Гоффа формулируется следующим образом: при изменении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции чаще всего изменяется в 2 – 4 раза и математически это выражается уравнением

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где v_{T_2} и v_{T_1} – скорости при температурах T_2 и T_1 , соответственно; γ – температурный коэффициент скорости, который для большинства реакций принимает значения от 2 до 4.

Для более точных расчётов кинетических параметров реакций в зависимости от температуры используют **уравнение Аррениуса**:

$$k_T = A \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right),$$

где A – предэкспоненциальный множитель (кинетический фактор Аррениуса); E_a – энергия активации реакции; R – универсальная газовая постоянная, $R = 8,314$ Дж/(моль·К); T – температура.

Химическая термодинамика позволяет предсказать концентрации реагентов в равновесной смеси, предвидеть и рассчитать максимальный выход продукта реакции, а также степень превращения исходных веществ в продукты.

Связь между равновесными концентрациями (или парциальными давлениями) веществ, участвующих в реакции, выражается уравнением (при $T = \text{const}$)

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b},$$

где K – константа равновесия.

Если $K > 1$ – реакция смещена в сторону образования продуктов реакции, $K = 1$ – количества веществ эквивалентно, $K < 1$ – реакция смещена в сторону образования исходных веществ.

Константа равновесия реакции связана со стандартным изменением энергии Гиббса реакции уравнением:

$$\Delta G_T^\circ = -RT \ln K_T,$$

где ΔG_T° – энергия Гиббса реакции при постоянной температуре T , кДж; T – температура, К; K_T – значение константы равновесия при постоянной температуре T .

Опыт 1. ВЛИЯНИЕ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

1. Концентрации реагирующих веществ

Возьмите три сухие пробирки. Внесите в первую – 4, во вторую – 8, в третью – 12 капель раствора тиосульфата натрия. Для получения равных объёмов во всех пробирках добавьте в первую – 8, во вторую – 4 капли дистиллированной воды. Таким образом, в пробирках получаются разные концентрации тиосульфата натрия. Условно обозначим их: c – первая пробирка, $2c$ – вторая пробирка, $3c$ – третья пробирка.

Добавьте в первую пробирку одну каплю раствора серной кислоты и начинайте отсчёт времени от момента добавления кислоты до появления в растворе опалесценции, вызванной помутнением раствора (выделение серы),



Аналогичные опыты проделайте со второй и третьей пробирками. Данные опыта занесите в табл. 5.

Рассчитайте условные скорости реакции во всех трёх случаях. Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ $v = f(c)$. Сделайте выводы.

5. Экспериментальные данные

Но- мер опы- та	Число ка- пель рас- твора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Чис- ло ка- пель H_2O	Чис- ло ка- пель H_2S O_4	Общий объём раство- ра (число капель)	Отно- ситель ная кон- цен- тра- ция $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время тече- ния реак- ции τ , с	Услов- ная ско- рость реакции $v = 1/\tau$, с^{-1}
1	4	8	1	13	c
2	8	4	1	13	$2c$
3	12	–	1	13	$3c$

2. Температуры

ПРОДЕЛАЙТЕ ТО ЖЕ САМОЕ, ЧТО И В ПУНКТЕ 1, ПОВЫШАЯ ТЕМПЕРАТУРУ ВОДЫ В СТАКАНЕ КАЖДЫЙ РАЗ НА 10 ГРАД. ПОЛУЧЕННЫЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ДАННЫЕ ЗАНЕСИТЕ В ТАБЛ. 6.

6. Экспериментальные данные

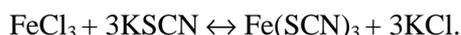
Номер опыта	Температура опыта T , °C	Время появления опалесценции τ , с	Относительная скорость реакции $\nu = 1/\tau$, с ⁻¹
1	t_1		
2	$t_1 + 10$		
3	$t_1 + 20$		

На основании данных табл. 6 сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции, вычислите температурный коэффициент Вант-Гоффа (γ) по формуле

$$\gamma = \nu_{T_2} / \nu_{T_1}.$$

Опыт 2. ВЛИЯНИЕ ИЗМЕНЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ НА СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Возьмите четыре пробирки. В одну из них налейте приблизительно одну треть пробирки раствора хлорида железа(III) и добавьте равный объём раствора роданида калия. Раствор перемешайте. Получите равномерно окрашенный в красноватый цвет исходный раствор роданида железа(III). Разлейте полученный раствор приблизительно поровну по всем четырём пробиркам, одну пробирку сохраните в качестве контрольной (для сравнения). В растворе протекает обратимая реакция



Роданид железа(III) придаёт раствору красную окраску, по изменению интенсивности окраски раствора можно судить о направлении смещения химического равновесия при изменении концентрации какого-либо вещества.

Во вторую пробирку добавьте на кончике шпателя кристаллики FeCl_3 , в третью – кристаллики KSCN , в четвертую – кристаллики KCl . Отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае, сравнивая с раствором в контрольной пробирке. Заполните табл. 7.

Напишите выражение константы равновесия данного обратимого процесса. Объясните смещение равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, применив принцип Ле-Шателье.

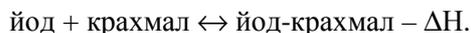
7. Экспериментальные данные

Номер пробирки	Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия
1	Контроль		
2	FeCl_3		
3	KSCN		
4	KCl		

Опыт 3. ВЛИЯНИЕ ИЗМЕНЕНИЯ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Налейте приблизительно $\frac{1}{2}$ пробирки раствора крахмала, добавьте две капли раствора йода. Наблюдайте появление синей окраски. После перемешивания отлейте половину раствора в другую пробирку. Нагрейте одну из них в пламени горелки, не доводя до кипения. Наблюдайте изменение окраски раствора. Затем охладите эту же пробирку. Снова наблюдается появление синей окраски.

При взаимодействии крахмала с йодом образуется сложное соединение синего цвета (йод – крахмал). Эта реакция экзотермическая, её можно представить следующей схемой:



Объясните изменение окраски и смещение равновесия при нагревании, охлаждении, исходя из принципа Ле Шателье.

ТЕСТЫ

1. Равновесие реакции $2\text{ZnS}_{(\text{кр})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{ZnO}_{(\text{кр})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$; $\Delta H < 0$ сместится влево при
 - 1) увеличении концентрации кислорода;
 - 2) дополнительном введении ZnO;
 - 3) понижении температуры;
 - 4) понижении давления.
2. Температуру газообразной смеси следует повысить на ... для увеличения скорости реакции в 81 раз (температурный коэффициент равен 3)
 - 1) 20°; 2) 30°; 3) 40°; 4) 50°.
3. Равновесие реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{CaO}_{(\text{кр})} \leftrightarrow \text{CaCO}_{3(\text{кр})}$; $\Delta H < 0$ сместится влево при
 - 1) повышении давления;
 - 2) дополнительном введении CaCO_3 ;
 - 3) повышении концентрации CO_2 ;
 - 4) повышении температуры.
4. При повышении концентрации оксида углерода(II) в 2 раза скорость реакции $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{COCl}_{2(\text{г})}$ увеличится
 - 1) в 2 раза; 2) в 4 раза; 3) в 6 раз; 4) в 8 раз.
5. При повышении давления в 5 раз скорость реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$ возрастёт
 - 1) в 5 раз; 2) в 10 раз; 3) в 25 раз; 4) в 125 раз.
6. Реакция, для которой повышение давления вызовет смещение равновесия вправо – это
 - 1) $2\text{NF}_{3(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 6\text{HF}_{(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})}$;
 - 2) $\text{CH}_{4(\text{г})} + 4\text{S}_{(\text{кр})} \leftrightarrow \text{CS}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})}$;
 - 3) $2\text{NO}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2(\text{NO})\text{Cl}_{(\text{г})}$;
 - 4) $2\text{O}_{3(\text{г})} \leftrightarrow 3\text{O}_{2(\text{г})}$.
7. При понижении давления в 3 раза скорость реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CS}_{2(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})}$ уменьшится
 - 1) в 3 раза; 2) в 6 раз; 3) в 9 раз; 4) в 27 раз.
8. Скорость реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{графит})} \rightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$ при повышении давления в 4 раза возрастёт
 - 1) в 4 раза; 2) в 8 раз; 3) в 16 раз; 4) в 32 раз.
9. Набор реакций, в которых увеличение объёма системы не вызовет смещения равновесия, – это

- 1) $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(\text{r})}; \quad \text{H}_{2(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{HCl}_{(\text{r})};$
- 2) $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{r})}; \quad \text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{r})};$
- 3) $\text{PCl}_{5(\text{r})} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(\text{r})} + \text{Cl}_{2(\text{r})}; \quad 2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(\text{r})};$
- 4) $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{HI}_{(\text{r})}; \quad \text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\text{r})}.$

10. Реакция, химическое равновесие которой сместится в сторону образования исходных веществ как при понижении температуры, так и повышении давления,

- 1) $\text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\text{r})}; \quad \Delta H > 0;$
- 2) $2\text{SO}_{3(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}; \quad \Delta H > 0;$
- 3) $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{Cl}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}; \quad \Delta H < 0;$
- 4) $2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{2(\text{r})}; \quad \Delta H < 0.$

Лабораторная работа 6

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

Цель работы. знакомство с методами получения дисперсных систем, изучение влияния различных факторов на коагуляцию зольей.

Приборы и реактивы. штатив с пробирками; колбы конические вместимостью 200 см³; химический стакан вместимостью 150 см³; воронка; пипетка вместимостью 1 см³; фотоэлектроколориметр (фотометр); фильтровальная бумага, спиртовка.

Растворы. перманганата калия – 1,5 %; тиосульфата натрия – 1 %; гидроксида натрия – 0,1 М; йодида калия, нитрата серебра – 0,01 М; хлорид железа(III) – конц.; азотной кислоты – 2 М.

Под **дисперсной системой** понимают гетерогенную систему, представляющую собой скопление большого числа мелких частиц одной фазы (**дисперсной фазы**), более или менее равномерно распределённых по объёму другой фазы (**дисперсионной среды**).

Если дисперсионной средой является жидкость, а дисперсной фазой твёрдое тело, то такую систему называют **коллоидным раствором** или **зольем**. В данном типе системы дисперсная фаза образует мицеллы.

Мицелла – это скопление правильно расположенных агрегатов, удерживаемых преимущественно дисперсионными силами. Строение мицеллы хлорида серебра в растворе, содержащем избыток хлорида калия, приведено на рис. 2.

Образование мицелл в коллоидных растворах описывается **правилом Панета-Фаянса**: на поверхности зародыша предпочтительно сорбируются ионы, способные достраивать его кристаллическую решетку или образующие малорастворимые соединения (т.е. изоморфные ионы). Данные ионы называются **потенциалопределяющими**.

Все дисперсные системы имеют определённые границы устойчивости и могут быть дестабилизированы действием магнитного, электрического, гравитационного полей или введением в раствор какого-либо вещества. Разрушение дисперсных систем под действием внешних факторов, приводящее к агрегации мицелл, называется **коагуляцией**.

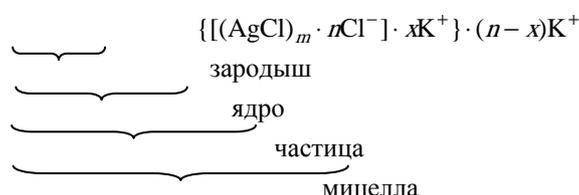


Рис. 2. Строение мицеллы хлорида серебра

Для характеристики коагуляции под воздействием химических веществ используют параметр, называемый **порогом коагуляции**, являющийся минимальной концентрацией электролита-коагулятора в системе, вызывающей коагуляцию.

Коагуляционные свойства ионов подчиняются **правилу Шульце-Гарди**: количество электролита, введённого в раствор и способного вызвать коагуляцию данной дисперсной системы, обратно пропорционально заряду иона, разрушающего двойной электрический слой. Таким образом, чем выше заряд иона, тем меньше его потребуется, чтобы вызвать разрушение структуры коллоидного рас-

твор, например, для коагуляции золя хлорида серебра в избытке хлорида калия соли алюминия требуется меньше, чем соли кальция, и намного меньше, чем соли натрия.

Особым отличием коллоидных растворов от истинных является наблюдение **конуса Тиндаля** (или **эффекта Тиндаля**). Он заключается в следующем: при прохождении луча света через истинный раствор не наблюдается следа этого луча в объёме раствора, а при прохождении его через коллоидный раствор наблюдается видимый след луча хорошо видимый в тёмном помещении, как это показано на рис. 3.



Рис. 3. Эффект Тиндаля

Таким способом доказывают отсутствие коллоидных частиц в растворах. Эффект Тиндаля используют в нефелометрическом анализе.

Опыт 1. ПОЛУЧЕНИЕ ЗОЛЯ ГИДРОКСИДА ЖЕЛЕЗА(III) ГИДРОЛИЗОМ СОЛИ

Налейте в пробирку 5 – 10 см³ дистиллированной воды и нагрейте её до кипения (спиртовка). В кипящую воду медленно, по каплям добавляйте раствор хлорида железа(III) до получения раствора цвета крепкого чая.

Напишите уравнения реакции гидролиза хлорида железа(III) в молекулярной и ионной форме. Изобразите схемы строения коллоидных частиц золя гидроксида железа(III).

Опыт 2. ПОЛУЧЕНИЕ ЗОЛЯ ТРИГИДРОКСИДА ЖЕЛЕЗА ПУТЁМ ПЕПТИЗАЦИИ

Приготовьте осадок гидроксида железа(III) действием гидроксида натрия на раствор трихлорида железа(III). Отметьте цвет осадка. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций. Отфильтруйте осадок, перенесите его в пробирку с концентрированным раствором трилорида железа(III) и нагрейте на спиртовке раствор до кипения. При кипячении наблюдайте изменение цвета раствора вследствие образования золя тригидроксида железа(III).

Опыт 3. ПОЛУЧЕНИЕ ЗОЛЯ ЙОДИДА СЕРЕБРА С РАЗНОИМЕННЫМИ ЗАРЯДАМИ ЧАСТИЦ

Налейте в пробирку 2–3 см³ раствора йодида калия и из пипетки медленно добавляйте 4 – 10 капель раствора нитрата серебра, все время сильно встряхивайте пробирку с раствором. Повторите опыт, налив в пробирку 1 см³ раствора нитрата серебра той же концентрации, медленно добавляйте при встряхивании 5 – 10 капель раствора йодида калия.

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения йодида серебра. Изобразите схематически строение коллоидных частиц золя йодида серебра, полученных в первом случае с избытком нитрата серебра и во втором – с избытком йодида калия, учитывая, что заряд коллоидных частиц определяется тем ионом, который находился в избытке вначале образования коллоида.

Опыт 4. ЗАЩИТНЫЙ КОЛЛОИД

В пробирку налейте 6 см³ дистиллированной воды, добавьте к ней по 1 см³ растворов: 0,01 М нитрата серебра и азотной кислоты. Перемешайте раствор и разделите поровну в две пробирки. В одну из пробирок прибавьте 10 капель раствора желатина и тщательно взболтайте. Затем в обе пробирки добавьте по две капли раствора хлорида натрия. Что наблюдается?

Опыт 5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЗНАКА ЗАРЯДА КОЛЛОИДНЫХ ЧАСТИЦ МЕТОДОМ КАПИЛЛЯРНОГО И КАПЕЛЬНОГО АНАЛИЗОВ

Определение знака заряда коллоидных частиц основано на том, что некоторые вещества, например бумага, шёлк, стекло, песок и другие, при погружении в воду заряжаются отрицательно. Если коллоидные частицы в растворе заряжены отрицательно, то они отталкиваются от фильтровальной бумаги и вместе с водой поднимаются вверх. Если же знак заряда коллоидных частиц положительный, то они притянутся к бумаге и осядут по её краям.

1. Опустите полоски фильтровальной бумаги в пробирку с коллоидными растворами иодида серебра, полученными в опыте 3 и оставьте на 1 час.

2. Нанесите на фильтровальную бумагу по капле тех же растворов йодида серебра. Определите в каждом случае знак заряда частиц, исходя из того, что при положительном заряде частиц капля золя на бумаге не расслаивается.

Сделайте вывод относительно заряда коллоидной частицы йодида серебра в случае избытка йодида калия и избытка нитрата серебра.

ТЕСТЫ

- Коллоидный раствор отличается от истинного
 - цветом;
 - размером частиц;
 - прозрачностью;
 - запахом.
- Коагуляция – это
 - укрупнение частиц;
 - разложение на ионы;
 - уменьшение размера;
 - выделение газообразного вещества.
- Строение мицеллы:
 - граница, диффузионный слой, ядро;
 - ядро, адсорбционный слой, диффузионный слой;
 - адсорбционный слой, ядро, гранула;
 - ядро, гранула, диффузионный слой.
- Структура мицеллы коллоидного раствора, образованного добавлением к AgNO_3 избытка KCl ,
 - $\{m[\text{AgCl}] \cdot x\text{Cl}^- \} x\text{Cl}^-$;
 - $\{m[\text{AgCl}] \cdot x\text{K}^+ \} x\text{K}^+$;
 - $\{m[\text{AgCl}] \cdot x\text{Cl}^-(n-x)\text{K}^+ \} x\text{K}^+$;
 - $\{m[\text{AgNO}_3] \cdot x\text{NO}_3^- \} x\text{K}^+$.
- Ядро мицеллы $\{m[\text{AgCl}] \cdot x\text{Ag}^+ \} x\text{NO}_3^-$:
 - Ag^+ ;
 - NO_3^- ;
 - AgNO_3 ;
 - AgCl .
- Частицы, образующие диффузионный слой, –
 - Ag^+ ;
 - NO_3^- ;
 - AgNO_3 ;
 - AgCl .
- Мицелла кремниевой кислоты –
 - $\{m\text{SiO}_2 \cdot n\text{HSiO}_3^-(n-x)\text{H}^+ \} x\text{H}^+$;
 - $\{m[\text{H}_2\text{SiO}_3] \cdot n\text{H}^+ \} n\text{H}^+$;
 - $\{m\text{SiO}_2 \cdot (n-x)\text{H}^+ \} x\text{H}^+$;
 - $\{m[\text{H}_2\text{SiO}_3] \cdot n\text{HSiO}_3^- \} x\text{HSiO}_3^-$.
- Строение мицеллы при взаимодействии AgNO_3 с избытком KJ :
 - $\{m[\text{AgJ}] \cdot n\text{J}^- \} n\text{K}^+$;
 - $\{m[\text{AgJ}] \cdot (n-x)\text{K}^+ \} x\text{K}^+$;
 - $\{m[\text{AgJ}] \cdot x\text{K}^+ \} x\text{J}^-$;
 - $\{m[\text{AgJ}] \cdot n\text{I}^-(n-x)\text{K}^+ \} x\text{K}^+$.
- Строение мицеллы при взаимодействии избытка AgNO_3 с KJ :
 - $\{m[\text{AgJ}] \cdot n\text{Ag}^+(n-x)\text{NO}_3^- \} x\text{NO}_3^-$;
 - $\{m[\text{AgNO}_3] \cdot n\text{J}^- \} x\text{Ag}^+$;
 - $\{m[\text{AgJ}] \cdot x\text{NO}_3^- \} x\text{K}^+$;
 - $\{m[\text{AgNO}_3] \cdot n\text{K}^+ \} n\text{J}^-$.
- Строение мицеллы при взаимодействии KOH с избытком FeCl_3 :

- 1) $\{m[\text{FeCl}_3] \cdot n\text{Cl}^-\}^{n-} n\text{K}^+$; 2) $\{\text{OH}\}_3 \cdot n\text{Cl}^-\}^{n-} n\text{K}^+$;
 3) $\{m[\text{Fe}(\text{OH})_3] \cdot n\text{Fe}^{3+} 3(n-x)\text{Cl}^-\}^{3x-} 3x\text{Cl}$; 4) $\{m[\text{FeCl}_3] \cdot n\text{K}^+\}^{n+} n\text{Cl}^- m$.

