

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ



ФГБОУ ВО КЕМЕРОВСКИЙ ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ
ИНСТИТУТ ПИЩЕВОЙ ПРОМЫШЛЕННОСТИ
(УНИВЕРСИТЕТ)

ХИМИЯ

Лабораторный практикум

Для студентов вузов

Кемерово 2017

УДК 54(076)
ББК 24я73
X46

Рецензенты:

Т.Г. Черкасова, д-р хим. наук, профессор, директор института химических и нефтегазовых технологий (ИХНТ) КузГТУ;
Е.В. Ульрих, д-р тех. наук, профессор Кемеровского государственного сельскохозяйственного института

*Рекомендовано редакционно-издательским советом
Кемеровского технологического института
пищевой промышленности (университета)*

X46 Химия: лабораторный практикум / Л.А. Сенчурова, И.В. Проскунов, Ю.В. Соловьева [и др.]; Под ред. Л.А. Сенчуровой: Кемеровский технологический институт пищевой промышленности (университет). – Кемерово, 2017. – 118 с.
ISBN 979-5-89289-135-5

В лабораторном практикуме представлены лабораторные работы, охватывающие все основные разделы учебной программы по химии. В каждой лабораторной работе указаны поставленная цель, используемое оборудование, приборы и реактивы, подробно описаны методики выполнения экспериментов и обработки результатов, приведены контрольные вопросы и задания для подготовки к выполнению работ, список рекомендуемой литературы. Большое внимание уделено технике безопасности при проведении химического эксперимента.

Практикум предназначен для студентов всех технологических, технических и экономических направлений подготовки бакалавров и специалистов, изучающих дисциплину «Химия».

ISBN 979-5-89289-135-5

УДК 54(076)
ББК 24я73

*Охраняется законом об авторском
праве, не может быть использовано
любым незаконным способом
без письменного договора*

© КемТИПП, 2017

Предисловие

Химия – одна из базовых естественнонаучных дисциплин, составляющих основу образования. Составной частью курса химии является лабораторный практикум. В настоящее время лабораторному практикуму, как специфической и важнейшей форме учебной работы, уделяется особое внимание, так как усвоение учебного материала может происходить только при активной работе самого студента.

Цель лабораторного практикума – приобретение теоретических знаний, практических навыков проведения экспериментов и обучение студентов элементарным приемам исследовательской деятельности. Задачи лабораторного практикума: освоение студентами теоретических и практических основ химии, развитие практического опыта использования химических знаний в профессиональной деятельности и повседневной жизни.

Представленный лабораторный практикум содержит описание 26 работ по основным разделам программы курса химии: «Атомно-молекулярная теория», «Классы неорганических соединений», «Термодинамика химических процессов», «Кинетика и механизмы химических реакций», «Химическое равновесие», «Общие свойства растворов», «Современная теория растворов-электролитов», «Окислительно-восстановительные реакции», «Электрохимические процессы», «Химия s-, p-, d-элементов и их соединений», «Основы органической химии», «Идентификация веществ». В каждой лабораторной работе указана цель, подробно описана методика выполнения опытов, сформулированы указания по оформлению полученных результатов. Особое внимание уделено технике безопасности при выполнении лабораторных работ. Номенклатура химических соединений дается по рекомендациям ИЮПАК. Большинство опытов в практикуме выполняется полумикрометодом, использование которого вырабатывает у студентов навыки аккуратной и точной работы, позволяет экономить реактивы и является более безопасным. Особое внимание уделено познавательному значению каждого опыта, умению наблюдать самые тонкие особенности реакций и делать по ним правильные выводы по свойствам соединений. Для активизации самостоятельности студентов приводятся вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторных работ, которые могут быть использованы преподавателями для контроля знаний студентов.

Практикум окажет помощь студентам при изучении курса химии, а также будет способствовать в дальнейшем более фундаментальному усвоению ими таких важных дисциплин, как «Физика», «Аналитическая химия», «Органическая химия», «Коллоидная химия», «Основы биохимии», «Пищевая химия», «Материаловедение», «Экология», «Химия упаковочных материалов», «Безопасность жизнедеятельности».

Лабораторный практикум составлен в соответствии с требованиями федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования по дисциплине «Химия» для направлений подготовки бакалавров 15.03.02 «Технологические машины и оборудование», 15.03.04 «Авто-

матизация технологических процессов и производств», 16.03.03 «Холодильная, криогенная техника и системы жизнеобеспечения», 19.03.01 «Биотехнология», 19.03.02 «Продукты питания из растительного сырья», 19.03.03 «Продукты питания животного происхождения», 19.03.04 «Технология продукции и организация общественного питания», 20.03.01 «Техносферная безопасность», 27.03.02 «Управление качеством», 29.03.03 «Технология полиграфического и упаковочного производства», 38.03.07 «Товароведение» и специалистов 20.05.01 «Пожарная безопасность».

Лабораторные работы подготовлены:

Л.А. Сенчуровой - № 1, 3, 4, 6, 8, 10, 14, 15, 16, 20, 21, 22;

И.В. Проскуновым - № 2, 9, 11, 17, 19;

Ю.В. Соловьёвой - № 3, 5, 7, 18, 26;

О.В. Салищевой - № 12, 13;

И.В. Васильевой - № 23, 24, 25.

Правила работы в химической лаборатории

Выполнение лабораторных работ по химии будет успешным, если студент обладает прочными знаниями теоретического материала и методики эксперимента. Поэтому к лабораторному занятию нужно готовиться, предварительно прорабатывая теоретический материал по теме работы. Только наличие твердых знаний по методикам проведения опытов, а также химическим и физическим свойствам получаемых и используемых веществ, является основанием для допуска студента к выполнению лабораторной работы.

Лабораторные работы по химии проводятся в химической лаборатории, оборудованной вытяжными шкафами и лабораторными столами, к которым подведены вода и электрический ток. На лабораторных столах размещены штативы с реактивами, необходимая химическая посуда и приборы. Все запланированные работы выполняются студентами в группах (состав групп – 2-3 человека - является постоянным на весь семестр) в соответствии с лабораторным практикумом. Группе студентов отводится постоянное рабочее место.

При работе в химической лаборатории необходимо строго соблюдать следующие **правила**:

- изучите действующие инструкции по технике безопасности и неукоснительно их выполняйте; особое внимание обращайте на дополнительные указания в описании опытов по безопасному ведению конкретного процесса (использование вытяжного шкафа и пр.);
- в лаборатории можно находиться только в рабочем халате из хлопчатобумажной ткани;
- принимать пищу в лаборатории запрещается;
- рабочее место содержите в чистоте и не загромождайте его посторонними предметами;

- бережно относитесь к лабораторному оборудованию, реактивам и материалам; не расходуйте излишнего количества реактивов;
- не нарушайте комплектность приготовленных приборов, установок, штативов и ящиков с реактивами;
- все опыты с применением концентрированных растворов кислот и щелочей, а также работы с вредными веществами проводите только **в вытяжном шкафу при включенной вентиляции**;
- выделяющиеся при реакции газы не нюхайте и не вдыхайте;
- сухие химические реактивы берите шпателем или пинцетом (но не руками!);
- при нагревании жидкости в пробирке не направляйте отверстие пробирки на себя и работающих рядом людей;
- не наклоняйтесь над приборами, в которых идет синтез, сплавление и т.д.;
- опасные продукты реакции сливайте только в соответствующие банки в вытяжном шкафу или нейтрализуйте;
- неизрасходованные реактивы ни в коем случае не высыпайте (не выливайте) обратно в склянки, а сдавайте учебному мастеру;
- после окончания работы вымойте химическую посуду, уберите рабочее место, выключите воду, электроприборы, тщательно вымойте руки (многие вещества, с которыми приходится соприкасаться, ядовиты);
- чтобы опыты проходили успешно, необходимо *строго следовать описанию*: брать рекомендованное количество реагентов, соблюдать последовательность операций введения реагентов, нагрева, охлаждения и др., тщательно перемешивать растворы после добавления очередной порции реагентов.

Результаты выполнения лабораторной работы должны быть представлены в виде *письменного отчета*, который проверяет и подписывает преподаватель. Конкретные сведения об оформлении той или иной работы приведены вместе с ее описанием.

Отчет о выполнении лабораторной работы должен включать:

1. Номер и название лабораторной работы.
2. Цель работы.
3. Номер и название опыта.
4. Рисунки и схемы используемых приборов.
5. Расчеты, таблицы, графики.
6. Уравнения всех химических реакций.
7. Описание наблюдаемых явлений.
8. Ответы на вопросы. Выводы.

Вопросы и задания
для подготовки к выполнению лабораторной работы № 1
«КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

1. Приведите по три примера основных, амфотерных, кислотных и несолеобразующих оксидов. Назовите их. Напишите графические формулы их молекул.
2. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: оксид бария, оксид кальция, оксид углерода(IV), оксид фосфора(V)? Напишите графические формулы их молекул. Назовите их.
3. Какими свойствами обладают гидроксиды: $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Zn}(\text{OH})_2$; H_2SO_4 ? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.
4. Распределите предложенные соединения (Na_2SO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, HNO_2 , SbOCl , $\text{Al}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, KH_2PO_4 , Na_2S) по классам: кислоты, основания, соли. Приведите названия всех веществ.
5. Какими способами получают кислоты и основания? Подтвердите ответ уравнениями реакций получения $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , HCl .
6. Используя следующие вещества (CaO , H_2O , HCl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, SO_3 , NaOH , Na_2CO_3) осуществите нижеприведенные превращения:
 - а) оксид \rightarrow основание \rightarrow основная соль \rightarrow средняя соль;
 - б) оксид \rightarrow кислота \rightarrow кислая соль \rightarrow средняя соль;
 - в) гидроксид \rightarrow оксид \rightarrow соль.
7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4$;
 - б) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$;
 - в) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;
 - г) $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CaOH})\text{Cl} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$.

Лабораторная работа № 1 «КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

Цель работы. Изучение способов получения и химических свойств оксидов, кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей.

Техника безопасности. Работу проводите аккуратно, не допускайте попадания реактивов на руки, одежду и лабораторные столы. При нагревании пробирок с реактивами направляйте отверстия пробирок в сторону от себя и стоящих рядом людей.

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками, держатель для пробирок, спиртовка, стеклянная палочка, микрошпатель, пинцет, фарфоровая чашка, универсальная индикаторная бумага. Кристаллические вещества: Mg, Zn, Cu, Na, ZnO, CuO, Cr₂O₃, CaCO₃ (мел).

Растворы: NaOH (концентрированный); Ca(OH)₂ (насыщенный); H₂SO₄, HCl, NaOH (C=2 моль/дм³ и C=1 моль/дм³); HNO₃, H₃PO₄ (C=1 моль/дм³); CuSO₄, AlCl₃, BaCl₂, Na₂CO₃, ZnSO₄, NaCl, AgNO₃, CoCl₂ (C=0,5 моль/дм³). Растворы фенолфталеина и нейтрального лакмуса.

Опыт 1. Получение и свойства оксидов

1.1. Получение оксида магния и его взаимодействие с водой (демонстрационный опыт)

Выполнение опыта. Возьмите тигельными щипцами небольшой кусочек стружки магния и подожгите его в пламени спиртовки. Опыт проводите над фарфоровой чашкой. Магний горит ярким белым пламенем, покрываясь белым налетом оксида магния. Осторожно опустите стружку с образовавшимся оксидом в пробирку с дистиллированной водой, перемешайте стеклянной палочкой, добавьте 2-3 капли фенолфталеина, который является индикатором на наличие ионов OH⁻, определяющих щелочную среду. Отметьте окраску раствора.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения реакций: 1) горения магния; 2) взаимодействия оксида магния с водой. Опишите наблюдения. Сделайте вывод о химической природе оксида магния.

1.2. Получение оксида углерода(IV) и его взаимодействие с водой

Выполнение опыта. В пробирку поместите небольшой кусочек мела CaCO₃ и прибавьте 15-20 капель хлороводородной кислоты HCl (C=2 моль/дм³). Наблюдайте выделение газа. К отверстию пробирки поднесите смоченную водой универсальную индикаторную бумагу, отметьте, как изменяется ее цвет.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения реакций получения оксида углерода(IV) CO₂ и его взаимодействия с водой. Опишите наблюдения. Сделайте вывод о химической природе этого оксида.

1.3. Изучение свойств оксида цинка

Выполнение опыта. В две пробирки поместите на кончике микрошпателя порошкообразный оксид цинка ZnO . В первую пробирку добавьте 15-20 капель раствора серной кислоты H_2SO_4 ($C=2$ моль/ $дм^3$), а в другую – столько же концентрированного раствора гидроксида натрия $NaOH$. Для ускорения реакций подогрейте пробирки в пламени спиртовки.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения проведенных реакций, учитывая, что при взаимодействии оксида цинка с раствором щелочи образуется соль: тетрагидроксицинкат(II) натрия $Na_2[Zn(OH)_4]$. Сделайте вывод о химической природе оксида цинка.

Опыт 2. Получение и исследование свойств оснований

2.1. Получение гидроксида натрия (демонстрационный опыт)

Выполнение опыта. В фарфоровую чашку налейте до половины дистиллированной воды. Возьмите пинцетом маленький кусочек натрия Na , осушите его фильтровальной бумагой от керосина, в котором он хранился, и опустите в воду. После окончания реакции с помощью раствора фенолфталеина (2-3 капли) определите характер среды полученного раствора.

Оформление результатов опыта. Опишите опыт и объясните наблюдаемые эффекты. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции получения $NaOH$. Объясните, почему щелочные металлы хранят под слоем керосина.

2.2. Взаимодействие основания с кислотой (реакция нейтрализации)

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 15-20 капель раствора гидроксида натрия $NaOH$ ($C=1$ моль/ $дм^3$), добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте цвет раствора. По каплям добавляйте в пробирку раствор хлороводородной кислоты HCl ($C=1$ моль/ $дм^3$), встряхивая пробирку, до исчезновения окраски индикатора.

Оформление результатов опыта. Опишите опыт, отметьте наблюдения. Напишите уравнение реакции нейтрализации гидроксида натрия хлороводородной кислотой в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

2.3. Получение и свойства малорастворимых оснований

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 6-8 капель раствора сульфата меди(II) $CuSO_4$ и добавьте в каждую пробирку по 8-10 капель раствора гидроксида натрия $NaOH$ ($C=2$ моль/ $дм^3$) до выпадения осадка гидроксида меди(II). Укажите цвет осадка. Осторожно нагрейте одну пробирку в пламени

спиртовки. Для предупреждения выброса нагревайте верхнюю часть содержимого пробирки. Что наблюдается?

Во вторую пробирку с $\text{Cu}(\text{OH})_2$ добавьте несколько капель раствора HCl до растворения осадка.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения реакций:

- 1) образования гидроксида меди(II);
- 2) термического разложения гидроксида меди(II);
- 3) взаимодействия гидроксида меди(II) с хлороводородной кислотой.

Опишите наблюдения.

Опыт 3. Получение и исследование свойств амфотерных гидроксидов

Выполнение опыта. В две пробирки поместите по 8-10 капель раствора хлорида алюминия AlCl_3 и добавьте в каждую пробирку (при встряхивании) по каплям раствор NaOH ($C=1$ моль/дм³) до образования осадка гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$.

В одну пробирку добавьте раствор HCl , а в другую – избыток раствора NaOH до растворения осадка.