Лабораторная работа 7

**ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ СОЛИ
 ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ**

Цель работы. привитие навыков работы с ареометром при приготовлении растворов заданной концентрации (ω , %). Использование экспериментальных данных для определения концентрации растворов.

Приборы и реактивы. техно-химические весы; цилиндр мерный вместимостью 50 см³; химический стакан вместимостью 100 см³; мерная колба вместимостью 50 см³; пипетка вместимостью 25 см³; набор ареометров; стеклянная палочка; сульфат натрия безводный; сульфат алюминия кристаллогидрат Al₂(SO₄)₃ · 18H₂O; хлорид натрия.

**Опыт 1. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ХЛОРИДА НАТРИЯ
 ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ**

Получите у преподавателя задание на приготовление V см³ для раствора хлорида натрия заданной концентрации (ω , %). Рассчитайте массу соли и объём воды, необходимые для приготовления данного раствора используя данные табл. 8.

Взвесьте необходимую массу соли на техно-химических весах и перенесите соль в колбу. Отмерьте цилиндром рассчитанный объём воды и вылейте воду в колбу с солью. Перемешайте раствор и определите плотность приготовленного раствора ареометром. Для этого в цилиндр вместимостью 100 см³ налейте приготовленный раствор и погрузите в него сухой, чистый ареометр так, чтобы он не касался стенок сосуда. Отметьте деление шкалы ареометра, совпадающие с нижним мениском. По найденной плотности определите концентрацию приготовленного раствора в массовых долях процента и результаты занесите в табл. 9.

8. Плотность водных растворов некоторых солей

Массовая доля, %	Плотность раствора, г/см ³			Массовая доля, %	Плотность раствора, г/см ³		
	Na ₂ SO ₄ 4	Al ₂ (SO ₄) ₃	NaCl		Na ₂ SO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃	NaCl
5	1,044	1,050	1,034	10	1,091	1,105	1,071
6	1,053	1,061	1,041	11	1,101	1,117	1,078
7	1,063	1,072	1,049	12	1,111	1,129	1,086
8	1,072	1,083	1,056	13	1,121	1,140	1,093
9	1,082	1,094	1,063	14	1,141	1,152	1,101

9. Расчётные и экспериментальные данные

Концентрация заданного раствора ω , %	Масса раствора m_2 , г	Объём воды $V(\text{H}_2\text{O})$, см^3	Масса NaCl m_1 , г	Плотность приготовленного раствора ρ , $\text{г}/\text{см}^3$	КОНЦЕНТРАЦИЯ ПРИГОТОВЛЕННОГО РАСТВОРА ω' , %	Относительная ошибка e , %

По экспериментальным данным (табл. 10) рассчитайте молярность, нормальность, молярность, титр, мольную долю растворённого вещества, приготовленного раствора и относительную ошибку опыта по формулам

$$\omega = \frac{m_{\text{р.в}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 \text{ \%}; \quad c = \frac{m_{\text{р.в}} \cdot 1000}{M_{\text{р.в}} V}; \quad c_{\text{н}} = \frac{m_{\text{р.в}} \cdot 1000}{M_{\text{э}} V}; \quad c_m = \frac{m_{\text{р.в}} \cdot 1000}{M_{\text{р.в}} m_{\text{р-ля}}};$$

$$T = m_{\text{р.в}} / V; \quad N_{\text{р.в}} = \nu_{\text{р.в}} / (\nu_{\text{р.в}} + \nu_{\text{р-ля}}); \quad e = 100 \left| \omega' - \omega \right| / \omega.$$

Опыт 2. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА СУЛЬФАТА НАТРИЯ ($\omega = 10 \text{ \%}$)

Рассчитайте навеску, необходимую для приготовления 50 г раствора сульфата натрия ($\omega = 10 \text{ \%}$) и объём воды, который потребуется для этого. Возьмите навеску данной соли на техно-химических весах. Перенесите её в химический стакан и добавьте необходимый объём воды. Перемешайте раствор до полного растворения соли.

Полученный раствор перенесите в мерный цилиндр и измерьте ареометром его плотность. По показаниям ареометра определите точную концентрацию раствора, используя табл. 8.

Результаты занесите в табл. 10. Вычислите нормальную концентрацию раствора. Определите относительную ошибку опыта.

10. Расчётные и экспериментальные данные

Концентрация заданного раствора ω , %	Масса раствора m_2 , г	Объём воды $V(\text{H}_2\text{O})$, см^3	Масса $\text{Na}_2\text{S O}_4$ M_1 , г	Плотность приготовленного раствора ρ , $\text{г}/\text{см}^3$	КОНЦЕНТРАЦИЯ ПРИГОТОВЛЕННОГО РАСТВОРА ω , %	Относительная ошибка e , %

Опыт 3. ПРИГОТОВЛЕНИЕ 0,15 М РАСТВОРА СУЛЬФАТА НАТРИЯ

Пипеткой отмерьте 25 см^3 раствора сульфата натрия ($\omega = 10 \text{ \%}$), полученного в опыте 1, и перенесите в мерную колбу вместимостью 50 см^3 . Доведите объём раствора до метки и перемешайте.

Перелейте раствор в мерный цилиндр и измерьте его плотность с помощью ареометра. Определите точную концентрацию (ω , %) полученного раствора, рассчитайте его молярную концентрацию и определите относительную ошибку опыта.

Опыт 4. ПРИГОТОВЛЕНИЕ 1,5 н. РАСТВОРА СУЛЬФАТА АЛЮМИНИЯ

Рассчитайте массу кристаллической соли $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, необходимой для приготовления 50 см^3 1,5 н. раствора сульфата алюминия в расчёте на безводную соль. Взвесьте рассчитанное количество кристаллогидрата на техно-химических весах. Навеску сульфата алюминия перенесите через воронку в мерную колбу вместимостью 50 см^3 , смывая кристаллы соли дистиллированной водой. Налейте в колбу до половины дистиллированной воды и, перемешивайте раствор до полного растворения.

ния соли. Доведите водой уровень раствора до метки, последние капли добавляйте при помощи пипетки. Рассчитайте нормальную концентрацию соли. Это будет практическое значение нормальности раствора. Найдите относительную ошибку опыта, считая теоретическое значение нормальной концентрации раствора, равное $1,5 \text{ моль/дм}^3$.

ТЕСТЫ

1. Чистое вещество (в отличие от смесей) – это
1) известковая вода; 2) царская водка;
3) нержавеющая сталь; 4) медный купорос.
2. Массовая доля гидроксида калия (ω , %) равна ..., если после упаривания раствора объёмом 5 дм^3 ($\omega = 10\%$, $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$), масса раствора уменьшилась на 3 кг.
1) 6,5; 2) 18,3; 3) 22; 4) 29,5.
3. Массовая доля (ω , %) муравьиной кислоты в исходном растворе равна ..., если при взаимодействии газа, полученного при действии избытка окислителя на раствор муравьиной кислоты массой 36,8 г с избытком раствора гидроксида бария получен осадок массой 39,4 г.
1) 25; 2) 30; 3) 35; 4) 20.
4. Масса воды (г), в которой надо растворить $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 57,4 г для приготовления раствора сульфата цинка(II) $\omega = 8\%$, равна
1) 25,2; 2) 52,8; 3) 345,0; 4) 370,0.
5. Масса (г) 20 % раствора нитрата калия, необходимая для приготовления 600 г раствора $\omega = 8\%$, равна
1) 78; 2) 240; 3) 680; 4) 900.
6. Массовая доля (ω , %) серной кислоты в конечном растворе равна ..., если смешали $0,5 \text{ дм}^3$ серной кислоты ($\omega = 7\%$, $\rho = 1,046 \text{ г/см}^3$) и 150 г этой же кислоты $\omega = 25\%$.
1) 10; 2) 11; 3) 40; 4) 48.
7. Масса (г) кристаллогидрата $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, необходимая для приготовления 470 г раствора нитрата меди(II) $\omega = 20\%$, равна
1) 73,0; 2) 121,0; 3) 182,5; 4) 605,0.
8. Масса (г) раствора хлорида алюминия $\omega = 6\%$, в который следует добавить 30 г хлорида алюминия, чтобы получить раствор $\omega = 12\%$, равна
1) 15; 2) 60; 3) 440; 4) 500.
9. Количество сульфата калия (моль), необходимое для взаимодействия с хлоридом бария, содержащемся в $121,3 \text{ см}^3$ раствора ($\omega = 8\%$, $\rho = 1,071 \text{ г/см}^3$), равно
1) 0,03; 2) 0,05; 3) 0,06; 4) 0,08.
10. Масса хлорида натрия (г), которую надо добавить к 200 г раствора хлорида натрия $\omega = 8\%$, чтобы приготовить раствор $\omega = 18\%$, равна
1) 12,1; 2) 19,0; 3) 24,4; 4) 100,0.

Лабораторная работа 8

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: экспериментальное определение pH растворов с помощью индикаторов и pH-метра.

Приборы и реактивы: иономер (pH-метр); колбы мерные вместимостью 50 см³; стаканчики вместимостью 50 см³; пипетки мерные вместимостью 5 см³; штатив с пробирками; сульфаты алюминия и калия; карбонаты аммония и натрия; сульфит натрия; универсальная индикаторная бумага.

Растворы: соляной кислоты – 2 М и 0,1 М; сульфата алюминия; уксусной кислоты – 1 М; гидроксида натрия – 0,05 М; 0,1 М и 2 М; ацетата натрия – 0,5 М; карбоната натрия – 0,5 н.; лакмуса; метилоранжа; метилового красного; фенолфталеина.

Опыт 1. ОКРАСКА ИНДИКАТОРОВ В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ

В три пробирки налейте по 1,5–2 см³ (половина микропробирки) дистиллированной воды и добавьте по 2 капли лакмуса. В одну пробирку добавьте 2 капли 2 М HCl, в другую 2 капли 2 М NaOH. Наблюдайте окраску лакмуса в нейтральной, кислой и щелочной средах. После выполнения опыта растворы вылейте, посуду тщательно вымойте. Повторите опыт с использованием индикаторов фенолфталеина и метилоранжа. Окраску индикаторов запишите в табл. 11.

11. Окраска индикаторов в различных средах

Индикатор	Среда		
	кислая	нейтральная	щелочная
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метилоранж			

Опыт 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH РАСТВОРА УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ

В мерной колбе вместимостью 50 см³ приготовьте 0,1 М раствор из 1 М уксусной кислоты. Для этого пипеткой отберите 5 см³ 1 М раствора уксусной кислоты вылейте в мерную колбу и долейте до метки дистиллированной воды. Вычислите степень диссоциации 0,1 М раствора кислоты по формуле

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_q}{c}},$$

где α – степень диссоциации; K_q – константа кислотности, для уксусной кислоты $K_q = 1,86 \cdot 10^{-5}$; c – молярная концентрация кислоты (0,1 моль/дм³).

Затем, используя значение α , вычислите концентрацию ионов водорода $[H^+]$ по формуле

$$[H^+] = \alpha c b,$$

где b – число ионов водорода, получающихся при диссоциации одной молекулы кислоты (для уксусной кислоты $b = 1$). После этого рассчитайте водородный показатель раствора pH.

Приготовленный раствор перелейте в стаканчик вместимостью 50 см³ и измерьте величину pH с помощью универсальной индикаторной бумаги и на приборе. Сравните измеренную величину pH и теоретически вычисленное значение. Вычислите относительную ошибку опыта.

Опыт 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH РАСТВОРА NaOH

Приготовьте 50 см³ 0,005 М раствора из 0,05 М NaOH. Для этого пипеткой отберите 5 см³ 0,05 М NaOH, вылейте в мерную колбу вместимостью 50 см³ и долейте до метки дистиллированной воды.

Вычислите активную концентрацию ионов OH⁻ (a_{OH^-}) в растворе по формуле

$$[\text{OH}^-] = c_{\text{NaOH}}$$

Рассчитайте концентрацию ионов водорода, а затем – теоретическое значение pH раствора. Измерьте значение водородного показателя приготовленного раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги и на pH-метре. Вычислите относительную ошибку опыта.

Опыт 4. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОКРАСКИ НЕКОТОРЫХ ИНДИКАТОРОВ в различных средах

В четыре пронумерованных пробирки внесите по 3–4 см³ 0,1 М раствора соляной кислоты. В другие пробирки с теми же номерами внесите такие же объёмы 0,1 М раствора гидроксида натрия. Разместите пробирки в штативе в порядке убывания номеров так, чтобы за пробиркой с кислотой стояла пробирка с тем же номером со щелочью. Добавьте по 3–4 капли метилового оранжевого, метилового красного, фенолфталеина и по 8 – 10 капель лакмуса в пробирки 1, 2, 3 и 4, соответственно.

ЗАПИСЬ РЕЗУЛЬТАТОВ ОПЫТА И РАСЧЁТЫ

Вычислите водородный показатель (pH) в исследуемых растворах кислоты и щёлочи. Отметьте окраску индикаторов при вычисленных значениях pH и запишите в лабораторный журнал по схеме (табл. 12), предложенной для метилового оранжевого, используя области перехода индикаторов (табл. 13).

12. ОКРАСКА ИНДИКАТОРОВ ПРИ РАЗЛИЧНЫХ pH

№	ИНДИКАТОР	ОКРАСКА ПРИ pH													
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
1	МЕТИЛОВЫЙ ОРАНЖЕВЫЙ	КРАСНАЯ				ЖЁЛТАЯ									
2	МЕТИЛОВЫЙ КРАСНЫЙ														
3	ФЕНОЛФТАЛЕИН														
4	ЛАКМУС														

13. ИНТЕРВАЛЫ pH ИЗМЕНЕНИЯ ОКРАСКИ ИНДИКАТОРОВ

ИНДИКАТОР	ИНТЕРВАЛ ПЕРЕХОДА ОКРАСКИ, pH	ИНДИКАТОР	ИНТЕРВАЛ ПЕРЕХОДА ОКРАСКИ, pH
МЕТИЛОВЫЙ ОРАНЖЕВЫЙ	3,1...4,4	ЛАКМУС	5,0...8,0
МЕТИЛОВЫЙ КРАСНЫЙ	4,4...6,2	ФЕНОЛФТАЛЕИН	8,2...10,0

ОПЫТ 5. Реакция среды в растворах различных солей

В пять пробирок налейте по 2–3 см³ нейтрального раствора лакмуса. Первую пробирку оставьте для контроля, а в остальные внесите несколько кристалликов солей: во вторую – сульфата калия; в третью – карбоната натрия; в четвертую – карбоната аммония; в пятую – сульфата алюминия. Перемешайте растворы и сравните их окраску с окраской раствора лакмуса в первой пробирке на фоне белой бумаги. По изменению окраски лакмуса определите какие из солей подвергаются гидролизу и какова реакция среды в растворе каждой соли. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей.

ОПЫТ 6. Образование кислых солей при гидролизе

Налейте в пробирку приблизительно $\frac{1}{4}$ её объёма воды и внесите несколько кристалликов сульфата натрия. Размешайте стеклянной палочкой и нанесите 2 капли полученного раствора на индикаторную бумагу. Определите pH раствора. По отсутствию запаха сернистого газа убедитесь в неполном гидролизе соли. Напишите молекулярное и ионное уравнение реакции гидролиза сульфата натрия.

ОПЫТ 7. Реакции полного (необратимого) гидролиза

К 1–2 см³ раствора сульфата алюминия добавьте такой же объём раствора карбоната натрия. Отметьте выделение пузырьков диоксида углерода и образование осадка гидроксида алюминия. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций полного (необратимого) гидролиза.

ОПЫТ 8. Влияние температуры на гидролиз

В три пробирки внесите по 1–2 см³ раствора ацетата натрия, прибавьте две капли фенолфталеина. Первую пробирку оставьте для контроля, вторую нагрейте на водяной бане, третью поставьте в стакан с холодной водой. Сравните окраски во второй и третьей пробирках с окраской раствора в первой пробирке на фоне белой бумаги. По изменению окраски фенолфталеина объясните влияние температуры на гидролиз. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций гидролиза ацетата натрия.

ТЕСТЫ

1. Ряд растворов солей, в которых кислотность среды увеличивается,
1) KCl, Na₂CO₃; 2) CaCl₂, FeCl₃; 3) CuSO₄, Na₂SO₄; 4) NaCl, KBr.
2. Ряд растворов солей, в которых щелочность среды увеличивается,
1) K₃PO₄, KCl; 2) Sr(NO₃)₂, Zn(NO₃)₂;
3) RbCl, CuCl₂; 4) K₂HPO₄, K₃PO₄.
3. Лакмус изменяет окраску от красной в растворе первой соли к фиолетовой в растворе второй соли для набора
1) ZnSO₄, K₃PO₄; 2) AlCl₃, KCl; 3) K₂S, K₂SO₄; 4) NaNO₃, NaCl.
4. Лакмус изменяет окраску от синей в растворе первой соли к красной в растворе второй соли для набора
1) ZnCl₂, BaCl₂; 2) Na₂S, K₂SO₄;
3) K₂SiO₃, KHSO₄; 4) Na₂CO₃, Na₂SO₄.
5. Вещества, при взаимодействии которых получается сероводород,
1) Al₂S₃ и H₂O; 2) FeS и HNO₃(РАЗБ);
3) K₂S и H₂SO₄(КОНЦ); 4) CaS и H₂O.
6. Набор, в котором лакмус изменяет окраску от красной в растворе первой соли к синей в растворе второй соли,

1) AlCl_3 , K_3PO_4 ; 2) Na_2S , Na_2CO_3 ; 3) Na_2SiO_3 , NaCl ; 4) RbNO_3 , K_2S .

7. Среда раствора хлорида железа(III)

1) щелочная; 2) кислотная; 3) слабощелочная; 4) нейтральная.

8. Среда раствора сульфата алюминия

1) слабощелочная; 2) нейтральная; 3) щелочная; 4) кислотная.

9. Сумма коэффициентов в кратком ионном уравнении реакции взаимодействия растворов карбоната калия и хлорида хрома(III)

1) 8; 2) 10; 3) 12; 4) 13.

10. Концентрация водного раствора гидроксида калия составляет 1 моль/дм³. При условии 100 % диссоциации КОН значение pH этого раствора равно

1) 1; 2) 10; 3) 12; 4) 14.

Лабораторная работа 9

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: изучение окислительно-восстановительной активности различных соединений. Определение содержания вещества в растворе с использованием окислительно-восстановительных реакций.

Приборы и реактивы: спиртовка; алюминий (стружка); медь (стружка); штатив с микропробирками; перманганат калия; дихромат калия; сульфит натрия; оксид марганца(IV).

Растворы: йодной воды, серной кислоты, азотной кислоты, гидроксида натрия – 2 н.; пероксида водорода – 3 %; перманганата калия, йодида и йодата калия – 0,1 н.; соляной кислоты – конц.; сульфида натрия, хлорида олова – 1 н.; роданида аммония – 0,02 н.; сульфата хрома(III), хлорида железа(III) – 0,5 н.; крахмала.

Опыт 1. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ЙОДА

В пробирку поместите 5 капель раствора сульфида натрия и по каплям прибавьте йодную воду. Наблюдайте обесцвечивание раствора. Составьте уравнение реакции, учитывая, что сульфид-ион переходит в сульфат-ион.

Опыт 2. ОКИСЛЕНИЕ Sn^{+2} ДО Sn^{+4}

К 3 каплям хлорида железа(III) прилейте 1 каплю раствора роданида аммония. О наличии каких ионов в растворе свидетельствует появившееся окрашивание?

К полученной смеси прилейте по каплям раствор хлорида олова(II). Почему раствор обесцвечивается? Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции (роданид аммония в уравнение не включайте).

Опыт 3. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

К 4 каплям раствора йодида калия прилейте 4 капли раствора азотной кислоты. Что наблюдается? Составьте уравнение реакции. Как можно доказать, что появившаяся окраска обусловлена выделенным йодом?

Опыт 4. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ

В две пробирки поместите по несколько кристалликов перманганата и дихромата калия, соответственно. Добавьте в каждую пробирку по 3–4 см³ концентрированной соляной кислоты. Обратите внимание на цвет образующегося газа (опыт проводить под тягой!).

Напишите уравнения проделанных реакций.

Опыт 5. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ

В три пробирки налейте по 1 см³ раствора перманганата калия и добавьте такие же объёмы: в первую – раствора серной кислоты; во вторую – воды; в третью – гидроксида натрия. Внесите в каждую пробирку по несколько кристалликов сульфита натрия.

Отметьте изменение окраски растворов в каждой пробирке, напишите уравнения проделанных реакций.

ОПЫТ 6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

1. Восстановительные свойства

Налейте в пробирку 1 см³ раствора перманганата калия, 2 см³ раствора серной кислоты и 1–2 см³ раствора пероксида водорода. Внесите в пробирку тлеющую лучину. Что наблюдается.

Напишите уравнение соответствующей реакции.

2. Окислительные свойства

К раствору соли хрома(III) прилейте избыток раствора гидроксида натрия до растворения осадка Cr(OH)₃. Затем добавьте раствор пероксида водорода до изменения окраски.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Реакция диспропорционирования

Поместите в пробирку 2–3 см³ пероксида водорода и добавьте на кончике шпателя MnO₂. Внесите в пробирку тлеющую лучину. Что наблюдается? Какова роль MnO₂?

Напишите уравнение соответствующей реакции.

ОПЫТ 7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЙОДА

К 1–2 см³ раствора йодида калия прилейте 3 см³ раствора серной кислоты и 1–2 см³ раствора йода калия. При этом наблюдается пожелтение раствора, вызванное образованием свободного йода. Докажите наличие йода в растворе с помощью раствора крахмала.

Напишите уравнение соответствующей реакции.

ТЕСТЫ

1. Сумма коэффициентов в уравнении реакции



1) 20; 2) 36; 3) 27; 4) 30.

2. Объём (см³) полученного брома с плотностью 3,12 г/см³, если при взаимодействии бромида калия массой 83,3 г с концентрированной серной кислотой образуются сернистый газ и бром, равен

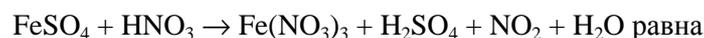
1) 6; 2) 9; 3) 18; 4) 36.

3. Сумма коэффициентов в уравнении реакции



1) 7; 2) 9; 3) 12; 4) 16.

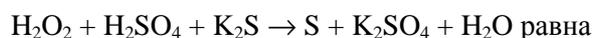
4. Сумма коэффициентов в уравнении реакции



1) 5; 2) 7; 3) 9; 4) 16.

5. Объем (дм³, н.у.) азота, полученный прокаливанием смеси нитрата кальция и сульфата аммония массами по 13,2 г каждый, равен
1) 22,4; 2) 4,48; 3) 2,24; 4) 1,12.

6. Сумма коэффициентов в уравнении реакции



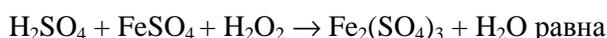
1) 3; 2) 7; 3) 10; 4) 16.

7. Сумма коэффициентов в уравнении реакции



1) 22; 2) 17; 3) 10; 4) 16.

8. Сумма коэффициентов в уравнении реакции

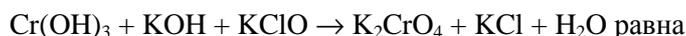


1) 4; 2) 7; 3) 10; 4) 6.

9. Число газов на выходе равно ..., если через реактор с теплой концентрированной серной кислотой пропустили смесь газов $\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{N}_2$.

1) 4; 2) 3; 3) 2; 4) 1.

10. Сумма коэффициентов в уравнении реакции



1) 4; 2) 3; 3) 12; 4) 16.

Лабораторная работа 10

РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Цель работы. сравнение химической активности металлов. Составление схем гальванических элементов, изучение их работы и определение э.д.с.

Приборы и реактивы. потенциометр; медная, железная, оловянная, свинцовая и цинковая пластины; мерные колбы вместимостью 50 см³ – 2 шт.; мерные цилиндры вместимостью 10 см³ – 2 шт.; штатив с пробирками.

Растворы. сульфата цинка – 0,05 М и 0,5 н.; сульфата меди(II) – 0,1 М; 0,5 М и 0,05 М; сульфата хрома(III) – 1 М; сульфатов меди(II), цинка, железа(II), свинца(II), нитрата свинца(II), хлорида олова(II) – 0,5 н.; нитрата серебра – 0,01 М.

Опыт 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКОЙ АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

В каждую из шести пробирок налейте по 2 см³ растворов: сульфата меди(II), цинка(II), железа(II), нитрата свинца(II), хлорида олова(II), нитрата серебра. Во все растворы, за исключением раствора сульфата меди(II), опустите на 2–3 мин пластинки металлической меди. В какой пробирке медная пластинка покрылась налётом другого металла?

Аналогичные опыты проведите с железной, свинцовой, оловянной, цинковой пластинками, исключая в каждом опыте растворы солей этих металлов. Наблюдайте каждый раз, в каких пробирках происходит вытеснение металла из раствора его соли. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций с указанием перехода электронов. Какой из исследованных металлов самый активный? Какой металл наименее активен? Расположите все исследованные металлы в порядке убывания восстановительной активности. Под каждым металлом напишите значение стандартного потенциала, ис-

пользуя ряд напряжений металлов. Соответствует ли положение металла в экспериментальном ряду их положению в ряду стандартных электродных потенциалов?

Принимая электродный потенциал водородного электрода равным нулю, поместите его в экспериментальный ряд напряжений металлов и укажите какие из исследованных металлов могут вытеснить водород из разбавленных кислот (HCl , H_2SO_4).

Опыт 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ Э.Д.С. МЕДНО-ЦИНКОВОГО ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

Приготовьте 0,005 М раствор ZnSO_4 путём разбавления 0,05 М раствора этой соли и, соответственно, раствор 0,05 М CuSO_4 разбавлением 0,5 М раствора. Растворы готовьте следующим образом. Отмерьте пипеткой рассчитанный объём раствора сульфата цинка, перенесите в мерную колбу вместимостью 50 см^3 , доведите дистиллированной водой до метки и перемешайте. Аналогично приготовьте и раствор сульфата меди(II). Растворы солей цинка и меди налейте отдельно в стаканчики вместимостью 50 см^3 .

Соберите гальванический элемент. Для этого погрузите цинковую пластину, а медную – в раствор внутренней цепи элемента солевой трубки с гелем, содержащим хлорид солей. Электроды с помощью высокоомному входу потенциометра потенциалов электродов, которая практическому значению э.д.с.

Рассчитайте теоретическое значение э.д.с. данного элемента по уравнению Нернста, коэффициент активности ионов цинка в цинка $\gamma = 0,48$, а коэффициент активности ионов меди в растворе сульфата меди относительную ошибку опыта. гальванического элемента и реакций.

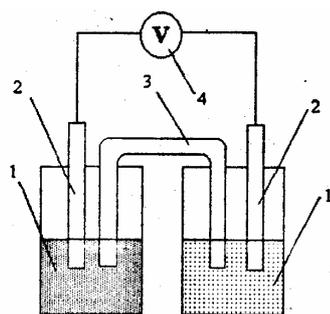


Рис. 3. Медно-цинковый гальванический элемент:

1 – стаканы с раствором электролита; 2 – электроды; 3 – солевой мостик; 4 – вольтметр

элемент, как показано на рис. 3. стину в раствор сульфата сульфата меди. Для замыкания мостик, в виде изогнутой трубки с гелем, опустите в растворы проводов подключите к Измерьте разность потенциалов электродов, которая должна соответствовать значению э.д.с. данного элемента.

учитывая, что коэффициент активности ионов меди в 0,1 М $\gamma = 0,16$. Рассчитайте относительную ошибку опыта. Напишите уравнения электродных реакций

Опыт 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ Э.Д.С. КОНЦЕНТРАЦИОННОГО ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

Приготовьте 0,01 М раствора сульфата меди(II) из 0,05 М раствора. Для этого рассчитанный объём 0,05 М раствора сульфата меди(II) отмерьте пипеткой, перенесите в мерную колбу вместимостью 50 см^3 и доведите до метки дистиллированной водой. В качестве второго раствора возьмите приготовленный в предыдущем опыте 0,1 М раствор сульфата меди(II). Оба раствора налейте в стаканчики вместимостью 50 см^3 и соберите гальванический элемент, используя в качестве электродов две медные пластины. Измерьте практическое значение э.д.с. элемента. Рассчитайте потенциал медного электрода в растворе с меньшей концентрацией, учитывая, что коэффициент активности ионов для 0,01 М раствора сульфата меди(II) $\gamma = 0,43$. Потенциал медного электрода в 0,1 М растворе сульфата меди(II) возьмите из первого опыта. Сопоставьте величины двух медных электродов. Определите анод и катод. Рассчитайте теоретическое значение э.д.с. Вычислите относительную ошибку опыта. Напишите схему гальванической элемента. Составьте уравнения электродных реакций. Сделайте вывод о том, до каких пор возможна работа гальванического элемента.

ТЕСТЫ

1. Вещества, с которыми реагирует сульфат меди(II) по отдельности в растворе,
 - 1) Fe , Na_2S , KOH ;
 - 2) Ag , K_2CO_3 , BaCl_2 ;
 - 3) Zn , HNO_3 , CaCO_3 ;
 - 4) Al , KCl , KOH .

2. Явления, наблюдаемые при добавлении к меди концентрированной серной кислоты,
 - 1) выделение водорода;
 - 2) выделение диоксида серы;
 - 3) выделение сероводорода;

4) отсутствие взаимодействия.

3. Массовая доля (ω , %) продукта в растворе равна ..., если в избытке хлора сожгли 0,1 моль железа и продукт растворили в воде объёмом 83,75 см³.

- 1) 26,33; 2) 16,25; 3) 13,17; 4) 8,13.

4. Порядок выделения из раствора ионов Cu^{2+} , Mg^{2+} , Cd^{2+} , Mn^{2+} , Ag^+

- 1) Ag^+ , Cu^{2+} , Cd^{2+} , Mn^{2+} , Mg^{2+} ; 2) Cu^{2+} , Mg^{2+} , Cd^{2+} , Mn^{2+} , Ag^+ ;
3) Mg^{2+} , Cd^{2+} , Cu^{2+} , Mn^{2+} , Ag^+ ; 4) Cd^{2+} , Mn^{2+} , Ag^+ , Cu^{2+} , Mg^{2+} .

5. Водные растворы солей а) MgSO_4 , б) NaCl , в) CuSO_4 , г) AlCl_3 , д) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, с которыми будет реагировать никелевые пластинки, опущенные в них.

- 1) а, г; 2) а, в; 3) в, д; 4) б, д.

6. Масса (г) цинковой пластинки после того как она была опущена в раствор сульфата меди(II), равна ..., если первоначально она имела массу 10 г.

- 1) 9,9; 2) 9,0; 3) 10,1; 4) 9,1.

7. Концентрация (моль/дм³) ионов цинка, если потенциал цинкового электрода на 0,015 В меньше его стандартного электродного потенциала, равна

- 1) 0,39; 2) 0,71; 3) 0,30; 4) 0,50.

8. Схема цинко-магниевого гальванического элемента

- 1) $-\text{Zn}^{2+} / \text{Zn} // \text{Mg}^{2+} / \text{Mg}^+ +$; 2) $-\text{Zn} / \text{Zn}^{2+} // \text{Mg} / \text{Mg}^{2+} +$;
3) $-\text{Mg}^{2+} / \text{Mg} // \text{Zn}^{2+} / \text{Zn} +$; 4) $-\text{Mg} / \text{Mg}^{2+} // \text{Zn}^{2+} / \text{Zn} +$.

9. Стандартная э.д.с. свинцово-цинкового гальванического элемента ($E_{\text{Pb/Pb}^{2+}} = -0,13 \text{ В}$; $E_{\text{Zn/Zn}^{2+}} = -0,76 \text{ В}$) равна

- 1) 0,76 В; 2) -0,13 В; 3) -0,89 В; 4) 0,63 В.

10. Электродный потенциал системы Ag^+/Ag равен ..., если концентрация ионов серебра равна 0,1 моль/дм³

- 1) 0,80 В; 2) 0,74 В; 3) 0,62 В; 4) 0,69 В.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА II

Электролиз

Цель работы. экспериментальное изучение процессов электролиза с инертными и растворимыми электродами.

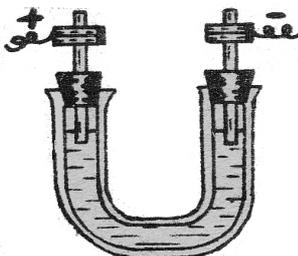
Приборы и реактивы. электролизёр; выпрямитель тока; графитовые, медные и никелевые электроды; водяная баня; химические стаканы вместимостью 250 см³; фильтровальная бумага.

Растворы. сульфата меди(II) – 0,1 М и 5 %; йодида калия – 5 %; электролит для никелирования; перманганата калия, щавелевой кислоты – 0,1 н.; сульфата или хлорида титана(IV) – 0,1 М; фенолфталеина; лакмуса; крахмала.

Опыт 1. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРА ИОДИДА КАЛИЯ

Закрепите электролизёр (рис. 4), которым служит U-образная стеклянная трубка, на штативе. Налейте в него раствор йодида калия. Вставьте в оба отверстия трубки электроды и включите постоянный ток. Электролиз проводите 3 – 5 мин.

После этого добавьте в раствор несколько капель фенолфталеина, а в – несколько капель раствора крахмала. Наблюдайте окраску раствора у катода и у анода. Какие реакции происходят на катоде и на аноде? Напишите уравнения реакций, происходящих на катоде и на аноде. Как изменился характер среды в растворе катодного пространства.



Наблюдайте окраску катодного пространства. Как изменился характер среды в катодном пространстве? Наблюдайте окраску анодного пространства. Как изменился характер среды в анодном пространстве? Наблюдайте окраску раствора у катода и у анода. Какие реакции происходят на катоде и на аноде? Напишите уравнения реакций, происходящих на катоде и на аноде. Как изменился характер среды в катодном пространстве.

Рис. 4. Электролизёр

Опыт 2. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРА СУЛЬФАТА МЕДИ(II)

В электролизёр налейте раствор сульфата меди(II) ($\omega = 5\%$). Опустите в него угольные электроды и включите ток, через 3 – 5 мин наблюдайте появление на одном из электродов красного налета меди. Выключите ток, поменяйте местами клеммы электродов. Снова пропустите электрический ток. Что происходит с красным налётом меди? Напишите уравнения реакций, происходящих на катоде и на аноде.

Опыт 3. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЕ НАНЕСЕНИЕ ЗАЩИТНЫХ ПОКРЫТИЙ

В электролизёр налейте раствор электролита для никелирования. Медный электрод обезжирьте в горячем растворе ($60\text{ }^\circ\text{C}$) перманганата калия в течение 5 мин., промойте дистиллированной водой. Затем протравите его в горячем растворе щавелевой кислоты так же как и в перманганате калия. Погрузите электроды в раствор, подсоедините медный электрод к отрицательной, а никелевый электрод к положительной клеммам выпрямителя тока. Включите ток (0,2–0,25 А) и проведите процесс электролиза в течение 10 мин. Выключите ток, выньте медный электрод из раствора, промойте водой и оботрите досуха фильтровальной бумагой. Отметьте внешний вид никелевого покрытия. Напишите уравнения реакций, происходящих на катоде и на аноде.

Опыт 4. КАТОДНОЕ ВОССТАНОВЛЕНИЕ ТИТАНА(IV)

В электролизёр налейте раствор сульфата или хлорида титана(IV), опустите графитовые электроды в раствор и проведите процесс электролиза. Наблюдайте в одном колене электролизера окрашивание раствора в фиолетовый цвет, характерный для иона Ti^{4+} . Окисление или восстановление претерпел титан? На катоде или аноде это произошло? Проверьте своё предположение написав уравнения электродных процессов.