Оформление результатов опыта. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном видах уравнения реакций:

- 1) получения гидроксида алюминия;
- 2) взаимодействия гидроксида алюминия с хлороводородной кислотой;
- 3) взаимодействия гидроксида алюминия с гидроксидом натрия, учитывая образование комплексной соли $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

Сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Опыт 4. Исследование свойств кислот

4.1. Взаимодействие хлороводородной кислоты (соляной) с металлами

Выполнение опыта. В две пробирки налейте по 10-15 капель разбавленного раствора хлороводородной кислоты HCl ($C=1$ моль/дм³). В первую пробирку опустите кусочек цинка, во вторую – кусочек меди. Через некоторое время отметьте, в какой пробирке происходит выделение газа.

Оформление результатов опыта. Дайте объяснение наблюдаемому различию в действии цинка и меди на разбавленную хлороводородную кислоту с помощью понятия «активность металла». Напишите уравнение прошедшей реакции и укажите, к какому типу она относится.

4.2. Взаимодействие азотной кислоты с оксидами

В две пробирки поместите на кончике микрошпателя оксиды: в первую – оксид меди(II) CuO , во вторую – оксид хрома(III) Cr_2O_3 . В каждую пробирку внесите по 15-20 капель азотной кислоты HNO_3 ($C=1$ моль/дм³). Осторожно встряхните пробирки. Отметьте происходящие изменения.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения проведенных реакций в молекулярном и в ионно-молекулярном видах. Опишите наблюдения.

4.3. Взаимодействие серной кислоты с солями.

Выполнение опыта. В две пробирки поместите по 10 капель растворов: в первую - хлорида бария BaCl_2 , во вторую – карбоната натрия Na_2CO_3 . В каждую пробирку добавьте по 5-6 капель раствора серной кислоты H_2SO_4 ($C=1$ моль/дм³). Наблюдайте образование осадка в первой пробирке и выделение газа – во второй.

Оформление результатов опыта. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проведенных реакций, отметьте наблюдения. В общем выводе к опыту 4 сформулируйте отношение кислот к металлам, оксидам, основаниям и солям.

Опыт 5. Получение солей и их свойства

5.1. Взаимодействие солей с металлами

Выполнение опыта. Налейте в одну пробирку 10-15 капель раствора сульфата меди(II) CuSO_4 и опустите кусочек цинка. В другую пробирку налейте столько же раствора сульфата цинка ZnSO_4 и опустите туда кусочек меди. Происходит ли взаимодействие?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение происходящей реакции. Обратите внимание на положение Cu и Zn в ряду активности металлов. Сделайте общий вывод о взаимодействии растворов солей с металлами.

5.2. Получение солей реакцией обмена

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 5-7 капель раствора хлорида натрия NaCl и добавьте 4-5 капель раствора нитрата серебра(I) AgNO_3 . Отметьте наблюдения.

Оформление результатов опыта. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения проведенной реакции. Что является причиной ее протекания?

5.3. Получение кислой соли – дигидрофосфата кальция

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 1 см³ насыщенного раствора гидроксида кальция Ca(OH)_2 , добавьте по каплям раствор ортофосфорной кислоты H_3PO_4 до выпадения осадка средней соли $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. При дальнейшем добавлении кислоты (избытка) осадок растворяется с образованием кислой соли $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций: а) образования средней соли $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; б) превращения $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в кислую соль $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Укажите условия получения кислых солей.

5.4. Получение основной соли – гидроксохлорида кобальта(II)

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 1 см^3 раствора хлорида кобальта(II) CoCl_2 . Добавьте по каплям, встряхивая пробирку, раствор гидроксида натрия NaOH ($C=1 \text{ моль/дм}^3$) до образования основной соли $(\text{CoOH})\text{Cl}$. Затем добавьте концентрированный раствор NaOH до образования гидроксида кобальта(II) $\text{Co}(\text{OH})_2$. Отметьте цвета осадков.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций: а) образования основной соли $(\text{CoOH})\text{Cl}$; б) превращения $(\text{CoOH})\text{Cl}$ в $\text{Co}(\text{OH})_2$. Укажите условия получения основных солей.

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 2 «МОЛЯРНАЯ МАССА МЕТАЛЛА»

1. Дайте определение понятиям «химический эквивалент», «молярная масса эквивалентов вещества», «фактор эквивалентности», «число эквивалентности».
2. Сформулируйте закон эквивалентов, приведите его математическое выражение.
3. От чего зависит молярная масса эквивалентов химического элемента?
4. Вычислите молярную массу эквивалентов серы в соединениях: H_2S ; SO_3 ; SO_2 ; FeSO_4 ; CuSO_3 .
5. Молярная масса эквивалентов металла равна 12 г/моль . Чему равна молярная масса эквивалентов его оксида?
6. Чему равен (при н.у.) молярный объем эквивалентов: а) водорода, б) кислорода, в) хлора?
7. $0,36 \text{ г}$ металла образуют $0,68 \text{ г}$ оксида. Рассчитайте молярную массу эквивалентов металла.
8. Определите молярную массу эквивалентов металла, если $0,4 \text{ грамма}$ его вытеснили из воды 624 мл H_2 при 470°C и 743 мм рт. ст.

Лабораторная работа № 2 «МОЛЯРНАЯ МАССА МЕТАЛЛА»

Цель работы. Определение молярной массы металла на основе применения закона эквивалентов и закона постоянства молярной теплоемкости простых веществ.

Техника безопасности. Соблюдайте осторожность при работе со стеклянной посудой. При попадании кислоты на кожу промойте пострадавшее место в проточной воде, затем смочите его разбавленным раствором гидрокарбоната на-

трия. Отработанный раствор кислоты слейте в специальную емкость. После выполнения эксперимента приведите в порядок свое рабочее место.

1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Оборудование и реактивы. Штатив, барометр, термометр, мерные цилиндры (100 см^3 и 25 см^3), круглодонная колба (250 см^3), кристаллизатор, резиновая пробка с газоотводной трубкой, фильтровальная бумага, линейка. Металлы: цинк, магний, алюминий. Растворы: хлороводородной кислоты HCl ($C=4$ моль/ дм^3); сульфата меди(II) CuSO_4 ($C=0,5$ моль/ дм^3).

1.1. Получите у преподавателя навеску исследуемого металла. Значение массы металла $m(\text{Me})$, его удельную теплоемкость $c(\text{Me})$ (узнайте у преподавателя), атмосферное давление $P_{\text{атм}}$ и комнатную температуру t запишите в таблицу 1.

1.2. Соберите установку, изображенную на рис. 1. Для этого: наполните кристаллизатор (1) на $\frac{1}{2}$ его вместимости водой, а в мерный цилиндр (2) налейте $80\text{-}90 \text{ см}^3$ воды. Плотнo закрыв отверстие цилиндра пальцами, переверните его вверх дном и аккуратно опустите в кристаллизатор. Закрепите цилиндр в таком положении при помощи лапки штатива (3).

В круглодонную колбу (4) при помощи мерного цилиндра на 25 см^3 налейте 8 см^3 раствора хлороводородной кислоты и внесите 3-4 капли раствора сульфата меди(II). Насухо протрите внутреннюю поверхность горловины колбы фильтровальной бумажкой и, держа колбу горизонтально, поместите на середину горловины навеску металла. Не меняя положение колбы, плотно закройте ее пробкой с газоотводной трубкой (5) и закрепите на штативе. Немного приподняв мерный цилиндр (2), заведите под него конец газоотводной трубки.

Проверьте герметичность собранной установки, для чего нагрейте колбу (3) ладонями своих рук. Если наблюдаете выход пузырьков воздуха из газоотводной трубки в цилиндр, собранная установка герметична.

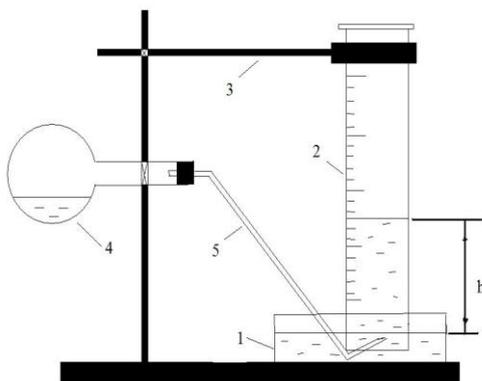


Рис.1. Экспериментальная установка:

- 1 – кристаллизатор с водой;
- 2 – мерный цилиндр;
- 3 – лапка штатива;
- 4 – реакционная колба;
- 5 – газоотводная трубка.

1.3. Отметьте исходный уровень воды V_1 (см^3) в цилиндре (2) по его мерной шкале. Результат измерения запишите в табл. 1.

1.4. Сбросьте навеску металла в раствор кислоты, переведя колбу (3) в вертикальное положение, и верните ее затем в исходное горизонтальное положение.

Наблюдайте вытеснение воды из цилиндра водородом, выделяющимся в ходе реакции металла с раствором HCl.

1.5. После окончания реакции подождите около 5 минут для того, чтобы температура выделившегося водорода сравнялась с комнатной температурой, и определите уровень воды V_2 (см³) в цилиндре (2) по его мерной шкале. Результат измерения запишите в табл. 1.

1.6. При помощи линейки измерьте высоту оставшегося столба воды (h) в цилиндре, начиная измерение от поверхности воды в кристаллизаторе. Результат измерения, выраженный в метрах, запишите в табл. 1.

2. ОБРАБОТКА РЕЗУЛЬТАТОВ ЭКСПЕРИМЕНТА

2.1. Рассчитайте парциальное давление водорода $P(H_2)$ (в паскалях) из соотношения:

$$P_{\text{атм}} = P(H_2) + P(H_2O) + 9,81 \cdot 10^3 \cdot h,$$

где $P(H_2O)$ – давление насыщенного водяного пара при температуре эксперимента, Па;

$9,81 \cdot 10^3 \cdot h$ - гидростатическое давление, Па.

Давление насыщенного водяного пара при разных температурах

t, °C	P(H ₂ O), Па	t, °C	P(H ₂ O), Па
15	1706	21	2488
16	1819	22	2645
17	1938	23	2810
18	2064	24	2985
19	2198	25	3169
20	2339	26	3363

2.2. По уравнению Менделеева-Клапейрона рассчитайте массу выделившегося в эксперименте водорода $m(H_2)$, г:

$$P(H_2) \cdot V(H_2) = (m(H_2)/M(H_2)) \cdot R \cdot T,$$

где $V(H_2) = (V_2 - V_1)$ - объем выделившегося водорода, м³;

$M(H_2)$ – молярная масса водорода, г/моль;

R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/(моль · К)

T – температура эксперимента по шкале Кельвина, К.

2.3. По закону эквивалентов рассчитайте молярную массу эквивалентов металла $M_{\text{эқв}}(Me)$:

$$m(Me)/m(H_2) = M_{\text{эқв}}(Me)/M_{\text{эқв}}(H_2),$$

где $M_{\text{эқв}}(H_2)$ – молярная масса эквивалентов водорода, г/моль.

2.4. По закону постоянства молярных теплоемкостей простых веществ рассчитайте приблизительную молярную массу металла $M^{\text{теор}}(Me)$:

$$c(Me) \cdot M^{\text{теор}}(Me) \approx 3R, \quad \text{где}$$

$c(Me)$ – удельная теплоемкость металла (узнайте у преподавателя), Дж/(г · К);

R – универсальная газовая постоянная.

2.5. Рассчитайте фактор эквивалентности металла $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})$ по соотношению:

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}) = M^{\text{теор}}(\text{Me}) \cdot f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}).$$

2.6. Рассчитайте число эквивалентности z исследуемого металла по соотношению: $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}) = 1/z$.

Полученное значение z округлите до целого числа.

2.7. Используя округленное значение z и молярную массу эквивалентов металла $M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})$, рассчитайте молярную массу металла $M^{\text{опыт}}(\text{Me})$, исследованного в данной работе:

$$M^{\text{опыт}}(\text{Me}) = M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me}) \cdot z.$$

2.8. Рассчитайте относительную ошибку δ (%) определения молярной массы металла $M^{\text{опыт}}(\text{Me})$:

$$\delta = (| M^{\text{опыт}}(\text{Me}) - M^{\text{теор}}(\text{Me}) |) / M^{\text{теор}}(\text{Me}).$$

2.9. Все полученные результаты запишите в табл. 1.

Таблица 1.

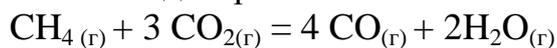
Экспериментальные и расчетные данные

Наименование параметра	Значение
Масса металла, г	
Удельная теплоемкость металла $c(\text{Me})$, Дж/(г · К)	
Атмосферное давление $P_{\text{атм}}$, Па	
Комнатная температура t , °С	
Исходный уровень воды в цилиндре V_1 , см ³	
Конечный уровень воды в цилиндре V_2 , см ³	
Объем выделившегося водорода $V(\text{H}_2) = V_2 - V_1$, м ³	
Парциальное давление водорода $P(\text{H}_2)$, Па	
Давление насыщенного водяного пара $P(\text{H}_2\text{O})$, Па	
Гидростатическое давление $9,81 \cdot 10^3 \cdot h$, Па.	
Масса выделившегося водорода $m(\text{H}_2)$, г	
Молярная масса эквивалентов металла $M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})$, г/моль	
Приблизительная молярная масса металла $M^{\text{теор}}(\text{Me})$, г/моль	
Фактор эквивалентности металла $f_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})$	
Округленное значение числа эквивалентности z	
Молярная масса исследуемого металла $M^{\text{опыт}}(\text{Me})$, г/моль	
Относительная ошибка эксперимента δ , %	

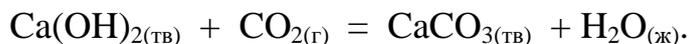
2.10. Укажите факторы, которые могли повлиять на точность определения молярной массы металла в данной работе.

Вопросы и задания
для подготовки к выполнению лабораторной работы № 3
«ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ»

1. Дайте определение энтальпии образования вещества.
2. Сформулируйте закон Гесса.
3. Функции состояния: внутренняя энергия и энтальпия, их физический смысл.
4. Сформулируйте первый закон термодинамики.
5. Сформулируйте второй закон термодинамики.
6. На основании стандартных энтальпий образования (ΔH_f^0) соответствующих веществ определите: экзо- или эндотермической является данная реакция



7. Какие выводы можно сделать о конкретной химической реакции, если изменение следующих термодинамических функций отрицательно: а) энтальпии; б) энтропии; в) свободной энергии Гиббса?
8. Объясните, почему тепловые эффекты реакций нейтрализации соляной и азотной кислот гидроксидом натрия одинаковы, но отличаются от теплоты нейтрализации уксусной кислоты.
9. Какой знак имеет изменение энтропии в следующих процессах: а) конденсация водяного пара; б) разложение воды на водород и кислород; в) замерзание воды?
10. Определите термодинамическую возможность протекания в стандартных условиях реакции:



Лабораторная работа № 3
«ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ»

Цель работы. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием и определение направления химических реакций.

Техника безопасности. Соблюдайте правила работы с растворами кислот и щелочей. Не допускайте попадания реактивов на руки и лабораторные столы. После проведения опытов вымойте руки с мылом.

Опыт 1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

Оборудование и реактивы. Калориметр, термометр, два мерных цилиндра вместимостью 25 см³; растворы ($C_{\text{эkv}}=1$ моль/дм³): кислот (хлороводородной HCl, серной H₂SO₄, азотной HNO₃) и щелочей (гидроксида натрия NaOH, гидроксида калия KOH).

Экспериментальное определение тепловых эффектов химических реакций проводят в специальных устройствах – калориметрах. Калориметр представляет

собой сосуд, снабженный теплоизоляционной рубашкой для уменьшения теплообмена с окружающей средой.

Простейший калориметр (рис.1) состоит из двух стеклянных стаканов: внутреннего (6) и наружного (7), между которыми помещен материал с малой теплопроводностью (пробка или пенопласт) (9). Калориметр закрывается крышкой (5) с двумя отверстиями: для термометра (3) и воронки (4). Для перемешивания раствора используется магнитная мешалка (8).