ТЕСТЫ

1. Продуктами электролиза расплава смеси $\text{NaOH} + \text{NaCl}$ являются.
1) Na, Cl_2 ; 2) H_2, Cl_2 ; 3) H_2, Na ; 4) H_2, O_2 .
2. Объём газа (в дм^3 , н.у.), выделившийся на аноде, если при электролизе раствора хлорида меди(II) на катоде выделился металл массой 3,2 г
1) 0,28; 2) 0,56; 3) 1,12; 4) 2,24.
3. Калий можно получить электролизом
1) раствора KCl ;
2) раствора KNO_3 ;
3) расплава KCl ;
4) расплава смеси KCl и MgCl_2 .
4. Промышленный метод получения алюминия –
1) обезвоживанием алюмокалиевых квасцов;
2) электролизом расплава боксита в криолите;
3) методом алюминотермии;
4) восстановлением глины кальцием.
5. Продуктами электролиза расплава смеси NaF и KCl будут
1) Na, Cl_2 ; 2) K, Cl_2 ; 3) Na, F_2 ; 4) K, F_2 .
6. Вещества, одновременно получающиеся при электролизе водного раствора NaCl ,
1) натрий и водород;
2) хлор и водород;
3) гидроксид натрия, кислород и водород;
4) хлор, водород и гидроксид натрия.
7. Масса водорода, образующегося при прохождении тока 3 А в течение часа через раствор NaNO_3 , равна
1) 0,112 г; 2) 1,12 г; 3) 2,24 г; 4) 0,56 г.

8. Вещества, выделяющиеся и образующиеся на катоде при электролизе водного раствора KNO_3 ,
1) O_2 и HNO_3 ; 2) H_2 и KOH ; 3) O_2 и H_2 ; 4) HNO_3 и KOH .

9. Вещества, образующиеся при электролизе водного раствора CuSO_4 ,

1) Cu , H_2 , O_2 ; 2) Cu , O_2 , SO_2 ; 3) Cu , H_2 , H_2SO_4 ; 4) Cu , O_2 , H_2SO_4 .

10. Масса H_2SO_4 , образующаяся в анодном пространстве при электролизе Na_2SO_4 , если на аноде выделился O_2 объёмом $1,12 \text{ дм}^3$ (н.у.)

1) 49 г; 2) 98 г; 3) 9,8 г; 4) 4,9 г.

Лабораторная работа 12

Комплексные соединения

Цель работы. овладение навыками синтеза комплексных соединений и исследование их свойств.

Приборы и реактивы. весы техно-химические; стакан вместимостью 50 см^3 ; цилиндры мерные вместимостью 10 и 100 см^3 ; палочка стеклянная; шпатель; кристаллизатор; воронка стеклянная, спиртовка; ножницы;

пробиркодержатель; железный гвоздь; фильтровальная бумага; лёд или снег; этанол; медный купорос; штатив с пробирками; силикагель; сульфат натрия.

Растворы. гексацианоферрата(II) калия – 1 н.; сульфата меди(II), хлорида кобальта(II), сульфата натрия – 1 н.; сульфата цинка и никеля(II), ацетата, сульфида, тиосульфата, нитрита натрия и роданида калия, антимоноата калия, сульфата хрома(III) – конц.; соляной кислоты – 2 н. и конц.; гидроксида натрия, перманганата калия, сульфатов железа(II), гексацианоферрата(III) калия, хлорида железа(III) и бария – 0,5 М; пероксида водорода – 3 %; серной кислоты – 1М; аммиака – $\rho = 0,95 \text{ г/см}^3$.

Опыт 1. СИНТЕЗ СОЛИ СУЛЬФАТА ТЕТРААММИНМЕДИ(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Исходя из уравнения реакции



вычислите массу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и объём раствора аммиака, необходимые для получения 5 г сульфата тетраамминмеди(II). Для увеличения выхода продукта берётся двукратный избыток раствора аммиака.

В стакане взвесьте рассчитанное количество $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, добавьте раствор аммиака и перемешайте содержимое стакана до полного растворения соли. Для уменьшения растворимости соли осаждение ведётся в присутствии этанола, взятого в количестве, равном половине рассчитанного по реакции объёма раствора аммиака. Затем стакан поставьте в кристаллизатор со льдом или снегом на 10 мин. После охлаждения отделите кристаллы от раствора фильтрованием, фильтр вместе с кристаллами просушите между листами фильтровальной бумаги. Опишите внешний вид полученной соли $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Опыт 2. СВОЙСТВА СУЛЬФАТА ТЕТРААММИНМЕДИ(II)

1. Электролитические свойства

Небольшое количество синтезированной соли в опыте 1 растворите в воде. Полученный раствор разлейте в две пробирки. В одну пробирку опустите кусочек железной проволоки или гвоздь. Наблюдается ли выделение металлической меди? В другую пробирку добавьте раствор хлорида бария. Наблюдается ли образования осадка сульфата бария?

Напишите уравнения электролитической диссоциации сульфата тетраамминмеди(II). Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфата тетраамминмеди(II) с хлоридом бария. Объясните, почему железо не вытесняет медь из раствора комплексной соли, а вытесняет её из раствора сульфата меди(II)?

2. Разрушение комплексного иона

В две пробирки поместите небольшое количество синтезированной соли в опыте 1. Содержимое в первой пробирке осторожно нагрейте на спиртовке. При этом происходят изменение цвета кристал-

лов и появляется резкий запах. Во вторую пробирку прилейте 1–2 см³ дистиллированной воды, содержимое тщательно перемешайте стеклянной палочкой и добавьте 2–3 см³ 2 н. раствора соляной кислоты. При этом изменяется окраска раствора.

Напишите уравнения соответствующих реакций. Объясните причину разрушения комплексного иона. Напишите выражение для константы нестойкости комплексного иона. Сделайте вывод об устойчивости комплексного иона.

Опыт 3. ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ С КОМПЛЕКСНЫМИ АНИОНАМИ

Налейте по 2 капли в каждую из пяти пробирок раствора хлорида кобальта(II):

а) в первую пробирку добавьте раствор ацетата натрия до получения ярко выраженной розовой окраски, обусловленной ионом $[\text{Co}(\text{CH}_3\text{COO})_6]^{4-}$;

б) во вторую – раствор нитрита натрия до появления желто-оранжевой окраски, обусловленной ионом $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$;

в) в третью – концентрированную HCl до появления синего цвета, обусловленного ионом $[\text{CoCl}_4]^{2-}$;

г) в четвертую – раствор роданида калия до появления фиолетового цвета, обусловленного ионом $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$;

д) в пятую – раствор тиосульфата натрия до появления синей окраски, обусловленной ионом $[\text{Co}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{4-}$.

Во всех пяти пробирках образуются комплексные соединения с комплексными анионами, в которых комплексообразователем является ион Co^{2+} . Напишите уравнения реакций получения комплексов.

Напишите уравнения диссоциации комплексов и выражения констант нестойкости комплексов. Дайте полную характеристику каждого комплекса.

Опыт 4. ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ С КОМПЛЕКСНЫМИ КАТИОНАМИ

Возьмите пять пробирок и поместите по 2 капли:

а) в первую – раствор хлорида кобальта(II);

б) во вторую – раствор сульфата хрома (III);

в) в третью – раствор сульфата меди(II);

г) в четвертую – раствор сульфата никеля(II);

д) в пятую – раствор сульфата цинка(II).

Затем прилейте в каждую пробирку по каплям (до 10 капель) раствор аммиака до приобретения раствором цвета, соответствующего комплексному катиону. Получатся следующие окраски:

а) в первой пробирке – коричневая (красно-бурая), обусловленная ионом $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$;

б) во второй – бледно-лиловая, обусловленная ионом $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$;

в) в третьей – сине-фиолетовая, обусловленная ионом $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$;

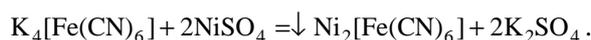
г) в четвертой – сине-фиолетовая, обусловленная ионом $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$;

д) в пятой пробирке сначала образуется белый осадок $\text{Zn}(\text{OH})_2$, затем он растворится с образованием бесцветного комплекса $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Напишите уравнения реакций получения комплексов. Напишите уравнения диссоциации комплексов и выражение константы нестойкости комплексов. Дайте полную характеристику каждого комплексного соединения.

Опыт 5. ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ С КОМПЛЕКСНЫМ КАТИОНОМ И КОМПЛЕКСНЫМ АНИОНОМ

Налейте в пробирку 5 капель раствора гексацианоферрата(II) калия и 2 капли раствора сульфата никеля(II). Образуется бледно-зелёный осадок. В данном случае протекает реакция замещения внешнего иона в комплексном соединении



Далее к полученному соединению добавьте по каплям раствор аммиака до полного растворения осадка и образования бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (кристаллы лучше заметны, если дать пробирке немного постоять).

Напишите уравнения реакций. Напишите уравнения диссоциации и выражения констант нестойкости. Дайте полную характеристику комплексов.

Опыт 6. ИССЛЕДОВАНИЕ ПРОЧНОСТИ КОМПЛЕКСОВ

1. **Разрушение комплекса в результате осаждения комплексообразователя.** Возьмите три пробирки. В первую налейте 5 капель раствора сульфата железа(II) и добавьте одну каплю 1 н. раствора сульфида натрия. Выпадает черный осадок сульфида железа(II). Этот контрольный опыт показывает, что наличие в растворе иона Fe^{2+} приводит к образованию с ионом S^{2-} черного осадка сульфида железа.

Во вторую пробирку налейте 5 капель раствора сульфата железа(II) и добавьте 3 капли концентрированного раствора ацетата натрия. В результате реакции образуется комплекс $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_6]$ коричневого цвета.

В третью пробирку налейте 5 капель раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Затем во вторую и третью пробирки добавьте по 1 капле раствора сульфида натрия.

Что наблюдается? В какой пробирке выпадает осадок FeS ? Почему? Сравните устойчивость комплексов $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_6]$.

2. **Разрушение комплекса в результате образования нового комплекса.** Сначала получите комплекс $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{CH}_3\text{COO})_4]$. Для этого в две пробирки налейте по 2 капли раствора хлорида кобальта(II) и по 10 капель раствора ацетата натрия до появления ярко-розового цвета, обусловленного ионом $[\text{Co}(\text{CH}_3\text{COO})_4]^{2-}$.

Далее одну пробирку оставьте для сравнения цвета, а во вторую добавьте 10 капель раствора роданида калия до появления фиолетового цвета, обусловленного ионом $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$.

Напишите уравнения реакций и объясните, чем обусловлено разрушение данного комплексного иона и образование другого.

Опыт 7. РЕАКЦИИ С УЧАСТИЕМ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

1. К 2 см^3 подкисленного раствора хлорида железа(III) добавьте такой же объем раствора гексацианоферрата(II) калия ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Каков цвет образующегося осадка гексацианоферрата железа(III)? Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций.

2. Смешайте по 2 см^3 растворов пероксида водорода и гидроксида натрия и добавьте такое же количество гексацианоферрата(III) калия ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Тлеющей лучинкой докажите выделение кислорода. Напишите уравнение реакций, учитывая, что гексацианоферрат(III) калия восстанавливается до гексацианоферрата(II) калия. Укажите окислитель и восстановитель.

3. К $2-3 \text{ см}^3$ раствора перманганата калия, подкисленного раствором серной кислоты, добавьте по каплям раствор гексацианоферрата(II) калия до обесцвечивания раствора. Напишите уравнение реакции, учитывая, что MnO_4^- восстанавливается до Mn^{2+} , а гексацианоферрат(II) калия окисляется до гексацианоферрата(III) калия.

4. К $2-3 \text{ см}^3$ раствора сульфата меди(II) прилейте по каплям раствор аммиака до полного растворения образующегося в начале осадка гидроксисульфата меди(II). В полученный раствор фиолетового цвета внесите $3-4 \text{ г}$ силикагеля и тщательно перемешайте содержимое пробирки. При этом наблюдается изменение окраски раствора. Объясните это явление.

5. На предметное стекло микроскопа поместите каплю раствора антимоноата калия и крупинку сульфата натрия. Рассмотрите в микроскоп образовавшиеся кристаллы. Напишите уравнение реакции и зарисуйте форму кристаллов.

ТЕСТЫ

1. Комплексная соль – это

- 1) $(\text{NH}_4)_2 \text{Fe}(\text{SO}_4)_2$; 2) $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$;
3) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; 4) Na_2HPO_4 .

2. Диаминтетрароданохромат(III) бария – это

- 1) $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{SCN})_4(\text{NH}_3)_2]_2$; 2) $\text{Cr}[\text{Ba}(\text{SCN})_4(\text{NH}_3)_2]_3$;
3) $\text{Ba}(\text{SCN})_2 \cdot \text{Cr}(\text{SCN})_3$; 4) $\text{BaCr}(\text{SCN})_5$.

3. Заряд комплексного иона, окислительное и координационное числа комплексообразователя комплексного соединения $(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_4(\text{OH})_2]$ равны

- 1) 2+, +2, 4; 2) 2-, +4, 6; 3) 2-, +4, 4; 4) 2+, +4, 2.

4. Константа нестойкости комплексного иона соли $\text{Na}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$ равна

- 1) $K_{\text{н}} = [\text{Na}^+][[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-] / [\text{Na}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]]$;
2) $K_{\text{н}} = [[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-] / [\text{Na}^+][[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-]$;
3) $K_{\text{н}} = [[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-] / [\text{Ag}^+][\text{NO}_2^-]^2$;
4) $K_{\text{н}} = [\text{Ag}^+][\text{NO}_2^-]^2 / [[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-]$.

5. Концентрация ионов серебра в растворе комплексной соли $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ концентрации 0,1 моль/дм³, содержащей кроме того 0,5 моль/дм³ аммиака ($K_{\text{н}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 5,9 \cdot 10^{-8}$) равна

- 1) 0,5 моль/дм³; 2) 0,1 моль/дм³;
3) $2,36 \cdot 10^{-9}$ моль/дм³; 4) $2,4 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³.

6. Объём (н.у.) газообразного аммиака для растворения гидроксида меди(II) массой 8 г равен

- 1) 7,31 дм³; 2) 22,40 дм³; 3) 11,20 дм³; 4) 5,60 дм³.

7. Масса нитрата серебра потребуется для осаждения ионов хлора из 0,1 моль $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ равна

- 1) 17,0 г; 2) 51,0 г; 3) 34,0 г; 4) 8,5 г.

8. Масса осадка, образовавшегося при взаимодействии 2 молей $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$ с избытком раствора AgNO_3 , равна

- 1) 108,0 г; 2) 143,5 г; 3) 53,5 г; 4) 287,0 г.

9. Концентрация ионов серебра в растворе комплексной соли $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$ концентрации 0,1 моль/дм³ в избытке аммиака с концентрацией 1 моль/дм³ ($K_{\text{н}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 5,9 \cdot 10^{-8}$) равна

- 1) $5,9 \cdot 10^{-9}$ моль/дм³; 2) 1 моль/дм³;
3) $7,8 \cdot 10^{-15}$ моль/дм³; 4) $9,3 \cdot 10^{-9}$ моль/дм³.

10. Какой объём 0,1 н. раствора AgNO_3 потребуется для осаждения связанного ионогенно хлора, содержащегося в 100 см³ 0,1 н. раствора комплексной соли $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$?

- 1) 0,1 см³; 2) 100 см³; 3) 10 см³; 4) 50 см³.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 13

КОРРОЗИЯ

Цель работы: экспериментальное изучение процессов, протекающих при химической и электрохимической коррозии. Знакомство с различными методами защиты от коррозии.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками; пластинка стали; кусочки цинка; алюминия и свинца; оцинкованное и луженое железо; медная проволока.

Растворы: серной кислоты – 0,2 н.; сульфата меди(II), уксусной кислоты, йодида калия, гексаамоферрата(III) калия – 0,5 н.; хлорида натрия – 3 %; ферроксииндикатора.

ОПЫТ 1. КОРРОЗИЯ, ВОЗНИКАЮЩАЯ ПРИ КОНТАКТЕ ДВУХ РАЗЛИЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Налейте в пробирку 10 капель раствора серной кислоты и поместите кусочек цинка. Что наблюдается? Опустите в пробирку медную проволоку. Отметьте, выделяются ли пузырьки водорода на поверхности проволоки. Коснитесь медной проволокой кусочка цинка и наблюдайте изменение скорости выделения водорода. На каком металле выделяется водород? Объясните наблюдения и составьте схему гальванопары. Напишите уравнения всех процессов.

Опыт 2. КОРРОЗИЯ В РЕЗУЛЬТАТЕ РАЗЛИЧНОГО ДОСТУПА КИСЛОРОДА К ПОВЕРХНОСТИ МЕТАЛЛА (АТМОСФЕРНАЯ КОРРОЗИЯ)

Очистите стальную пластинку наждачной бумагой. На чистую поверхность нанесите каплю специального раствора (ферроксииндикатора). Через 10 – 15 мин наблюдайте появление синей окраски в центре капли и розовой по окружности. Составьте схему действия гальванопары, возникающей в результате различного доступа кислорода. Чем вызвано появление розовой окраски у краев и синей в центре?

Катодные участки с более положительными потенциалами возникают возле краёв капли, куда легче проникает кислород. Анодные участки, с более отрицательными потенциалами, возникают на неокисленной поверхности металла, защищённой слоем раствора электролита ближе к центру капли, раствор ферроксииндикатора содержит фенолфталеин (индикатор на гидроксид-ионы) и красную кровяную соль (индикатор на ионы иона железа(II) – синее окрашивание). Напишите уравнения всех реакций, протекающих при атмосферной коррозии.

Опыт 3. АКТИВИРУЮЩЕЕ ДЕЙСТВИЕ ИОНОВ ХЛОРА НА КОРРОЗИЮ

Ионы, разрушающие защитные оксидные плёнки металлов и тем самым способствующие коррозии, называют **активаторами коррозии**.

В данном примере активаторами коррозии являются ионы хлора.

Поместите в две пробирки по кусочку алюминия и по 10 капель раствора сульфата меди(II) и по три капли раствора серной кислоты.

В одну пробирку добавьте три капли раствора хлорида натрия. Наблюдайте выделение меди на поверхности алюминия в виде красно-бурого налёта и, вследствие этого, обесцвечивание раствора. Наблюдайте также образование пузырьков водорода. В какой пробирке эти процессы протекают интенсивнее? Составьте схемы возникающих гальванопар. Напишите уравнения реакций катодных и анодных процессов. Сделайте вывод об активирующем действии ионов хлора.

Опыт 4. АНОДНЫЕ И КАТОДНЫЕ ПОКРЫТИЯ

Налейте в пробирку по 10 – 15 капель раствора хлорида натрия и по 1–2 капли гексаамоферрата(III) калия. Поместите в одну пробирку кусочек оцинкованного, в другую – луженого железа. Наблюдайте за изменением окраски растворов. Учтите, что гексаамоферрат(III) калия образует с ионами Fe^{2+} соединение синего цвета. Как происходит коррозия? Что подвергается коррозии в каждом случае: железо или покрытие? Сделайте вывод об этом по появлению синей окраски. Составьте схемы гальванопар и напишите уравнения реакций, протекающих при коррозии в обоих случаях.

Опыт 5. ПРОТЕКТОРНАЯ ЗАЩИТА

В две пробирки налейте по 10 капель CH_3COOH и по две капли йодида калия. В одну пробирку опустите кусочек свинца, в другую – свинец в контакте с цинком. Отметьте, в какой пробирке быстрее появляется жёлтое окрашивание (йодид свинца(II)). Составьте схему гальванопары. Объясните результаты опыта.

ТЕСТЫ

1. Цинк по отношению к железу является ... покрытием.
1) анодным; 2) катодным; 3) нейтральным; 4) процесс не происходит.
2. Анодный процесс, происходящий при атмосферной коррозии луженого железа,
1) $\text{Sn}^0 - 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$; 2) $\text{Fe}^0 - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$;
3) $\text{Pb}^0 - 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+}$; 4) $\text{Cu}^0 - 2\bar{e} = \text{Cu}^{2+}$.
3. Анодный процесс, протекающий при коррозии пары магний-никель,
1) $\text{Mg}^0 - 2\bar{e} = \text{Mg}^{2+}$; 2) $\text{Ni}^0 - 2\bar{e} = \text{Ni}^{2+}$;
3) $\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}^0$; 4) $\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}^0$.
4. Катодный процесс, протекающий при атмосферной коррозии оцинкованного железа,
1) $\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}^0$; 2) $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}^0$;
3) $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$; 4) $1/2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = 2\text{OH}^-$.
5. Кадмий по отношению к железу является ... покрытием.
1) анодным; 2) нейтральным; 3) никаким; 4) катодным.
6. В каком случае быстрее образуется ржавчина, если железная пластинка покрыта ...?
1) медью; 2) оловом; 3) одинаково; 4) ржавчина не образуется.
7. Чистое железо корродирует медленнее, чем техническое из-за
1) наличия окалина; 2) наличия углерода;
3) наличия примесей; 4) отсутствия примесей.
8. Какой металл целесообразно выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля?
1) никель; 2) кобальт; 3) цинк; 4) алюминий.
9. Анодный процесс, протекающий при атмосферной коррозии пары никель-железо,
1) $\text{Ni}^0 - 2\bar{e} = \text{Ni}^{2+}$; 2) $\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}^0$;
3) $\text{Fe}^0 - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$; 4) $\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}^0$.
10. Катодный процесс, протекающий в растворе соляной кислоты при погружении в него цинковой пластинки, покрытой хромом
1) $\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}^0$; 2) $\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}^0$;
3) $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$; 4) $1/2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = 2\text{OH}^-$.

Лабораторная работа 14

СОЕДИНЕНИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ I и II ГРУПП

Цель работы: изучение свойств некоторых элементов I и II групп периодической системы Д.И. Менделеева. Закрепление навыков составления уравнений гидролиза солей, окислительно-восстановительных реакций.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками; аппарат Киппа; кристаллические: нитрат, сульфат, карбонат, фосфат, силикат, сульфид и пероксид натрия; оксиды кальция и магния.

Растворы: серной кислоты – 0,2 н.; сульфата марганца, перманганата калия, хлоридов: магния, кальция, стронция, бария хромата калия, пероксида натрия, хлорида аммония, гидроксида натрия – 0,5 н.; аммиака – конц.; лакмуса; фенолфталеина; известковой воды – конц.

Опыт 1. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

В семь пробирок налейте 2–3 см³ нейтрального раствора лакмуса. Первую пробирку оставьте для контроля, а в остальные внесите несколько кристалликов солей: во вторую – NaNO₃, в третью – Na₂SO₄, в четвертую – Na₂CO₃, в пятую – Na₃PO₄, в шестую – Na₂SiO₃, в седьмую – Na₂S. Перемешайте растворы и сравните их окраску с окраской раствора лакмуса в первой пробирке на фоне белой бумаги. По изменению окраски лакмуса определите какие из солей подвергаются гидролизу и какова реакция среды в растворе каждой соли. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза каждой соли.

Опыт 2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПЕРОКСИДА НАТРИЯ

В две пробирки налейте по 1–2 см³ растворов солей: в первую – перманганата калия, во вторую – сульфата марганца и добавьте в обе пробирки 1–2 см³ раствора пероксида натрия. Какие изменения наблюдаются? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 3. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ С ВОДОЙ

В две пробирки налейте по 3–4 см³ воды, в первую пробирку на кончике шпателя прибавьте CaO, а во вторую – MgO. В каждую пробирку добавьте несколько капель фенолфталеина. Составьте уравнения реакций и сделайте вывод о степени взаимодействия оксидов кальция и магния с водой на основании различной интенсивности окраски в каждой пробирке.

Опыт 4. ПОЛУЧЕНИЕ КАРБОНАТА И ГИДРОКАРБОНАТА КАЛЬЦИЯ

В пробирку налейте 3–4 см³ известковой воды и из аппарата Киппа пропустите углекислый газ сначала до образования осадка, а затем до его полного растворения. Объясните наблюдаемые явления и составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 5. ПОЛУЧЕНИЕ СУЛЬФАТОВ МЕТАЛЛОВ

В пробирки налейте растворы хлоридов магния, кальция, стронция, бария и добавьте в каждую раствор серной кислоты. В каких случаях образуется осадок? Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 6. ПОЛУЧЕНИЕ ХРОМАТОВ МЕТАЛЛОВ II ГРУППЫ

В три пробирки налейте по 2–3 см³ растворов солей кальция, стронция и бария и в каждую из них добавьте по 1 см³ раствора соли хромата калия. С какими солями образуется осадок и какого он цвета? Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 7. ПОЛУЧЕНИЕ ГИДРОКСИДА МАГНИЯ

В две пробирки налейте 2–3 см³ раствора соли магния, в первую добавьте раствор гидроксида натрия, во вторую – раствор аммиака. К полученным осадкам прилейте раствор хлорида аммония до их растворения. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Объясните причину растворения гидроксида магния в присутствии солей аммония, пользуясь произведением растворимости Mg(OH)₂ ($K_{\text{П}}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 6 \cdot 10^{-10}$) и константой диссоциации NH₄OH ($K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Опыт 8. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ПЕРОКСИДА НАТРИЯ С ВОДОЙ

В пробирку с дистиллированной водой добавьте на кончике шпателя порошка пероксида натрия. Внесите в пробирку тлеющую лучину. Что произойдет? По окончании реакции определите pH полученного раствора при помощи лакмуса и запишите уравнение реакции.

ТЕСТЫ

1. Элементы, у которых заполняется электронами s-подуровень внешнего уровня, называются
1) s-элементами; 2) d-элементами; 3) p-элементами; 4) f-элементами.
2. Число протонов и нейтронов в ядре атома изотопа ⁴¹K
1) p = 19, n = 2; 2) p = 20, n = 19; 3) p = 39, n = 2; 4) p = 19, n = 20.
3. Способность атомов отдавать электроны увеличивается в ряду
1) Li, Na, K; 2) Br, S, F; 3) Si, Al, C; 4) Si, P, Cl.

4. Тип гибридизации электронных облаков в молекуле BeCl_2
 1) sp -; 2) sp^2 -; 3) sp^3 -; 4) spd -.
5. Набор растворов, в котором только первая соль окрашивает лакмус в синий цвет,
 1) сульфид калия, сульфат калия;
 2) карбонат калия, метасиликат калия;
 3) хлорид меди(II), ортофосфат натрия;
 4) нитрат бария, ацетат натрия.
6. Вещество, которым очищают карбонат натрия от метасиликата натрия,
 1) диоксид углерода; 2) диоксид серы;
 3) хлорид кальция; 4) хлороводород.
7. Свойства, усиливающиеся в ряду $\text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2$,
 1) основные; 2) амфотерные; 3) кислотные; 4) неметаллические.
8. Раствор, которым устраняют жесткость воды,
 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 2) CaCl_2 ; 3) Na_2SO_4 ; 4) Na_2CO_3 .

9. Установите соответствие между исходными веществами, вступающими в реакции обмена и сокращенными ионными уравнениями этих реакций:

Исходные вещества	Сокращенные ионные уравнения
1) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$	А) $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2$
2) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{CO}_3$	Б) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$
3) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH}$	В) $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{BaCO}_3$

10. Массовая доля (ω , %) гидроксида натрия в конечном растворе равна ..., если он получен смешением раствора гидроксида натрия объемом 172 см^3 ($\omega = 14\%$; $\rho = 1,163 \text{ г/см}^3$) и гидроксидом натрия массой 25 г.

- 1) 23,6 %; 2) 51,4 %; 3) 17,8 %; 4) 25,6 %.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 15

ЖЁСТКОСТЬ ВОДЫ

Цель работы: определение временной и общей жёсткости воды.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками бюретка вместимостью 50 см^3 ; пипетка вместимостью 15 см^3 ; цилиндры мерные вместимостью 10, 50, 100 см^3 ; колба коническая вместимостью 300 см^3 .

Растворы: оксалата аммония, хлорида бария, нитрата серебра – 0,05 н.; соляной кислоты – 0,1 н.; трилона Б – 0,02 н.; аммиачной буферной смеси; эрихром чёрного Т или хром темносинего – 0,1 %; метилового оранжевого – 0,01 %.

Опыт 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВРЕМЕННОЙ ЖЁСТКОСТИ ВОДЫ

Отмеренный цилиндром объём исследуемой воды ($50 - 100 \text{ см}^3$) перенесите в коническую колбу для титрования. Если для анализа берут 50 см^3 воды, то общий объём воды для титрования доведите до 100 см^3 дистиллированной водой. Добавьте 3–4 капли метилоранжа. Заполните бюретку стандартным (0,1 н.) титрованным раствором соляной кислоты. Установите уровень кислоты в бюретке на нулевое деление (нижний мениск) и по каплям прибавляйте её в воду до изменения окраски индикатора от жёлтой до оранжевой. Определите объём кислоты, пошедший на титрование. Титрование повторите ещё два раза. Расхождение в объёме соляной кислоты, пошедший на титрование, не должно превышать $0,05 \text{ см}^3$. Полученные результаты запишите в табл. 14.

14. Экспериментальные данные

№ колбы	Объём исследуемой воды $V_{\text{воды}}$, см^3	Объём раствора соляной кислоты, пошедший на титрование V_{HCl} , см^3	Средний объём соляной кислоты $V_{\text{ср. HCl}}$, см^3	Временная жёсткость воды $J_{\text{вр}}$, мэкв/дм ³
1				
2				
3				

Временную жёсткость воды рассчитайте по формуле

$$J_{\text{вр}} = c_{\text{H (HCl)}} V_{\text{ср (HCl)}} 1000 / V_{\text{воды}}.$$

Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЩЕЙ ЖЁСТКОСТИ ВОДЫ

В три колбы отбирают цилиндром требуемый объём воды (50 или 100 см^3). При исследовании очень жёсткой воды пробу воды предварительно разбавляют и отбирают требуемый объём (5, 10, 20 см^3) пипеткой. Доводят общий объём в колбе до 100 см^3 дистиллированной водой. Потом добавляют 10 см^3 буферной смеси, 3 – 5 капель индикатора (хром тёмносинего) и титруют, при постоянном перемешивании, раствором трилона Б до изменения окраски индикатора. Под конец титрование проводят медленно. Результаты титрования запишите в табл. 15.

15. Экспериментальные данные

№ колбы	Объём исследуемой воды $V_{\text{воды}}$, см^3	Объём раствора трилона Б, пошедший на титрование $V_{\text{тр. Б}}$, см^3	Средний объём трилона Б $V_{\text{ср. тр. Б}}$, см^3	Общая жёсткость воды $J_{\text{общ}}$, мэкв/дм ³
1				
2				
3				

Общую жёсткость воды рассчитайте по формуле

$$J_{\text{общ}} = c_{\text{н. тр. Б}} V_{\text{ср. тр. Б}} \cdot 1000 / V_{\text{воды}}.$$

Постоянная жёсткость воды равна

$$J_{\text{пост}} = J_{\text{общ}} - J_{\text{вр}}.$$

Опыт 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ ИОНОВ Ca^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-}

В три пробирки налейте 2–3 см^3 водопроводной воды и исследуйте на содержание ионов Ca^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} . Для этого в каждую пробирку прибавьте по несколько капель растворов следующих реактивов: в первую – оксалата аммония, во вторую – нитрата серебра, в третью – хлорида бария. Если в водопроводной воде содержатся указанные ионы, то произойдёт помутнение в результате образования практически нерастворимых соединений оксалата кальция, хлорида серебра, сульфата бария. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

ТЕСТЫ

1. Жёсткость воды равна ..., если на титрование 40,00 см³ воды потребовалось 5,10 см³ 0,015 М раствора трилона Б.
1) 191,25 мэкв /дм³; 2) 190,20 мэкв /дм³;
3) 192,00 мэкв /дм³; 4) 189,90 мэкв /дм³.
2. Жёсткость воды равна ..., если на титрование 150 см³ воды израсходовано 15,60 см³ 0,02 М раствора трилона Б.
1) 3,96 мэкв/дм³; 2) 4,16 мэкв/дм³; 3) 4,00 мэкв/дм³; 4) 4,30 мэкв/дм³.
3. Жёсткость воды равна ..., если в 1 дм³ воды содержится 0,2920 г гидрокарбоната магния и 0,2025 г гидрокарбоната кальция.
1) 3,2 мэкв/дм³; 2) 6,5 мэкв/дм³; 3) 1,2 мэкв/дм³; 4) 7,5 мэкв/дм³.
4. Масса гидроксида кальция, которую надо прибавить к 275 дм³ воды, чтобы устранить её карбонатную жёсткость, равную 5,5 мэкв/дм³,
1) 76,0700 г; 2) 43,0600 г; 3) 56,0600 г; 4) 65,0400 г.
5. Масса карбоната натрия, которую надо прибавить к 0,1 м³ воды, чтобы устранить жёсткость, равную 4 мэкв/дм³,
1) 26,0600 г; 2) 21,2000 г; 3) 16,0600 г; 4) 56,0600 г.
6. Масса гидрокарбоната кальция, содержащаяся в 500 дм³ воды, если её жёсткость равна 9 мэкв/дм³,
1) 156,6000 г; 2) 356,0600 г; 3) 456,0000 г; 4) 364,5000 г.
7. Жёсткость воды равна ..., если для её устранения к 50 дм³ воды потребовалось прибавить карбоната натрия массой 21,2 г.
1) 8 мэкв/дм³; 2) 6 мэкв/дм³; 3) 9 мэкв/дм³; 4) 7 мэкв/дм³.
8. Объём 0,1 н. раствора HCl, который потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 см³ воды с жёсткостью 4 мэкв/дм³,
1) 2 см³; 2) 3 см³; 3) 4 см³; 4) 5 см³.
9. Жёсткость воды равна ..., если для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 см³ воды, требуется 15 см³ 0,08 н. раствора HCl.
1) 3 мэкв/дм³; 2) 5 мэкв/дм³; 3) 6 мэкв/дм³; 4) 7 мэкв/дм³.
10. Жёсткость воды равна ..., если при обработке 100 см³ образца воды карбонатом натрия в осадок выпал карбонат магния массой 25,2 мг.
1) 2 мэкв/дм³; 2) 7 мэкв/дм³; 3) 4 мэкв/дм³; 4) 3 мэкв/дм³.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 16

АЛЮМИНИЙ. СОЕДИНЕНИЯ БОРА И АЛЮМИНИЯ

Цель работы. изучение свойств алюминия и соединений бора и алюминия.

Приборы и реактивы. штатив с пробирками; спиртовка; предметные стёкла; фарфоровая ступка; тетраборат натрия; нитрат кобальта(II); сульфат хрома(III); микроскоп; алюминиевая проволока и стружка; водяная баня; воронка; складчатый фильтр; краситель (чернила).

Растворы. серной кислоты, гидроксида натрия, соляной и азотной кислот, нитрата ртути(II) – 2 н.; тетрабората натрия (бура) – 0,5 н.; хлорида и сульфата алюминия; сульфата и хлорида меди(II) – 0,5 н.; фенолфталеина; лакмуса.

Опыт 1. ГИДРОЛИЗ ТЕТРАБОРАТА НАТРИЯ

В пробирку налейте 2–3 см³ раствора тетрабората натрия и несколько капель раствора фенолфталеина. Как изменился цвет индикатора? Почему? Напишите уравнения реакций ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учитывая, что в результате первой ступени гидролиза образуется ортоборная кислота и метаборат натрия (NaBO₂), по второй ступени – ортоборная кислота и гидроксид натрия.

Опыт 2. ПОЛУЧЕНИЕ «ПЕРЛОВ» БУРЫ

Метабораты некоторых металлов характерно окрашены и их растворы в расплавленной буре образуют цветные стёкла, называемые перлами:

1. Получение перла Co(BO₂)₂

На предметное стекло положите несколько кристалликов буры и рядом на некотором расстоянии немного растёртого в порошок нитрата кобальта(II) (Co(NO₃)₂). Нагрейте в пламени спиртовки проволоку с ушком на конце и прикоснитесь ею к кристалликам буры. Снова нагрейте проволоку с кристалликами буры до сплавления их в прозрачную стекловидную массу. Слегка охлаждённой каплей осторожно коснитесь порошка нитрата кобальта(II), чтобы захватить очень малое количество соли. Затем снова нагрейте проволоку в пламени спиртовки до получения однородной стекловидной массы. Охладите перл и отметьте его окраску.

Напишите уравнение реакций разложения тетрабората натрия на метаборат натрия и борный ангидрид, взаимодействия борного ангидрида с нитратом кобальта(II), протекающего с образованием метабората кобальта и оксида азота(V). Напишите общее уравнение взаимодействия буры с нитратом кобальта(II).

После опыта проволоку очистите, для чего легким постукиванием раздробите перл, промойте её в соляной кислоте и прокалите проволоку в пламени спиртовки;

2. Получение перла Cr(BO₂)₃

Повторите предыдущий опыт, заменив нитрат кобальта(II) сульфатом хрома(III). Напишите уравнения реакций разложения тетрабората натрия и взаимодействия борного ангидрида с сульфатом хрома(III). Напишите общее уравнение реакции взаимодействия сульфата хрома(III) с бурой. Очистите проволоку, как указано выше.

Опыт 3. ОТНОШЕНИЕ АЛЮМИНИЯ К КИСЛОРОДУ ВОЗДУХА И ВОДЕ

1. Алюминиевую проволоку длиной 8 см очистите наждачной бумагой и опустите один конец в пробирку с водой. Происходит ли выделение водорода?

2. Алюминиевую проволоку из предыдущего опыта опустите на 2 мин в раствор нитрата ртути(II), затем протрите куском фильтровальной бумаги, опустите один конец проволоки в пробирку с водой. Наблюдается ли выделение водорода в этом случае и происходит ли окисление поверхности проволоки на воздухе? Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ АЛЮМИНИЯ

С РАЗБАВЛЕННЫМИ КИСЛОТАМИ

В три пробирки налейте по 1–2 см³ разбавленных растворов кислот: серной, соляной и азотной. Внесите в каждую пробирку по кусочку алюминиевой стружки (опыт с азотной кислотой проводите под тягой!). Сравните активность взаимодействия алюминия с этими кислотами. Нагрейте растворы на водяной бане. Что наблюдается? Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с азотной кислотой? Напишите уравнения проделанных реакций. Исходя из положения алюминия в электрохимическом ряду напряжений и величины его нормального электродного потенциала, объясните возможность взаимодействия алюминия с разбавленными растворами серной и соляной кислот.