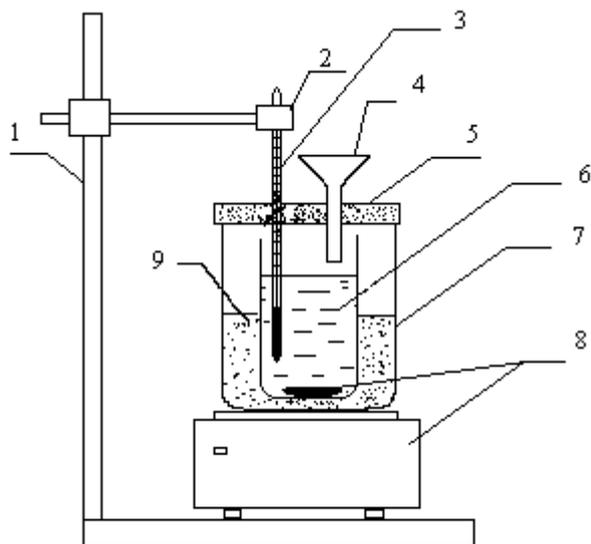


Рис.1. Схема простейшего калориметра:

- 1 –штатив; 2 –держатель;
- 3 –термометр; 4 –воронка;
- 5 –крышка с двумя отверстиями;
- 6 – внутренний стакан;
- 7 – наружный стакан;
- 8 – магнитная мешалка;
- 9 – теплоизоляционный материал.

Выполнение опыта

Опыт выполняется в соответствии с вариантом, указанным преподавателем.

№ варианта	Кислота	Щелочь
1	HCl	NaOH
2	H ₂ SO ₄	NaOH
3	HNO ₃	KOH
4	H ₂ SO ₄	KOH

Перед началом опыта узнайте массу внутреннего калориметрического стакана у учебного мастера.

Налейте в два мерных цилиндра по 25 см³ растворов кислоты и щелочи, выдержанных при комнатной температуре.

Соберите калориметрическую установку:

- во внутренний стакан поместите магнитный перемешивающий элемент и вылейте из цилиндра раствор кислоты;
- внутренний стакан с раствором кислоты вставьте в наружный стакан, закройте его крышкой, в отверстие в крышке поместите воронку;
- наружный стакан установите на магнитную мешалку.

Измерьте температуру раствора щелочи ($T_{щ}$) с точностью до 0,1 К, опустив термометр в цилиндр с раствором щелочи. Затем, ополоснув шарик термометра водой и осушив его фильтровальной бумагой, опустите термометр в раствор ки-

слоты через отверстие в крышке калориметра. Закрепите термометр в лапке держателя так, чтобы он не касался перемешивающего элемента. Измерьте температуру раствора кислоты (T_k).

Включите магнитную мешалку и выберите режим равномерного перемешивания. Через воронку вылейте раствор щелочи в раствор кислоты, непрерывно наблюдая за температурой раствора. Отметьте самую высокую температуру (T_2), которую покажет термометр после сливания растворов. Результаты измерений занесите в табл.1.

Таблица 1

Результаты измерений

Масса калориметрического стакана ($m_{ст}$), кг	Общий объем раствора в стакане (V_p), м ³	Температура, К		
		($T_{ш}$)	(T_k)	(T_2)

Оформление результатов опыта

1. Вычислите максимальное изменение температуры в ходе реакции:

$$\Delta T = T_2 - T_1,$$

$$\text{где } T_1 = \frac{T_{ш} + T_k}{2}, \text{ К.}$$

2. Вычислите теплоемкость калориметрической системы по приближенной формуле:

$$C_k = c_{ст} \cdot m_{ст} + c_p \cdot m_p,$$

где $c_{ст}$ – удельная теплоемкость стекла 0,75 кДж/(кг · К);

c_p – удельная теплоемкость раствора, принимаемая равной удельной теплоемкости воды, 4,18 кДж/(кг · К); m_p – масса раствора, кг.

Массу раствора определите по формуле:

$$m_p = V_p \cdot \rho,$$

где V_p – общий объем раствора, м³;

ρ – плотность раствора (примите равной плотности воды, 1000 кг/м³).

3. Вычислите теплоту, выделяющуюся в ходе реакции:

$$Q = -C_k \cdot \Delta T, \text{ кДж.}$$

4. Рассчитайте количество вещества воды, образовавшейся в ходе нейтрализации, учитывая молярную концентрацию раствора щелочи:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = C_{щ} \cdot V_{щ},$$

где $C_{щ}$ – молярная концентрация раствора щелочи, моль/дм³;

$V_{щ}$ – объем раствора щелочи, дм³.

5. Вычислите тепловой эффект реакции нейтрализации:

$$\Delta H_{\text{опыт}} = \frac{Q}{n_{\text{H}_2\text{O}}}, \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

6. Составьте молекулярное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения проведенной реакции нейтрализации. Рассчитайте теоретическое значение теплового эффекта этого процесса ($\Delta H^0_{298, \text{теор}}$), используя справочные данные.

7. Вычислите относительную погрешность опыта:

$$\delta = \left| \frac{\Delta H_{\text{опыт}} - \Delta H^0_{298, \text{теор}}}{\Delta H^0_{298, \text{теор}}} \right| \cdot 100\%$$

Результаты расчетов запишите в табл.2

Таблица 2

Результаты расчетов

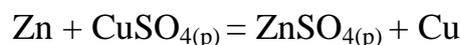
$C_k,$ кДж/К	$\Delta T,$ К	Q, кДж	$n(\text{H}_2\text{O}),$ МОЛЬ	$\Delta H_{\text{опыт}},$ кДж/МОЛЬ	$\Delta H^0_{298, \text{теор}},$ кДж/МОЛЬ	$\delta, \%$

Опыт 2. Определение направления окислительно-восстановительной реакции восстановления ионов меди цинком

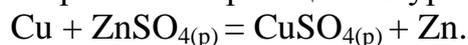
Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы сульфата меди(II) CuSO_4 и сульфата цинка ZnSO_4 с молярной концентрацией 0,5 моль/дм³. Цинк Zn (пластинка), медь Cu (пластинка). Наждачная бумага.

Выполнение опыта. Возьмите две пробирки. В одну пробирку налейте 2 см³ раствора сульфата меди(II), в другую – столько же раствора сульфата цинка. Опустите в пробирку с раствором CuSO_4 цинковую пластинку на 5-10 секунд (перед опытом тщательно зачистите пластинку наждачной бумагой). В другую пробирку с раствором ZnSO_4 опустите медную пластинку. В какой пробирке произошла реакция (наблюдайте изменение поверхности пластины)?

Оформление результатов опыта. Используя справочные данные, проведите термодинамические расчеты, подтверждающие возможность взаимодействия по уравнению

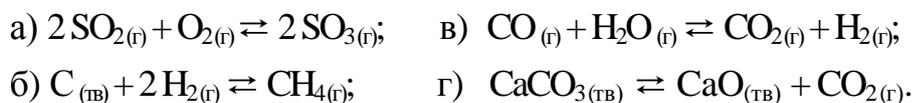


и опровергните возможность протекания реакции по уравнению



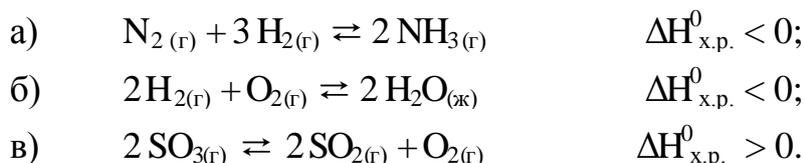
Вопросы и задания
для подготовки к выполнению лабораторной работы № 4
«ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ»