Опыт 5. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ АЛЮМИНИЯ СО ЩЁЛОЧЬЮ

В пробирку с алюминиевой стружкой добавьте 1–2 см³ дистиллированной воды. Нагрейте пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? В пробирку добавьте 1–2 см³ раствора гидроксида натрия, при этом наблюдается интенсивное выделение водорода. Дайте объяснение, почему алюминий не реагирует с водой, но вступает во взаимодействие с раствором щёлочи. Напишите уравнение реакции растворения алюминия в щёлочи с участием воды.

Опыт 6. ВЛИЯНИЕ ХЛОРИД-ИОНОВ НА КОРРОЗИЮ АЛЮМИНИЯ

В две пробирки поместите по кусочку алюминия и добавьте в них по 1–2 см³ растворов: в одну – сульфата меди(II), в другую – хлорида меди(II). Отметьте, что в первой пробирке алюминий остаётся почти без изменения, в то время как во второй он быстро покрывается налётом меди. Усиление коррозии алюминия объясняется присутствием в растворе хлор-ионов, являющихся сильными активаторами этого процесса. Напишите уравнение реакции взаимодействия алюминия с раствором хлорида меди(II).

Опыт 7. ГИДРОКСИД АЛЮМИНИЯ, ЕГО ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА

1. Амфотерность гидроксида алюминия

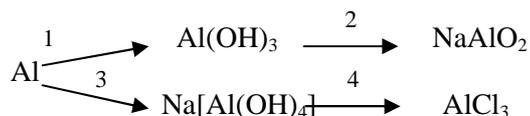
В две пробирки внесите по 1–2 см³ раствора сульфата алюминия и по каплям добавьте раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида алюминия. К полученному осадку добавьте растворы: в одну – соляной кислоты, в другую – гидроксида натрия до растворения осадка. Напишите уравнения реакций получения гидроксида алюминия и его растворения в кислоте и щёлочи, учитывая, что при взаимодействии гидроксида алюминия со щёлочью образуется комплексный ион $[Al(OH)_4]^-$.

2. Адсорбционные свойства гидроксида алюминия

В пробирку поместите 3 – 5 см³ раствора сульфата алюминия и осторожно, избегая избытка приливаемого реактива, добавьте раствор гидроксида натрия. Отфильтруйте образующийся осадок гидроксида алюминия и промойте его водой на фильтре. Профильтруйте через осадок подкрашенную воду (можно подкрасить чернилами), при этом краска адсорбируется, в фильтрат пройдёт прозрачная бесцветная жидкость.

ТЕСТЫ

1. Укажите номер этапа в схеме, где реакцию проводят при сплавлении,



1) 4; 2) 3; 3) 2; 4) 1.

2. Абсолютная плотность газа (г/м³, н.у.), получающегося при взаимодействии концентрированного раствора хлорида алюминия с цинковыми опилками, равна

1) 44; 2) 89; 3) 72; 4) 51.

3. Масса (г) раствора хлорида алюминия ($\omega = 15\%$), необходимая для приготовления 450 г раствора ($\omega = 6\%$), равна

1) 47,64; 2) 153,00; 3) 180,00; 4) 497,00.

4. Лакмус окрашивает в красный цвет раствор только второй соли для набора

- 1) хлорид цинка(II), хлорид алюминия;
- 2) сульфат калия, сульфат алюминия;
- 3) сульфат бериллия, сульфат цинка(II);
- 4) сульфат цезия, сульфат натрия.

5. Насыщенный раствор, из которого алюминий будет выделять водород,

1) $CaCl_2$; 2) Na_2CO_3 ; 3) $CaSO_4$; 4) $NaNO_3$.

6. Масса (г) раствора сульфата алюминия ($\omega = 12\%$), в которой следует растворить 10 г сульфата алюминия, чтобы получить $\omega = 17\%$ раствор, равна

1) 34; 2) 142; 3) 166; 4) 200.

7. Масса (г) порции $AlCl_3$, в которой содержится $6,02 \cdot 10^{24}$ атомов хлора, равна:

- 1) 500; 2) 445; 3) 440; 4) 600.

8. Массовая доля $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (ω , %) в образце равна ..., если на титрование технической буры массой 0,2298 г израсходовано 10,60 см³ 0,106 М раствора HCl

- 1) 92,24; 2) 81,56; 3) 95,78; 4) 87,67.

9. Массовая доля $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (ω , %) в её загрязнённом образце равна ..., если на титрование раствора, содержащего 0,8750 г буры, требуется 20,40 см³ 0,212 н. раствора HCl.

- 1) 96,7; 2) 88,5; 3) 94,2; 4) 87,6.

10. Масса (г) навески $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ для приготовления 0,5 дм³ 0,1 М раствора равна

- 1) 15,0568; 2) 21,7895; 3) 17,5643; 4) 19,0685.

Лабораторная работа 17

УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ

Цель работы. изучение свойств углерода и кремния, их соединений. Закрепление навыков составления уравнений реакций гидролиза солей.

Приборы и реактивы. аппарат Киппа; штатив с пробирками; тигель; асбестовая сетка; фильтровальная бумага (листы и фильтры); микрошпатель; стеклянная палочка; газоотводная трубка с пробкой; уголь активированный древесный (порошок); порошок магнезия; порошок оксида меди(II); мел; спиртовка; кварцевый песок.

Растворы. хлорида кальция, бария и аммония, сульфата меди (II), уксусной кислоты – 1 н.; карбоната натрия – 0,1 и 1,0 н.; гидрокарбоната натрия – 0,1 н.; метасиликата натрия – 2 н. и 0,1 н.; соляной кислоты – 2 н.; гидроксида натрия – 2 н.; известковой воды; лакмуса; фенолфталеина; фуксина.

Опыт 1. АДСОРБЦИОННЫЕ СВОЙСТВА УГЛЯ

В пробирку до половины объёма налейте светло-розовый раствор фуксина, добавьте микрошпатель порошка активированного угля. Плотно закройте пробирку и энергично встряхивайте её 2–3 мин. Смесь профильтруйте через бумажный фильтр. Отметьте обесцвечивание раствора фуксина за счёт адсорбции молекул красящего вещества углём из раствора.

Опыт 2. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА. ВОССТАНОВЛЕНИЕ УГЛЁМ ОКСИДА МЕДИ

На листе фильтровальной бумаги смешайте один микрошпатель порошка оксида меди с двумя микрошпателями порошка угля. Смесь поместите в пробирку, наклонно укреплённую в штативе. В течение 10 – 14 мин нагрейте смесь. Пробирку охладите и после охлаждения смесь поместите на фильтровальную бумагу. Отметьте цвет продукта и блестящий налёт на стенках пробирки. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. ПОЛУЧЕНИЕ ДИОКСИДА УГЛЕРОДА И РАСТВОРЕНИЕ ЕГО В ВОДЕ

Получив диоксид углерода в аппарате Киппа действием соляной кислоты на мрамор, пропустите его в течение 2–3 мин в пробирку, содержащую 6 – 8 капель дистиллированной воды и 1 каплю раствора нейтрального лакмуса. Наблюдайте изменение окраски лакмуса. Напишите схему равновесия, существующего в водном растворе диоксида углерода. Как сместится равновесие при добавлении в раствор щёлочи, кислоты?

Опыт 4. ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ УГОЛЬНОЙ КИСЛОТЫ И ИЗУЧЕНИЕ ИХ СВОЙСТВ

1. Получение малорастворимых карбонатов кальция и бария

В одну пробирку внесите 3 капли раствора хлорида кальция, в другую – 3 капли раствора хлорида бария, затем в каждую добавьте по 2–3 капли 1 н. раствора карбоната натрия. Отметьте выпадение осадков и их окраску. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Полученные осадки сохраните для следующего опыта.

2. *Отношение карбонатов к кислотам*

К осадкам, полученным в предыдущем опыте, добавьте по 5–6 капель раствора уксусной кислоты. Что наблюдается? Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. *Термическое разложение карбонатов*

В пробирку поместите два микрошпателя сухого карбоната кальция (мела), закрепите её горизонтально в штативе, закрыв пробкой с газоотводной трубкой. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку с известковой водой. Нагрейте пробирку. Что происходит с известковой водой? Объясните это явление, написав уравнения реакций разложения карбоната кальция и взаимодействия выделяющегося газа с известковой водой.

4. *Гидролиз карбоната и гидрокарбоната натрия*

В две пробирки внесите по 3–4 капли раствора нейтрального лакмуса. В одну добавьте 2–3 капли раствора гидрокарбоната натрия, в другую – такое же количество раствора карбоната натрия. Отметьте различие в окраске лакмуса. Раствор какой соли, подвергается гидролизу в большей степени? Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

Опыт 5. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА КРЕМНИЯ

В тигель с кремнием добавьте 5–6 капель раствора гидроксида натрия. Наблюдайте растворение кремния, напишите уравнение реакции.

Опыт 6. ПОЛУЧЕНИЕ ГЕЛЯ МЕТАКРЕМНИЕВОЙ КИСЛОТЫ

В пробирку внесите 4 капли 2 н. раствора метасиликата натрия, затем 6–7 капель 2 н. раствора соляной кислоты. Пробирку встряхните, наблюдайте образование геля метакремниевой кислоты. Напишите уравнение реакции получения метакремниевой кислоты H_2SiO_3 .

Опыт 7. ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ МЕТАКРЕМНИЕВОЙ КИСЛОТЫ И ИЗУЧЕНИЕ ИХ СВОЙСТВ

1. *Получение малорастворимых силикатов*

В две пробирки внесите по 3–4 капли следующих растворов: в первую – хлорида кальция, во вторую – сульфата меди(II). Добавьте в каждую пробирку по 2–3 капли 2 н. раствора метасиликата натрия. Отметьте цвет осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. *Гидролиз метасиликата натрия*

В две пробирки внесите по 5–6 капель 0,1 н. раствора метасиликата натрия, затем в первую добавьте одну каплю раствора фенолфталеина. Отметьте появление красной окраски.

Во вторую пробирку добавьте 4–5 капель раствора хлорида аммония. Напишите уравнения реакций гидролиза метасиликата натрия в чистой воде и с добавлением хлорида аммония.

Присутствие какого иона и почему вызывает увеличение степени гидролиза соли? Какая среда создаётся при гидролизе данной соли?

ТЕСТЫ

1. Фенолфталеин окрашивает раствор только второй соли в малиновый цвет для набора

- 1) карбонат калия, нитрат цинка(II);
- 2) нитрат бария, метасиликат натрия;
- 3) ортофосфат калия, карбонат натрия;
- 4) хлорид рубидия, хлорид аммония.

2. Средняя молярная масса (г/моль) смеси 0,5 моль CO и 0,5 моль CO₂ равна

- 1) 22; 2) 28; 3) 36; 4) 44.

3. При сгорании 30 г антрацена получено 53,2 дм³ (н.у.) CO₂. Массовая доля (ω, %) углерода в антрацене составит

- 1) 90; 2) 95; 3) 35; 4) 83.

4. Тип кристаллической решётки графита –
 - 1) гексагональная;
 - 2) кубическая гранецентрированная;
 - 3) тетрагональная;
 - 4) кубическая объёмноцентрированная.

5. Оксид углерода(IV) выделяется при добавлении к раствору карбоната натрия
 - 1) хлорида железа(III);
 - 2) хлорида кальция;
 - 3) сульфата калия;
 - 4) нитрата бария.

6. Восстановительная способность в ряду $\text{CH}_4 \dots \text{PbH}_4$
 - 1) уменьшается;
 - 2) увеличивается;
 - 3) остается неизменной;
 - 4) изменяется синусоидально.

7. Структура SiO_2
 - 1) атомная;
 - 2) молекулярная;
 - 3) ионная;
 - 4) элементная.

8. Кислотные свойства в ряду $\text{CO}_2 \dots \text{PbO}_2$
 - 1) убывают;
 - 2) возрастают;
 - 3) остаются неизменными;
 - 4) изменяются скачкообразно.

9. Вещество, выделяющееся в результате реакции $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$,
 - 1) H_2 ;
 - 2) O_2 ;
 - 3) H_2O ;
 - 4) SiO_2 .

10. Тип гибридизации углерода в графите
 - 1) sp^2 -;
 - 2) sp^3 -;
 - 3) sp -;
 - 4) spd -.

Лабораторная работа 18

СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА И ФОСФОРА

Цель работы. знакомство с лабораторными способами получения важнейших соединений азота и фосфора, изучение их свойств. Закрепление навыков составления уравнений реакций гидролиза и окисления-восстановления.

Приборы и реактивы. штатив с пробирками; спиртовка; пробирка с газоотводной трубкой; фарфоровый тигель; стакан вместимостью 250 см³; хлорид и сульфат аммония; гидроксид кальция; медные стружки; цинк; сера; нитраты калия и свинца; нитрит натрия; сульфата железа(II); дигидрофосфат натрия; красная лакмусовая и универсальная индикаторная бумага.

Растворы. аммиака – 1 н., конц.; соляной кислоты 2 н., конц.; азотной кислоты – 1:1, конц.; гидроксида натрия, хлорида аммония, сульфатов цинка(II), меди(II), никеля – 2 н.; йодида калия; перманганата калия; нитрата серебра; серной кислоты – 0,2 М; гидрофосфата, дигидрофосфата, ортофосфата натрия и калия – 0,5 н.

Опыт 1. ПОЛУЧЕНИЕ АММИАКА

1. Смешайте на бумаге сухие соли хлорида аммония и гидроксида кальция 1:1 по объёму, поместите смесь в пробирку с отводной трубкой и нагрейте пробирку равномерно по всей длине. Обратите внимание на запах выделяющегося газа. Соберите газ в сухую пробирку, опрокинутую вверх дном (почему?). Закройте отверстие пробирки пальцем и погрузите в стакан с водой, в который предварительно добавьте две капли фенолфталеина. Откройте пробирку под водой. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций получения аммиака и взаимодействия его с водой.

2. В одну из двух пробирок внесите 2–3 микрошпателя твёрдого хлорида аммония, в другую – такое же количество сульфата аммония. В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли раствора гидроксида натрия. К отверстию пробирок поднесите влажную красную лакмусовую бумагу, наблюдайте изменение её цвета. Напишите уравнения реакций получения аммиака. Объясните причину изменения окраски лакмусовой бумаги.

Опыт 2. ОБРАЗОВАНИЕ СОЛЕЙ АММОНИЯ (ДЫМ БЕЗ ОГНЯ)

Стеклянную палочку смочите концентрированной соляной кислотой и поднесите к отверстию пробирки с концентрированным раствором аммиака (под тягой!). Наблюдайте появление на палочке белого налета. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. ОБНАРУЖЕНИЕ ИОНА АММОНИЯ

В пробирку налейте 2–3 см³ раствора хлорида аммония, добавьте немного раствора щёлочи, нагрейте пробирку до кипения. К отверстию пробирки поднесите влажную красную лакмусовую бумагу, наблюдайте изменение её цвета. Напишите уравнение реакции. Объясните причину изменения окраски лакмусовой бумаги.

Опыт 4. РАВНОВЕСИЕ В СИСТЕМЕ АММИАК-ВОДА

В пробирку налейте дистиллированную воду, добавьте 2–3 капли концентрированного раствора аммиака и 1–2 капли фенолфталеина. Полученный раствор нагрейте, наблюдая за изменением окраски. Как изменяется окраска при охлаждении? Объясните свои наблюдения смещения равновесия в системе



К раствору добавьте несколько кристаллов хлорида аммония, взболтайте. Как изменится окраска раствора? Почему?

Опыт 5. ПОЛУЧЕНИЕ АММИАКАТОВ ЦИНКА, МЕДИ(II), НИКЕЛЯ

В три пробирки налейте растворы солей цинка, меди, никеля. К ним по каплям прилейте раствор аммиака до образования осадков соответствующих гидроксидов. Затем прилейте в каждую пробирку избыток концентрированного раствора аммиака. Составьте уравнения реакций, отметьте цвета осадков и растворов комплексных соединений.

Опыт 6. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

Исследуйте взаимодействие разбавленной 1:1 и концентрированной азотной кислоты с медными стружками, цинком и серой. Пробирку с серой осторожно подогрейте. Исследуйте раствор, слитый с непрореагировавшего осадка, на присутствие серной кислоты. Работу проводите под тягой. Какой газ выделяется в каждом случае?

Опыт 7. РАЗЛОЖЕНИЕ НИТРАТОВ

Расплавьте в сухих пробирках небольшие порции нитратов калия и свинца. Выделяющийся бесцветный газ в первой пробирке проверьте тлеющей лучинкой. После охлаждения к расплаву добавьте кристаллы сульфата железа(II) и 2 см³ раствора серной кислоты. Образование коричневого кольца говорит о наличии иона NO₂⁻. Отметьте цвет выделяющегося газа во второй пробирке. Напишите уравнения обоих процессов.

Опыт 8. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА НИТРИТОВ

Проведите реакции, взаимодействия свежеприготовленного раствора нитрита натрия с подкисленными растворами йодида калия и перманганата калия. Отметьте внешние изменения в ходе реакции и роль нитрита натрия в каждой из них.

Опыт 9. ПОЛУЧЕНИЕ ПИРОФОСФАТА НАТРИЯ

В фарфоровом тигле сильно прокалите 2–3 микрошпателя дигидрофосфата натрия. Полученный пирофосфат натрия растворите в 3–5 см³ воды и испытайте раствором нитрата серебра. Белый осадок пирофосфата серебра укажет на то, что при прокаливании дигидрофосфата натрия образовался пирофосфат натрия.

Опыт 10. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ ОРТОФОСФОРНОЙ КИСЛОТЫ

С помощью универсального индикатора определите водородный показатель (рН) 0,5 н. растворов одно-, двух- и трёхзамещённых ортофосфатов натрия или калия. Объясните, почему растворы имеют разные рН?

1. Молекула, имеющая линейное строение, –
 1) фторид кальция; 2) вода; 3) аммиак; 4) сероводород.
 2. Способность атомов принимать электроны увеличивается в ряду
 1) N, O, F; 2) C, Si, Pb; 3) Cl, Br, J; 4) N, O, Na.

3. Тип гибридизации электронных облаков в молекуле PCl_3
 1) sp^2 -; 2) sp -; 3) sp^3 -; 4) spd -.

4. Вещество, при взаимодействии с которым аммиак является восстановителем,
 1) оксид меди(II); 2) вода; 3) азотная кислота; 4) хлороводород.