1. Объясните, что означают термины: скорость реакции, константа скорости.
2. В каких единицах измеряется скорость химической реакции?
3. Сформулируйте определение обратимой и необратимой реакции.
4. Какую зависимость выражает закон действия масс? Напишите уравнение скорости для реакций: а) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{HCl}(\text{г})$; б) $\text{C}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г})$.
5. Как зависит скорость реакции от температуры? Дайте определение понятию «энергия активации». Что такое активные молекулы?
6. От каких факторов зависит скорость гомогенной реакции? Гетерогенной? Приведите примеры.
7. Какие вещества называются катализаторами? Каков механизм ускоряющего действия катализатора?
8. Дайте определение понятию «химическое равновесие». Почему оно называется динамическим? Какие концентрации реагирующих веществ называют равновесными?
9. Что называют константой химического равновесия? От каких факторов она зависит? Каковы особенности математической записи для константы равновесия в гетерогенных системах?
10. Напишите математические формулы для расчета скорости реакций, протекающих между: а) водородом и кислородом; б) оксидом азота(II) и кислородом; в) оксидом углерода(IV) и раскаленным углем; г) азотом и водородом с образованием аммиака. Как изменятся скорости реакций при увеличении в два раза концентрации обоих веществ?
11. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на 50 градусов, если температурный коэффициент равен 3?
12. Напишите выражения констант равновесия следующих реакций, учитывая агрегатное состояние веществ:



В каком направлении будет смещаться равновесие при повышении давления?

13. В каком направлении будет смещаться равновесие при повышении температуры для следующих реакций:



Лабораторная работа № 4 «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ»

Цель работы. Изучение закономерностей протекания химических реакций и факторов, влияющих на скорость реакции и химическое равновесие.

Техника безопасности. Проявляйте внимательность и осторожность в работе с нагревательными приборами, стеклянной посудой и реактивами. Не допускайте попадания реактивов на руки, одежду, столы. В случае попадания реактивов на руки, смойте их большим количеством воды.

Оборудование и реактивы. Бюретки (25см³). Пробирки. Стаканы (50см³, 250см³). Водяная баня. Спиртовка. Термометр на 50⁰С. Секундомер. Держатель для пробирок. Микрошпатель. Стеклянная палочка. Лучина. Дистиллированная вода. Кристаллические вещества: оксид марганца(IV) MnO₂, карбонат кальция CaCO₃ (мел) в кусочках, хлорид калия KCl. Растворы: тиосульфата натрия Na₂S₂O₃ и серной кислоты H₂SO₄ (C_{экв}= 0,5 моль/дм³); сульфата меди(II) CuSO₄ (C_{экв}= 1 моль/дм³); хлороводородной кислоты HCl (C_{экв}=2 моль/дм³); хлорида железа(III) FeCl₃ и тиоцианата калия KNCS (насыщенные); пероксида водорода H₂O₂ (ω=3%).

Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции в гомогенной системе

В основу данного опыта положена окислительно-восстановительная реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой:



Этот процесс, протекая многостадийно, приводит к слабой опалесценции (свечению) и дальнейшему помутнению раствора от выделившейся свободной серы. При выполнении опыта необходимо зафиксировать время (в секундах) от момента сливания исходных растворов тиосульфата натрия и серной кислоты до заметного помутнения раствора вследствие образования свободной серы. Это время и принимают за время протекания окислительно-восстановительной реакции.

Выполнение опыта. Для проведения опыта следует приготовить четыре раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в четыре пробирки, на задних стенках которых нанесены вертикальные темные линии, из бюреток налейте:

- в первую пробирку - 2 см³ раствора Na₂S₂O₃ (C_{экв} = 0,5 моль/дм³) и 4 см³ воды;
- во вторую пробирку - 3 см³ раствора Na₂S₂O₃ (C_{экв} = 0,5 моль/дм³) и 3 см³ воды;

- в третью пробирку - 4 см³ раствора Na₂S₂O₃ (C_{экв} = 0,5 моль/дм³) и 2 см³ воды;
- в четвертую пробирку - 6 см³ раствора Na₂S₂O₃ (C_{экв} = 0,5 моль/дм³).

Таким образом, в одинаковых объемах полученных растворов (6 см³) будет содержаться различное число моль Na₂S₂O₃. Если условно обозначить концентрацию Na₂S₂O₃ в первой пробирке - C, то во второй пробирке концентрация будет равна 1,5 C, в третьей - 2 C, в четвертой - 3 C.

В другие четыре пробирки налейте из бюретки по 6 см³ H₂SO₄ (C_{экв} = 0,5 моль/дм³). Влейте в первую пробирку с раствором Na₂S₂O₃ 6 см³ раствора H₂SO₄ и быстро перемешайте содержимое пробирки стеклянной палочкой.

По секундомеру или секундной стрелке часов измерьте время от момента добавления серной кислоты (начало опыта) до начала исчезновения темной полоски на пробирке в результате помутнения раствора от выпавшей свободной серы (конец опыта).

Аналогичные опыты проведите с остальными растворами.

Оформление результатов опыта.

Данные опыта внесите в табл. 1.

Таблица 1

Результаты изучения влияния концентрации реагирующих веществ на скорость реакции

№ пробирки	Объём Na ₂ S ₂ O ₃ , см ³	Объём H ₂ O, см ³	Объём H ₂ SO ₄ , см ³	Относительная концентрация Na ₂ S ₂ O ₃ , усл. ед.	Время реакции τ, с	Скорость реакции v = 1/τ, усл. ед.
1	2	4	6	C		
2	3	3	6	1,5 C		
3	4	2	6	2 C		
4	6	0	6	3 C		

На основании данных табл. 1 постройте график зависимости скорости реакции от концентрации (на оси абсцисс – концентрация раствора Na₂S₂O₃, на оси ординат – скорость реакции, приняв минимальную скорость за единицу, а все другие – выразив в кратных ей значениях). При построении графика удобнее принять масштаб для минимальной скорости и минимальной концентрации равный 2 см. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции в гомогенной системе

В основу опыта положена та же реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой (1).

При выполнении опыта необходимо зафиксировать время появления опалесценции раствора при различных температурах, но одинаковых концентрациях реагирующих веществ. Это время и принимают за время протекания окислительно-восстановительной реакции.

Выполнение опыта. В три пронумерованные пробирки налейте из бюретки по 5 см³ раствора Na₂S₂O₃ (C_{экв}=0,5 моль/дм³), а в три другие – по 5 см³ раствора H₂SO₄ (C_{экв}=0,5 моль/дм³). Все пробирки поместите в химический стакан (на 200–250 см³) с водой комнатной температуры и через 5 минут, измерив и записав температуру воды в стакане, в первую пробирку с тиосульфатом влейте 5 см³ раствора H₂SO₄. С помощью секундомера измерьте время от момента добавления кислоты до начала исчезновения темной полоски на пробирке.

Подготовьте водяную баню с температурой на 12–15 °С выше комнатной, опустите в неё пробирку № 2 с раствором тиосульфата натрия и пробирку с серной кислотой. В пробирку № 2 опустите термометр и следите за повышением температуры раствора. Держите пробирку № 2 с раствором и пробирку с серной кислотой на водяной бане до тех пор, пока их температура не станет на 10 °С выше, чем в пробирке № 1. После этого прилейте отмеренное количество серной кислоты к раствору тиосульфата натрия в пробирке № 2 и отметьте время реакции.

Нагрейте водяную баню, приливая в неё горячую воду так, чтобы температура бани на 25–30 °С превышала комнатную. Опустите в водяную баню пробирку № 3 с раствором тиосульфата натрия и пробирку с серной кислотой. В пробирку № 3 опустите термометр и следите за повышением температуры. Как только температура раствора в пробирке № 3 станет на 20 °С выше, чем в пробирке № 1, выньте термометр, прилейте в пробирку № 3 к раствору тиосульфата натрия отмеренное количество серной кислоты и отметьте время реакции.

Оформление результатов опыта. Полученные в опыте экспериментальные данные занесите в табл. 2. Рассчитайте температурный коэффициент, исходя из правила Вант – Гоффа.