5. Селитра – это
 1) нитрат алюминия; 2) сульфат натрия;
 3) нитрат аммония; 4) сульфат калия.

6. Установите соответствие между уравнением окислительно-восстановительной реакции и веществом-окислителем, участвующим в данной реакции:

Уравнение окислительно-восстановительной реакции	Вещество-окислитель
1) $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	А) H_2O
2) $6\text{H}_2\text{O} + 2\text{Al} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2$	Б) O_3
3) $2\text{KJ} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_3 = \text{J}_2 + 2\text{KOH} + \text{O}_2$	В) NO

7. Установите соответствие между названием соединения и реакцией среды, при его растворении

Название соединения	Реакция среды
1) карбонат натрия	А) нейтральная
2) хлорид аммония	Б) щелочная
3) сульфат калия	В) кислая

8. Сумма коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{NH}_3 + \text{Br}_2 = \text{N}_2 + \text{NH}_4\text{Br}$

- 1) 18; 2) 11; 3) 19; 4) 17.

9. Объём (н.у.) оксида азота(II) равен ..., если он образуется в результате реакции $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; $\Delta H = -902$ кДж, и при этом выделилось 1127,50 кДж теплоты

- 1) 112 дм^3 ; 2) 224 дм^3 ; 3) 138 дм^3 ; 4) 156 дм^3 .

10. Сумма коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

- 1) 2; 2) 5; 3) 4; 4) 7.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 19

СЕРА И ЕЁ СОЕДИНЕНИЯ

Цель работы. изучение свойств серы и её соединений. Закрепление навыков составления уравнений реакций окисления-восстановления и гидролиза.

Приборы и реактивы. асбестовая сетка, сера (порошок), цинк (гранулы и порошок), спиртовка; медная, алюминиевая, железная проволока.

Растворы. азотной кислоты – конц.; хлоридов бария, марганца(II), цинка, меди(II), сульфата аммония – 0,5 н.; сернистой кислоты – нас.;

соляной кислоты – 2 н.; серной кислоты – конц., 1:3; хлорной воды; тиосульфата натрия -1н.; перманганата калия – 0,1н.; лакмуса.

Опыт 1. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

Налейте в пробирку 2–3 см³ концентрированной азотной кислоты, добавьте немного на кончике шпателя порошка серы и нагрейте смесь до кипения (под тягой!). К остывшему раствору прибавьте раствор хлорида бария. На наличие какого иона в растворе указывает образование белого осадка? Составьте уравнение реакции окисления серы азотной кислотой.

Опыт 2. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

На кусок асбеста поместите немного смеси порошков серы и цинка, взятых в соотношениях по массе 1:2, и в вытяжном шкафу осторожно подожгите смесь. Напишите уравнение реакции образования сульфида цинка.

Опыт 3. ПОЛУЧЕНИЕ СУЛЬФИДОВ

1. Налейте в пробирки по 3 см³ растворов хлорида марганца(II), бария, цинка и меди(II); в каждую из них добавьте по 1 см³ раствора соляной кислоты и по 3 см³ сероводородной воды. В каких пробирках выпадает осадок? Отметьте окраску осадков и напишите уравнения реакций их получения.

2. В две пробирки налейте по 3 см³ растворов хлоридов марганца(II) и цинка и столько же раствора сульфида аммония. Отметьте цвет образующихся осадков. Почему ионы Zn²⁺ и Mn²⁺ не осаждаются сероводородной водой в кислом растворе, но образуют осадки с сульфидом аммония? При ответе воспользуйтесь величинами растворимости и произведений растворимости (ПР) этих соединений. ПР сульфидов марганца(II), цинка, меди(II) равны $2,5 \cdot 10^{-10}$; $1,6 \cdot 10^{-24}$; $6,0 \cdot 10^{-36}$, соответственно.

Опыт 4. РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРЕ СЕРНИСТОЙ КИСЛОТЫ

В пробирку налейте 3–4 см³ раствора сернистой кислоты и прибавьте 3 см³ раствора лакмуса. Чем объясняется изменение окраски индикатора? Почему раствор пахнет сернистым газом? Что произойдет в системе, если раствор сильно нагреть?

Опыт 5. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ И ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СЕРНИСТОЙ КИСЛОТЫ

1. В пробирку налейте 1–2 см³ раствора перманганата калия и добавьте 3 – 5 см³ раствора сернистой кислоты, что наблюдается? Составьте уравнение реакции.

2. В пробирку с раствором сернистой кислоты (2–3 см³) прилейте 1–2 см³ сероводородной воды. Чем объяснить помутнение раствора? Составьте уравнение реакции.

Опыт 6. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ С МЕТАЛЛАМИ

В три пробирки налейте по 2–3 см³ раствора серной кислоты (1:3) и поместите в каждую из них кусочки: цинка, медной и железной проволоки. Что наблюдается в каждой пробирке? Составьте уравнения реакций.

ТЕСТЫ

1. Сумма коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, которая выражается ионным уравнением $\text{SO}_3^- + \text{H}^+ + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \dots$, равна

- 1) 24; 2) 36; 3) 43; 4) 21.

2. Сумма коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, которая выражается ионным уравнением $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{S} \downarrow + \dots$, равна

- 1) 20; 2) 12; 3) 33; 4) 42.

3. Металл, взаимодействующий с разбавленным раствором серной кислоты,

- 1) серебро; 2) медь; 3) цинк; 4) ртуть.

4. Суждения, верные для свойств серы: 1) реагирует только с самыми активными металлами; 2) при обычных условиях газообразна –
1) оба суждения неверны; 2) верно только (1);
3) верно только (2); 4) оба суждения верны.
5. Одинаковое число имеют атомы серы и кислорода
1) валентных электронов; 2) нейтронов в ядрах атомов;
3) протонов в ядрах атомов; 4) электронных слоев.
6. Степень окисления серы в соединениях
1) –3, +5, +6; 2) +2, +4, 0; 3) –2, +4, +6; 4) –2, +3, 0.
7. Оксид серы(VI) является
1) щелочным; 2) кислотным; 3) амфотерным; 4) несолеобразующим.
8. Вещество, образующееся вместе с водородом при взаимодействии алюминия с разбавленной серной кислотой
1) сульфат алюминия; 2) сульфит алюминия;
3) сульфид алюминия; 4) оксид алюминия.
9. Соединение, в котором сера проявляет наименьшую степень окисления,
1) SO₂; 2) H₂SO₄; 3) H₂SO₃; 4) H₂S.
10. Коэффициент перед формулой восстановителя в уравнении реакции $S + O_2 \leftrightarrow SO_3$
1) 8; 2) 3; 3) 2; 4) 1.

Лабораторная работа 20

СОЕДИНЕНИЯ ХРОМА И МАРГАНЦА

Цель работы: экспериментальное изучение свойств соединений хрома и марганца. Закрепление навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций с участием этих соединений.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками; спиртовка; висмутат натрия; соль Мора (FeSO₄ · (NH₄)₂SO₄ · 6H₂O); дихромат аммония; диоксид свинца или свинцовый сурик; диоксид марганца; нитрит натрия; стеклянные палочки.

Растворы: сульфата хрома(III), хромата калия, сульфата железа(II) – 0,25 М; азотной кислоты – 2 М; серной кислоты – 0,25 М; соляной кислоты – 2 М; гидроксида натрия – 0,5 М; дихромата калия, сульфата марганца(II) – 0,5 н.

Опыт 1. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ГИДРОКСИДА ХРОМА(III)

В две пробирки налейте раствор сульфата хрома(III) и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия. Испытайте отношение полученного осадка гидроксида хрома(III) к кислоте и избытку щёлочи. Для чего налейте раствор в две пробирки и добавьте растворы; в одну – соляной кислоты, в другую – гидроксида натрия до растворения осадка.

Напишите уравнения проделанных реакций, учитывая, что при растворении гидроксида хрома(III) в щёлочи образуется комплексный анион [Cr(OH)₄][–]. Сделайте вывод о кислотнo-основных свойствах гидроксида хрома(III).

Опыт 2. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ХРОМА(III)

К раствору соли хрома(III) добавьте 2–3 капли раствора серной или азотной кислот и несколько кристалликов NaBiO₃. Тщательно перемешайте содержимое пробирки и слегка нагрейте. Охладите

раствор до полного выделения избытка NaBiO_3 в виде осадка. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции и отметьте цвет раствора, обусловленный присутствием дихромат-ионов.

Опыт 3. ТЕРМИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ ДИХРОМАТА АММОНИЯ

В сухую пробирку насыпьте примерно 1/4 часть измельчённых кристаллов дихромата аммония, закрепите её в штативе наклонно, отверстием от себя и других работающих в лаборатории. Осторожно нагрейте верхний слой соли до начала реакции, а затем нагревание прекратите. Опыт проводить под тягой! Напишите уравнение проделанной реакции.

Опыт 4. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ДИХРОМАТА КАЛИЯ

К раствору дихромата калия, подкислённого серной кислотой, добавьте несколько кристалликов соли Мора. Что наблюдается? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 5. ПЕРЕХОД ХРОМАТ \leftrightarrow ДИХРОМАТ

К 2–3 см³ раствора хромата калия прибавьте столько же раствора серной кислоты. Наблюдайте изменение окраски раствора. К полученному раствору прибавьте раствор гидроксида натрия до перехода оранжевой окраски в жёлтую. При стоянии на воздухе осадок приобретает бурую окраску. Почему?

Опыт 6. ПОЛУЧЕНИЕ ГИДРОКСИДА МАРГАНЦА(II)

Налейте в пробирку 2–3 см³ раствора сульфата марганца(II) и по каплям прибавьте раствор гидроксида натрия. Наблюдайте образование осадка и отметьте его цвет. Напишите уравнение реакции.

Опыт 7. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ Mn^{2+}

К раствору сульфата марганца(II) прибавьте на кончике шпателя диоксид свинца или свинцовый сурик и прилейте 1–2 см³ азотной кислоты. Осторожно нагрейте содержимое пробирки, поставьте её в штатив, дайте отстояться осадку, наблюдайте изменение окраски раствора. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, в результате которой образуются перманганат-ионы.

Опыт 8. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ОКСИДА МАРГАНЦА(IV)

К раствору сульфата железа(II), подкислённого серной кислотой, добавьте несколько кристалликов диоксида марганца и наблюдайте его растворение. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

ТЕСТЫ

1. В ионном уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{MnO}_4^- + \text{H}^+ + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+} + \dots$ сумма коэффициентов равна

1) 24; 2) 36; 3) 43; 4) 12.

2. В ионном уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Cl}_2\uparrow + \dots$ сумма коэффициентов равна

1) 24; 2) 12; 3) 33; 4) 42.

3. Вещества, взаимодействующие с раствором перманганата калия,

1) Na_2S ; 2) Na_2SO_4 ; 3) KNO_3 ; 4) KCl .

4. В ионном уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- + \text{ClO}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \dots$ перед формулой одного из исходных веществ следует поставить коэффициент 2. Число атомов всех элементов в формульной единице этого вещества

1) 7; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

5. В ионном уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{PbO}_2 + \text{H}^+ + \text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{MnO}_4^- + \dots$ перед формулой одного из исходных веществ следует поставить коэффициент 5. Число атомов всех элементов в формульной единице этого вещества

- 1) 7; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

6. Хлорид калия смешивают с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ при кипячении, выделяющимся газом насыщают воду и добавляют MnO_2 . Наблюдают выделение газообразного простого вещества. Относительная молекулярная масса этого вещества

- 1) 35,5; 2) 34,0; 3) 65,5; 4) 71,0.

7. В ионном уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Cl}_2\uparrow + \dots$ перед формулой одного из продуктов следует поставить коэффициент 7. Число атомов всех элементов в формульной единице этого вещества

- 1) 7; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

8. Название элемента в соединении $\text{Э}_2\text{S}_3$ (массовая доля серы равна 48 %) – это

- 1) алюминий; 2) бор; 3) хром; 4) скандий.

9. В уравнении реакции $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Средняя соль} + \dots$ сумма коэффициентов равна

- 1) 6; 2) 9; 3) 4; 4) 8.

10. Масса (г) перманганата калия, которая потребуется для окисления сульфата железа(II) массой 7,6 г в кислом растворе, равна

- 1) 1,58; 2) 1,36; 3) 1,24; 4) 1,75.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 21

СОЕДИНЕНИЯ ЖЕЛЕЗА, КОБАЛЬТА И НИКЕЛЯ

Цель работы: знакомство со свойствами соединений железа, кобальта и никеля. Закрепление навыков составления уравнений реакций гидролиза, окисления-восстановления и комплексообразования.

Приборы и реактивы: стеклянная палочка; штатив с пробирками; хлорид железа(III); соль Мора.

Растворы: гидроксида натрия – 2 М; роданида аммония – 0,01 М; соли Мора, гексацианоферрата(II и III) калия, хлоридов железа(III) и кобальта(II), сульфата никеля(II), карбоната натрия – 0,5 н.

Опыт 1. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ИОНЫ Fe^{2+} и Fe^{3+}

1. Действие на соль железа(II) гексацианоферрата(III) калия

В пробирку с раствором соли Мора добавьте несколько капель гексацианоферрата(III) калия (красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметьте цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь) и напишите уравнение реакции.

2. Действие на соль железа(III) гексацианоферрата(II) калия

В пробирку с раствором хлорида железа(III) добавьте несколько капель раствора гексацианоферрата(II) калия (жёлтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметьте цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь) и напишите уравнение реакции.

3. Действие на соль железа(III) роданида аммония

В пробирку с раствором хлорида железа(III) добавьте несколько капель раствора роданида аммония (калия). Наблюдайте образование ярко-красного окрашивания раствора. Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. ПОЛУЧЕНИЕ ГИДРОКСИДОВ ЖЕЛЕЗА(II), КОБАЛЬТА(II) И НИКЕЛЯ(II) И ИЗУЧЕНИЕ ИХ СВОЙСТВ

В пробирку с раствором соли Мора прилейте раствор щёлочи до выпадения зелёного осадка гидроксида железа(II). Перемешайте полученный осадок стеклянной палочкой. Как изменяется окраска осадка? Напишите уравнения реакций получения гидроксида железа(II) и его окисления под действием кислорода воздуха и воды.

Аналогичные опыты проделайте с солями кобальта(II) и никеля(II). Изменяется ли окраска образующихся гидроксидов при стоянии на воздухе? Объясните различную восстановительную активность Fe^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , исходя из электронного строения этих ионов. Напишите выражение произведения растворимости (ПР) для этих гидроксидов.

ТЕСТЫ

1. Коэффициент перед формулой кислоты в уравнении реакции $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{HSO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ равен

- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 6.

2. Масса (кг) исходного оксида со степенью чистоты 80 % составляла ..., если в реакции металлотермии между алюминием и оксидом железа(III) получено 44,8 кг металла.

- 1) 160; 2) 128; 3) 100; 4) 80.

3. Масса (г) полученного осадка простого вещества равна ..., если для реакции между хлоридом железа(III) и йодидом калия взято 40 г 10 % раствора соли железа.

- 1) 1,565; 2) 3,130; 3) 15,650; 4) 31,300.

4. Масса (г) выпавшей в осадок смеси FeS и простого вещества равна ..., если для реакции между хлоридом железа(II) и сульфидом калия взято 0,4 моль соли железа.

- 1) 6,4; 2) 17,6; 3) 35,2; 4) 41,6.

5. Сумма коэффициентов в полном ионном уравнении реакции между хлоридом железа(II) и сульфидом натрия равна

- 1) 11; 2) 6; 3) 5; 4) 7.

6. Масса (г) железосодержащей соли, получающейся химическим растворением железа массой 44,8 г в $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})}$ с добавлением избытка H_2O_2 ,

- 1) 32; 2) 122; 3) 160; 4) 320.

7. Провели обжиг FeS , газообразный продукт смешали с кислородом и пропустили над нагретым катализатором. Полученный газ поглотили известковой водой до выпадения осадка. Число атомов всех элементов в формульной единице осадка

- 1) 3; 2) 6; 3) 1; 4) 5.

8. Металлы, которые не реагируют с концентрированной азотной кислотой, – это

- 1) Ag, Au, Fe; 2) Pb, Cu, Ag; 3) Al, Fe, Cr; 4) Zn, Au, Ag.

9. Сумма коэффициентов перед формулами продуктов в молекулярных уравнениях реакций $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} \rightarrow \dots$ и $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{HCl}_{(\text{p})} \rightarrow \dots$ равна

- 1) 4; 2) 6; 3) 7; 4) 5.

10. Металлы, которые не реагируют с соляной кислотой,

- 1) Cu, Ag; 2) Al, Fe; 3) Zn, Ni; 4) Mg, Ni.

Лабораторная работа 22

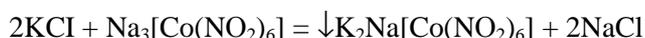
РЕАКЦИИ ОБНАРУЖЕНИЯ КАТИОНОВ И АНИОНОВ В РАСТВОРЕ

Цель работы: проведение качественных реакций обнаружения различных ионов.

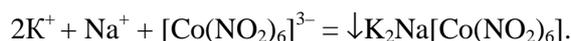
Приборы и реактивы: штатив с пробирками, стеклянная палочка с впаянной платиновой проволокой, спиртовка; соли калия, натрия, стронция, бария и др.

Опыт 1. ОБНАРУЖЕНИЕ K^+ -ИОНОВ

1. К нейтральному или уксуснокислому раствору соли калия прибавьте равный объём гексанитрокобальтата натрия и потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. При этом выпадает жёлтый кристаллический осадок двойной соли гексанитрокобальтата натрия–калия



или в ионной форме

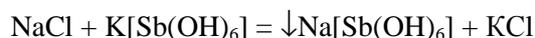


Реакцию желательно проводить при $pH = 3$, что отвечает разбавленным растворам уксусной кислоты, ни в коем случае pH не должен быть более 7.

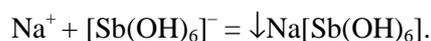
2. Возьмите стеклянную палочку с впаянной в неё платиновой проволокой. Чистую прокалённую проволоку опустите в раствор хлорида калия и наберите на неё немного твёрдой соли. Внесите проволоку вместе с каплей раствора или частицами соли калия в бесцветное пламя горелки – пламя окрасится в характерный фиолетовый цвет.

Опыт 2. ОБНАРУЖЕНИЕ Na^+ -ИОНОВ

1. К нейтральному раствору соли натрия прибавьте равный объём раствора $K[Sb(OH)_6]$ и потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. При этом выпадает белый кристаллический осадок



или в ионной форме

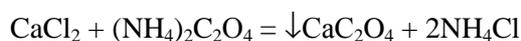


Реакцию следует проводить в строго нейтральной среде.

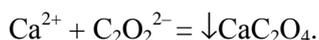
2. Летучие соединения натрия окрашивают пламя в характерный жёлтый цвет (см. опыт 1.(2)).