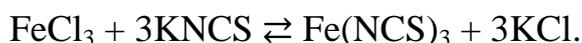
Таблица 2

Результаты изучения влияния температуры на скорость реакции

№ пробирки	Температура, °С	Время реакции τ, с	Скорость реакции v = 1/τ, усл. ед.	Температурный коэффициент γ
1				
2				
3				

Опыт 5. Влияние изменения концентрации веществ на химическое равновесие

Обратимая реакция между хлоридом железа(III) и тиоцианатом калия протекает по уравнению



Образующийся в результате реакции тиоцианат железа(III) имеет темно-красный цвет. По изменению интенсивности окраски можно судить об изменении концентрации $\text{Fe}(\text{NCS})_3$, то есть о смещении равновесия в ту или иную сторону.

Выполнение опыта. В химический стакан налейте 20 см³ воды и добавьте по 1-2 капли насыщенных растворов хлорида железа(III) и тиоцианата калия. Раствор перемешайте стеклянной палочкой и разлейте поровну в предварительно пронумерованные четыре пробирки. Пробирку № 4 с раствором оставьте в качестве контрольной (для сравнения). Добавьте следующие реактивы:

- в пробирку № 1 - 2 капли насыщенного раствора FeCl_3 ;
- в пробирку № 2 - 2 капли насыщенного раствора KNCS ;
- в пробирку № 3 - несколько кристаллов KCl .

Осторожно перемешайте растворы в пробирках и сопоставьте интенсивность окраски полученных растворов с цветом исходного раствора в контрольной пробирке № 4.

Оформление результатов опыта. Результаты наблюдений занесите в табл. 3. Составьте ионно-молекулярное уравнение проведенной реакции. Напишите выражение для константы равновесия.

Таблица 3

Результаты изучения влияния концентрации веществ на смещение равновесия

№ пробирки	Добавляемое вещество	Изменение интенсивности окраски раствора (ослабление, усиление)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)
1	FeCl_3		
2	KNCS		
3	KCl		

**Вопросы и задания для подготовки к выполнению
лабораторной работы № 5
«ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ»**

1. Какими способами можно выразить состав раствора?
2. Какие процессы происходят при растворении вещества?
3. Какие растворы называются насыщенными, ненасыщенными, пересыщенными?
4. Для чего используют ареометр? Сформулируйте правила работы с ним.
5. В 100 см³ дистиллированной воды растворили 10 г хлорида натрия. Рассчитайте массовую и молярную доли растворенного вещества в полученном растворе.
6. Сколько граммов сульфата натрия необходимо добавить к 200 г 10%-го раствора, чтобы получить 20%-й раствор?
7. В 175 мл воды растворили 25 г медного купороса CuSO₄·5H₂O. Определите массовую долю (%) CuSO₄ в растворе.
8. Вычислите объем раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалентов 0,1 моль/дм³, который можно приготовить из 80 см³ раствора с массовой долей H₂SO₄ 50 % и плотностью 1,4 г/см³. Определите моляльность и молярную долю H₂SO₄ в полученном растворе, плотность которого 1,003 г/см³.
9. Рассчитайте массовую долю сульфата калия в растворе, если при охлаждении 5 кг раствора с массовой долей K₂SO₄ 20% выпало 200 г соли. Какова молярная концентрация сульфата калия в охлажденном растворе, если плотность раствора 1,142 г/см³?
10. Из 900 г раствора серной кислоты с массовой долей 30% выпариванием удалили 300 см³ воды. Вычислите массовую долю и моляльность серной кислоты в растворе.

**Лабораторная работа № 5
«ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ»**

Цель работы. Умение готовить растворы из навески сухого вещества, а также методом разбавления из более концентрированного раствора. Умение определять плотность растворов.

Техника безопасности. Соблюдайте правила работы с реактивами. Не допускайте попадания реактивов на руки и лабораторные столы. После проведения опытов вымойте руки с мылом.

Опыт 1. Определение плотности раствора с помощью ареометра

Оборудование и реактивы. Цилиндр вместимостью 100 см³. Раствор хлорида натрия NaCl с массовой долей растворенного вещества от 2% до 6%. Набор ареометров. Термометр.

Выполнение опыта.

1. Налейте 90-100 см³ исследуемого раствора хлорида натрия (при температуре 20 °С) в мерный цилиндр.

2. Чистый и сухой ареометр, на шкале которого предусмотрена ожидаемая величина плотности (см. табл.1), осторожно опустите в цилиндр с раствором. Не выпускайте ареометр из рук до тех пор, пока не убедитесь, что он плавает, и граница погружения находится в пределах его шкалы.

3. Когда ареометр придет в состояние равновесия, отсчитайте его показание по делению на шкале, соответствующему нижнему краю мениска жидкости (при отсчете глаз должен быть на уровне мениска).

Оформление результатов опыта.

1. Используя экспериментальное значение плотности, по справочным данным определите массовую долю исследуемого раствора методом интерполяции:

$$\omega_{\text{эксп}} = \omega_1 + (\omega_2 - \omega_1) \cdot (\rho - \rho_1) / (\rho_2 - \rho_1),$$

где $\omega_{\text{эксп}}$ – массовая доля исследуемого раствора,

ρ – плотность исследуемого раствора,

ω_1 – массовая доля, соответствующая плотности ρ_1 в табл.1, ближайшее меньшее значение;

ω_2 – массовая доля, соответствующая плотности ρ_2 в табл.1, ближайшее большее значение.

Таблица 1

Плотность водных растворов солей (при 20 °С)

ρ , г/см ³	ω , %	C , моль/дм ³	ρ , г/см ³	ω , %	C , моль/дм ³	ρ , г/см ³	ω , %	C , моль/дм ³	ρ , г/см ³	ω , %	C , моль/дм ³
NaCl			KCl			NH ₄ NO ₃			K ₂ CO ₃		
1,005	1	0,1720	1,004	1	0,1347	1,002	1	0,1252	1,007	1	0,0729
1,012	2	0,3464	1,011	2	0,2712	1,006	2	0,2514	1,016	2	0,1471
1,027	4	0,7026	1,024	4	0,5494	1,015	4	0,5071	1,035	4	0,2994
1,041	6	1,069	1,037	6	0,8345	1,023	6	0,7668	1,053	6	0,4571
1,056	8	1,445	1,050	8	1,127	1,031	8	1,030	1,072	8	0,6202
1,071	10	1,831	1,063	10	1,426	1,039	10	1,298	1,090	10	0,7889

Опыт 2. Приготовление раствора с заданным значением массовой доли растворенного вещества

Оборудование и реактивы. Цилиндр вместимостью 100 см³; стакан вместимостью 250 см³; кристаллические вещества: нитрат аммония NH₄NO₃, карбонат калия K₂CO₃, хлорид натрия NaCl, хлорид калия KCl; дистиллированная вода; набор ареометров; часовое стекло.

Выполнение опыта.

1. Получите у преподавателя номер варианта (табл.2) для приготовления раствора заданного состава.

Таблица 2

№ варианта	Вещество	Заданная массовая доля, ω (%)	Плотность раствора, ρ (г/см ³)
1	NH ₄ NO ₃	6	1,023
2	K ₂ CO ₃	6	1,053
3	NaCl	4	1,027
4	KCl	6	1,037

2. Учитывая значения массовой доли растворенного вещества и плотности заданного раствора, рассчитайте массу соли и объем воды, необходимые для приготовления 100 см³ раствора.

3. Взвесьте рассчитанную массу соли (на часовом стекле).

4. Отмерьте мерным цилиндром необходимый объем дистиллированной воды.

5. Навеску соли переместите в стакан с часового стекла, остатки соли со стекла смойте в стакан небольшим количеством воды из мерного цилиндра.

6. Затем оставшуюся в цилиндре воду перелейте в стакан по стеклянной палочке.

7. Смесь перемешайте до полного растворения соли.

8. Раствор перелейте в цилиндр, температуру раствора доведите до 20 °С.

9. С помощью ареометра определите плотность полученного раствора.