Опыт 3. ОБНАРУЖЕНИЕ Ca^{2+} -ИОНОВ

Поместите в пробирку 2–3 мл раствора соли кальция, добавьте уксусной кислоты до $pH < 7$ (2–3 см³). Реакцию среды проверьте при помощи метилового красного. Добавьте по каплям раствор оксалата аммония. При этом из концентрированного раствора сразу, а из разбавленного постепенно выпадает белый кристаллический осадок оксалата кальция



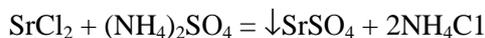
или в ионной форме



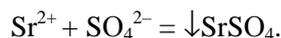
Ионы магния, бария, стронция мешают обнаружению кальций-ионов этой реакцией, так как они также образуют малорастворимые осадки оксалатов.

Опыт 4. ОБНАРУЖЕНИЕ Sr^{2+} -ИОНОВ

1. Возьмите в пробирку 2–3 см³ соли стронция и прибавьте по каплям 2–3 см³ раствора сульфата аммония или серной кислоты. При этом выпадает белый осадок



или в ионной форме

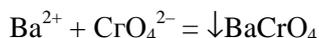
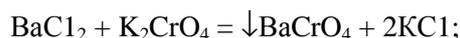


Осаждение также можно проводить раствором сульфата кальция. Вести осаждение следует при нагревании насыщенным раствором осадителя.

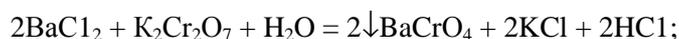
2. Летучие соли стронция окрашивают пламя в карминово-красный цвет (опыт 1.(2)).

Опыт 5. ОБНАРУЖЕНИЕ Ba^{2+} -ИОНОВ

1. Возьмите в пробирку 2–3 см³ раствора соли бария прибавьте 2–3 см³ раствора хромата калия. Нагрейте пробирку на водяной бане. При этом выпадает жёлтый кристаллический осадок



или дихромата калия



При осаждении в кислой среде раствором дихромата калия рекомендуется добавлять ацетат натрия. Катионы Ag^+ , Pb^{2+} , Co^{2+} , Bi^{3+} , Cd^{2+} и другие должны отсутствовать.

2. Бесцветное пламя окрашивается солями бария в зелёный цвет (см. опыт 1.(2)).

Опыт 6. ОБНАРУЖЕНИЕ Cu^{2+} -ИОНОВ

1. Поместите в пробирку 1–2 см³ раствора сульфата меди(II), прибавьте несколько капель разбавленного раствора аммиака. При этом выпадает осадок основной соли меди(II) сине-зелёного цвета



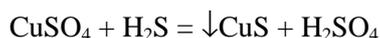
или в ионной форме



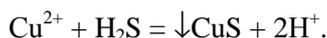
При действии избытка аммиака появляется интенсивное синее окрашивание, вызываемое образованием комплексного иона



2. Поместите в пробирку 1–2 см³ раствора соли меди. Добавьте несколько капель сероводородной воды, сульфида аммония или натрия. При этом выпадает чёрный осадок сульфида меди(II)



или в ионной форме



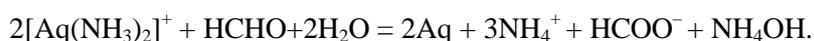
Опыт 7. ОБНАРУЖЕНИЕ Ag^+ -ИОНОВ

1. Поместите в пробирку 1–2 см³ раствора нитрата серебра, прилейте несколько капель соляной кислоты или хлорида натрия. При этом выпадает белый творожистый осадок, который темнеет на свету вследствие частичного восстановления на свету ионов серебра до металлического серебра.

С полученным осадком проделайте следующие опыты.

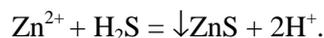
Прибавьте к отдельной порции осадка несколько капель азотной кислоты – осадок не растворяется. К другой порции осадка прибавьте несколько капель гидроксида аммония – осадок растворяется. Напишите уравнение соответствующей реакции.

2. В чистую пробирку поместите несколько капель исследуемого раствора, содержащего ионы серебра и столько же раствора гидроксида аммония. Добавьте несколько капель разбавленного раствора формальдегида. После погружения пробирки в теплую воду на стенке пробирки оседает блестящее зеркало металлического серебра



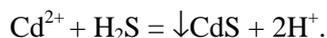
Опыт 8. ОБНАРУЖЕНИЕ Zn^{2+} -ИОНОВ

Налейте в пробирку 2–3 см³ раствора соли цинка(II), добавьте 1–2 см³ формиатной буферной смеси ($\text{HCOOH} + \text{HCOONa}$) и прилейте свежеприготовленный раствор сероводородной воды. При этом выпадает белый осадок сульфида цинка(II)



Опыт 9. ОБНАРУЖЕНИЕ Cd^{2+} -ИОНОВ

Поместите в пробирку 1–2 см³ раствора соли кадмия(II), прилейте 1 мл разбавленной соляной кислоты и 1–2 см³ сероводородной воды. При этом выпадает осадок желто-канареечного цвета:

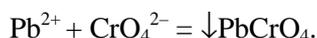


Опыт 10. ОБНАРУЖЕНИЕ Hg^{2+} -ИОНОВ

Налейте в пробирку 1–2 см³ раствора нитрата ртути(II) и добавьте несколько капель йодида калия. При этом выпадает красный осадок йодида ртути(II), растворимый в избытке реактива. Напишите молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций.

Опыт 11. ОБНАРУЖЕНИЕ Pb^{2+} -ИОНОВ

1. Поместите в пробирку 1–2 см³ раствора нитрата свинца(II) и столько же раствора хромата калия. При этом выпадает желтый осадок хромата свинца



Хромат свинца(II) в отличие от хромата бария растворяется в растворах сильных щелочей с образованием соответствующего комплексного соединения. Напишите уравнение реакции растворения хромата свинца(II) в растворе гидроксида натрия.

2. Поместите в пробирку 1–2 см³ раствора нитрата свинца(II), подкисленного уксусной кислотой, прилейте на холоду 2 см³ раствора йодида калия. При этом образуется желтый осадок йодида свинца(II).

После выделения осадка слейте с него жидкость, прибавьте к нему разбавленной уксусной кислоты и прокипятите, приливая понемногу воду до тех пор, пока весь осадок не растворится. При этом выделяются золотисто-желтые кристаллы йодида свинца(II).

Опыт 12. ОБНАРУЖЕНИЕ Cr³⁺-ИОНОВ

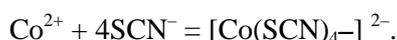
Налейте в пробирку 1–2 см³ раствора соли хрома (III), прибавьте 1 см³ пероксида водорода и столько же гидроксида натрия, нагрейте смесь до кипения. При этом происходит окисление Cr³⁺ в CrO₄²⁻ и окраска из зелёно-фиолетовой переходит в жёлтую. Напишите уравнение реакции.

Опыт 13. ОБНАРУЖЕНИЕ Mn²⁺-ИОНОВ

Поместите в пробирку на кончике шпателя сурик или диоксид свинца и обработайте 3 см³ концентрированной азотной кислоты. Добавьте 8 – 10 капель раствора сульфата марганца(II) и осторожно нагрейте раствор до кипения. После охлаждения разбавьте раствор равным объёмом воды и дайте осадку отстояться. Какой цвет имеет раствор над осадком? Напишите уравнения реакции.

Опыт 14. ОБНАРУЖЕНИЕ Co²⁺-ИОНОВ

Поместите в пробирку 1–2 см³ соли кобальта(II), прибавьте несколько капель концентрированного раствора роданида аммония и содержимое пробирки тщательно взболтайте. При этом появляется интенсивное окрашивание, вызываемое образованием комплексного соединения:



К полученному раствору добавьте немного смеси диэтилового эфира с амиловым спиртом. При взбалтывании с органическими растворителями роданидный комплекс кобальта переходит в слой органического растворителя, окрашивая верхний слой в интенсивно синий цвет.

Опыт 15. ОБНАРУЖЕНИЕ Ni²⁺-ИОНОВ

В стакан налейте 50 см³ воды, 5–6 капель раствора сульфата никеля(II), столько же капель раствора аммиака и прибавьте по каплям при энергичном перемешивании водно-спиртовый раствор диметилглиоксима. Образуется розово-красный осадок диметилглиоксимата никеля(II).

Опыт 16. ОБНАРУЖЕНИЕ Cl⁻, I⁻-ИОНОВ

Поместите в одну из пробирок 1 см³ раствора хлорида калия, а в другую – столько же раствора иодида калия. В обе пробирки добавьте немного раствора нитрата серебра (примерно 1/3 от количества раствора соли). Наблюдайте образование белого творожистого осадка в первой и жёлтого осадка – во второй пробирках.

Добавьте в обе пробирки с осадками избыток раствора аммиака и встряхните. Обратите внимание, что осадок хлорида серебра полностью растворяется в аммиаке, а йодид серебра практически не растворяется. Напишите уравнения реакций.

Опыт 17. ОБНАРУЖЕНИЕ SO₄²⁻-ИОНОВ

Поместите в пробирку 1 см³ раствора сульфата натрия и прибавьте равное количество раствора хлорида бария. Наблюдайте образование осадка сульфата бария. Обратите внимание на цвет осадка. Проверьте растворяется ли осадок в соляной кислоте. Напишите уравнение реакции.

Опыт 18. ОБНАРУЖЕНИЕ CO₃²⁻-ИОНОВ

Карбонаты и гидрокарбонаты при взаимодействии с кислотами выделяют диоксид углерода. В пробирку с раствором карбоната калия или натрия добавьте немного раствора соляной или серной кислоты. Наблюдайте выделение диоксида углерода. Проверьте, что и нерастворимый карбонат кальция при взаимодействии с кислотой выделяет диоксид углерода. Напишите уравнения реакций.

Опыт 19. ОБНАРУЖЕНИЕ SO₃²⁻-ИОНОВ

Сульфиты и гидросульфиты при взаимодействии с кислотами выделяют сернистый газ, определяемый по запаху. В пробирку с исследуемым сульфитом (гидросульфитом) прибавьте 2–3 см³ раствора соляной (серной) кислоты. Выделение удушливого сернистого газа свидетельствует о присутствии в растворе SO₃²⁻-ионов. Напишите уравнение реакции.

Опыт 20. ОБНАРУЖЕНИЕ NO_3^- -ИОНОВ

В чистую сухую пробирку поместите $0,5 \text{ см}^3$ раствора дифениламина, добавьте 4–5 капель концентрированной серной кислоты и 3–4 капли раствора нитрата калия. Быстро окисляясь в кислой среде под действием NO_3^- -ионов, дифениламин образует соединение синего цвета.

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка, Н.Л. Общая химия : учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка ; под ред. А.И. Ермакова. – М. : Интеграл-Пресс, 2005.
2. Рейтинг-система организации работы студента : лабораторный практикум по химии / М.В. Ольшевский, В.В. Гурылев, С.В. Диденко и др. ; под ред. М.В. Ольшевского. – Владимир : Владим. гос. ун-т, 1999.
3. Лебедева, М.И. Сборник задач и упражнений по химии / М.И. Лебедева, И.А. Анкудинова. – М. : Изд-во Тамб. гос. техн. ун-та, 2007.
4. Лебедева, М.И. Практикум по химии с тестовыми заданиями / М.И. Лебедева, И.А. Анкудинова. – Тамбов : Изд-во Тамб. гос. техн. ун-та, 2004.
5. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химии / Я.А. Угай. – М. : Высшая школа, 2004.
6. Некрасов, Б.В. Основы общей химии: в 2 т. / Б.В. Некрасов. – СПб. : Лань, 2003.
7. Луговик, Б.А. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / Б.А. Луговик, Л.Г. Харитонova. – Омск : СибГАФК, 2001.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ ПРИ КОМНАТНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sr ²⁺	Cd ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н
F ⁻		Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	Р	Р
Cl ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Br ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	М	Р	Р
I ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р
S ²⁻		Р	Р	Р	Р	—	—	Н	—	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HS ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻		Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	—	Н	?	Н	Н	?	М	Н	Н	Н	?	?	?
HSO ₃ ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻		Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	—	—	Н	Р	Р
HSO ₄ ⁻		Р	Р	Р	Р	?	?	?	—	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
NO ₃ ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
NO ₂ ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻		Р	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
HPO ₄ ²⁻		Р	?	Р	Р	Н	Н	М	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
H ₂ PO ₄ ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	—	?	?
CO ₃ ²⁻		Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
HCO ₃ ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
CH ₃ COO ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
SiO ₃ ²⁻		Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	?	?	Н	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?

Р - растворяется (> 1 г на 100 г H₂O) М - мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O) Н - не растворяется (<0,1 г на 100 г H₂O)
 ? - в водной среде разлагается ? - нет достоверных сведений о существовании соединения

Приложение 2

Константа диссоциации (K_d) некоторых кислот и оснований

Соединение	Степень диссоциации	K_d	Соединение	Степень диссоциации	K_d
H_2CO_3	I	$4,50 \cdot 10^{-7}$	H_2S	I	$6,00 \cdot 10^{-8}$
	II	$4,70 \cdot 10^{-11}$		II	$1,00 \cdot 10^{-14}$
$Fe(OH)_3$	I	$6,30 \cdot 10^{-3}$	$Fe(OH)_2$	II	$5,50 \cdot 10^{-8}$
	II	$1,82 \cdot 10^{-11}$	H_3PO_4	I	$7,50 \cdot 10^{-3}$
	III	$1,36 \cdot 10^{-12}$		II	$6,30 \cdot 10^{-8}$
H_3BO_3	I	$6,00 \cdot 10^{-10}$	III	$1,30 \cdot 10^{-12}$	
$Mg(OH)_2$	II	$2,50 \cdot 10^{-3}$	$Zn(OH)_2$	II	$4,90 \cdot 10^{-7}$
HCN	I	$7,90 \cdot 10^{-10}$	CH_3COOH	I	$1,80 \cdot 10^{-5}$
$HCOOH$	I	$1,80 \cdot 10^{-4}$	H_2SO_4	I	$1,70 \cdot 10^{-2}$
HNO_2	I	$5,10 \cdot 10^{-4}$		II	$1,20 \cdot 10^{-8}$
NH_4OH		$1,80 \cdot 10^{-5}$	$H_2C_2O_4$	I	$5,40 \cdot 10^{-2}$
H_2SO_3	I	$1,60 \cdot 10^{-2}$	H_2SiO_3	I	$2,20 \cdot 10^{-10}$
	II	$6,30 \cdot 10^{-8}$		II	$1,60 \cdot 10^{-12}$

**Произведение растворимости (ПР) малорастворимых веществ
при 25 °С**

Соединение	ПР
Ag_2CO_3	$6,2 \cdot 10^{-12}$
Ag_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-12}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$
BaCO_3	$4,9 \cdot 10^{-9}$
BaSO_4	$1,8 \cdot 10^{-10}$
BaCrO_4	$2,0 \cdot 10^{-10}$
CaCO_3	$4,8 \cdot 10^{-9}$
CaCrO_4	$7,0 \cdot 10^{-9}$
CaC_2O_4	$2,6 \cdot 10^{-9}$
CaSO_4	$9,1 \cdot 10^{-6}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$2,0 \cdot 10^{-29}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$5,0 \cdot 10^{-12}$
PbJ_2	$1,1 \cdot 10^{-9}$
PbCl_2	$1,7 \cdot 10^{-5}$
PbCrO_4	$1,8 \cdot 10^{-14}$
PbSO_4	$2,2 \cdot 10^{-8}$
$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$7,9 \cdot 10^{-43}$
SrSO_4	$3,2 \cdot 10^{-7}$

Константы нестойкости (K_n) комплексных ионов

Ион	K_n
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,3 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,1 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,8 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$
$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$7,8 \cdot 10^{-18}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,6 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-35}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3,0 \cdot 10^{-42}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,9 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,1 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$

Стандартные электродные потенциалы в водных растворах при 25 °С

Реакция	E_0 , В	Реакция	E_0 , В
$K^+ + e = K$	-2,92	$Cd^{2+} + 2e = Cd$	-0,40
$Ba^{2+} + 2e = Ba$	-2,91	$Co^{2+} + 2e = Co$	-0,28
$Na^+ + e = Na$	-2,71	$Ni^{2+} + 2e = Ni$	-0,25
$Mg^{2+} + 2e =$ Mg	-2,36 -1,66	$Pb^{2+} + 2e = Pb$	-0,13
$Al^{3+} + 3e = Al$	-1,18	$H^+ + e = 1/2H_2$	0,00
$Mn^{2+} + 2e =$ Mn	-0,76 -0,74	$Cu^{2+} + 2e = Cu$	+0,34
$Zn^{2+} + 2e = Zn$	-0,44	$Ag^+ + e = Ag$	+0,80
$Cr^{3+} + 3e = Cr$		$Hg^{2+} + 2e = Hg$	+0,85
$Fe^{2+} + 2e = Fe$		$Au^{3+} + 3e = Au$	+1,50

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
Лабораторная работа 1. Классификация неорганических соединений	5
Тесты	9
Лабораторная работа 2. Определение эквивалентных масс простых и сложных веществ	10
Тесты	14
Лабораторная работа 3. Определение формулы вещества	15
Тесты	16
Лабораторная работа 4. Энергетика химических процессов	17
Тесты	19
Лабораторная работа 5. Кинетика химических реакций и равновесие	20
Тесты	24
Лабораторная работа 6. Получение и свойства дисперсных систем	26
Тесты	29
Лабораторная работа 7. Приготовление растворов соли заданной концентрации	30
Тесты	32
Лабораторная работа 8. Водородный показатель. Гидролиз солей	33
Тесты	36
Лабораторная работа 9. Окислительно-восстановительные реакции	37
Тесты	39
Лабораторная работа 10. Ряд напряжений металлов. Гальванический элемент	40
Тесты	42
Лабораторная работа 11. Электролиз	43
Тесты	44
Лабораторная работа 12. Комплексные соединения	45
Тесты	49
Лабораторная работа 13. Коррозия	50
Тесты	52
Лабораторная работа 14. Соединения s-элементов I и II групп	53
Тесты	55
Лабораторная работа 15. Жесткость воды	56
Тесты	57
Лабораторная работа 16. Алюминий. Соединения бора и алюминия	58
Тесты	61
Лабораторная работа 17. Углерод и кремний	62

.....	
Тесты	64
Лабораторная работа 18. Соединения азота и фосфора	
.....	65
Тесты	67
Лабораторная работа 19. Сера и ее соединения	
.....	69
Тесты	70
Лабораторная работа 20. Соединения хрома и марганца	
.....	71
Тесты	72
Лабораторная работа 21. Соединения железа, кобальта и никеля	
.....	74
Тесты	75
Лабораторная работа 22. Реакции обнаружения катионов и анионов в растворе	
.....	76
Список рекомендуемой литературы	
.....	81
Приложения.....	82