Оформление результатов опыта.

1. Используя экспериментальное значение плотности, по справочным данным (табл.1) определите массовую долю полученного раствора методом интерполяции (методику расчета смотрите в оформлении опыта 1).

2. Определите ошибку эксперимента.

Абсолютная ошибка эксперимента:

$$\Delta = \left| \omega_{\text{теор}} - \omega_{\text{эксп}} \right|$$

Относительная ошибка эксперимента, %

$$\delta = \left| \Delta / \omega_{\text{теор}} \right| \cdot 100\%$$

3. Заполните табл. 3.

Таблица 3

Вещество	Экспериментальная плотность раствора, $\rho_{\text{эксп}}$	Экспериментальная массовая доля раствора, $\omega_{\text{эксп}}$ %	Относительная ошибка эксперимента, δ (%)

Раствор сохраните для проведения опыта 3.

Опыт 3. Приготовление раствора с заданной молярной концентрацией разбавлением более концентрированного раствора

Оборудование и реактивы. Раствор соли из опыта 2 с массовой долей растворенного вещества $\omega_{\text{эксп}}$; мерная колба вместимостью 100 см³; мерный цилиндр

вместимостью 100 см^3 ; дистиллированная вода; набор ареометров; воронка; пипетка.

Выполнение опыта.

1. Рассчитайте объем раствора соли с массовой долей $\omega_{\text{эксп}}$ и плотностью $\rho_{\text{эксп}}$, необходимый для приготовления раствора объемом 100 см^3 с молярной концентрацией соли $0,25 \text{ моль/дм}^3$.
2. С помощью цилиндра вместимостью 100 см^3 отмерьте рассчитанный объем раствора соли.
3. В мерную колбу вместимостью 100 см^3 с помощью воронки небольшими порциями перелейте отмеренный объем раствора соли из мерного цилиндра.
4. Сполосните воронку дистиллированной водой и выньте её.
5. Доведите уровень жидкости в колбе до метки дистиллированной водой, приливая по каплям последние порции воды из пипетки, когда до метки останется 1 см . Уровень жидкости отсчитывайте по нижнему мениску.
6. Плотно закройте колбу пробкой и перемешайте раствор, многократно переворачивая колбу.
7. Раствор перемешайте и перелейте в цилиндр вместимостью 100 см^3 . С помощью ареометра измерьте плотность полученного раствора.
8. Приготовленные растворы (опыты 2 и 3) сдайте учебному мастеру.

Оформление результатов опыта.

1. Используя экспериментальное значение плотности, по справочным данным (табл.1) определите молярную концентрацию полученного раствора методом интерполяции (метод расчета аналогичен приведенному в оформлении опыта 1).
2. Рассчитайте абсолютную и относительную ошибку эксперимента.
3. По экспериментальным данным для полученного раствора рассчитайте значения массовой доли $\omega(X)$, молярной концентрации эквивалентов $C_{\text{экв}}(X)$, молярности $B(X)$, молярной доли $\chi(X)$ растворенного вещества.
4. Заполните табл. 4 и 5. Приведите все необходимые расчеты.

Таблица 4

Вещество	Экспериментальная плотность раствора $\rho_{\text{эксп}}$, г/см^3	Экспериментальная молярная концентрация раствора $C_{\text{эксп}}(X)$, моль/дм^3	Относительная ошибка эксперимента, %

Таблица 5

Вещество	Рассчитанное значение			
	$\omega(X)$, %	$C_{\text{экв}}(X)$, моль/дм^3	$B(X)$, моль/кг	$\chi(X)$

Сделайте вывод по проведенной работе.

**Вопросы и задания для подготовки к выполнению
лабораторной работы № 6
«СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ»**

1. В чем состоит сущность теории электролитической диссоциации?
2. Дайте определение кислотам, основаниям и солям с точки зрения теории электролитической диссоциации.
3. В чем заключается качественное различие процессов диссоциации сильных и слабых электролитов?
4. Что такое степень электролитической диссоциации? От каких факторов она зависит?
5. Что характеризует константа электролитической диссоциации?
6. Напишите уравнения диссоциации следующих веществ: HNO_3 , H_3PO_4 , CH_3COOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KHSO_3 , $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$.
7. Что такое амфотерность гидроксидов? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидроксида хрома(III) с растворами: а) кислоты; б) щелочи.
8. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между:
 - а) сульфатом меди(II) и сульфидом натрия;
 - б) карбонатом натрия и азотной кислотой;
 - в) ортофосфатом калия и нитратом серебра(I);
 - г) ацетатом натрия и хлороводородной кислотой и укажите, почему приведенные реакции протекают до конца.
9. Рассчитайте рН следующих водных растворов:
 - а) $\text{C}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,002$ моль/дм³;
 - б) $\text{C}(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,001$ моль/дм³.
10. Определите рН водного раствора уксусной кислоты, если $\omega(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1\%$ и плотность раствора равна 1 г/см³.
11. Пользуясь значениями ПР, определите, какое вещество и во сколько раз больше растворимо в воде: карбонат кальция или сульфат кальция?
12. Каковы условия образования осадков? Всегда ли выпадает осадок при сливании растворов хлорида натрия и нитрата серебра(I)?

**Лабораторная работа № 6
«СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ»**

Цель работы. Исследование свойств растворов электролитов. Изучение зависимости окраски индикаторов от рН раствора. Установление причин необратимого протекания реакций ионного обмена. Определение условий образования осадков.

Техника безопасности. Проявляйте осторожность при работе с растворами кислот и щелочей. Используйте растворы в указанных количествах и концентрациях. Не допускайте попадания реактивов на руки.

Опыт 1. Окраска индикаторов в различных средах

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками. Растворы хлороводородной кислоты HCl и гидроксида натрия NaOH (1 моль/дм^3 ; $0,01 \text{ моль/дм}^3$); уксусной кислоты CH_3COOH и водного раствора аммиака NH_4OH ($0,01 \text{ моль/дм}^3$). Индикаторы: лакмус (нейтральный), метиловый оранжевый, фенолфталеин. Универсальная индикаторная бумага и эталонная цветовая шкала.

1.1. Окраска растворов кислотно-основных индикаторов

Выполнение опыта. Налейте в три пробирки по 10-15 капель дистиллированной воды и добавьте по 1-2 капли раствора лакмуса. В одну пробирку внесите 8 -10 капель раствора хлороводородной кислоты ($C=1 \text{ моль/дм}^3$), в другую – такое же количество раствора гидроксида натрия ($C=1 \text{ моль/дм}^3$). Отметьте изменение окраски по сравнению с третьей пробиркой.

Аналогично проведите опыты по исследованию других индикаторов – метилового оранжевого и фенолфталеина.

Оформление результатов опыта.

1. Наблюдения занесите в табл.1.

Таблица 1

Зависимость окраски индикаторов от pH раствора

Индикатор	Цвет индикатора		
	Нейтральная среда (pH=7)	Кислая среда (pH<7)	Щелочная среда (pH>7)
Лакмус			
Метиловый оранжевый			
Фенолфталеин			

2. Напишите уравнения диссоциации хлороводородной кислоты и гидроксида натрия в водных растворах. Сделайте вывод в том, какие ионы определяют кислую и щелочную реакцию среды.

1.2. Приближенное определение pH растворов при помощи универсальной индикаторной бумаги

Универсальная индикаторная бумага используется для определения pH раствора. По прилагаемой к ней цветовой шкале устанавливают, при каких значениях pH индикаторная бумага окрашивается в тот или иной цвет.

Выполнение опыта. Нанесите каплю раствора хлороводородной кислоты ($C(\text{HCl})=0,01 \text{ моль/дм}^3$) на полоску универсальной индикаторной бумаги. Срав-

ните окраску полученного пятна с цветовой шкалой универсального индикатора. Запишите соответствующую величину рН.

Проделайте то же с растворами уксусной кислоты, гидроксида натрия, водного раствора аммиака. По значениям рН рассчитайте молярные концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов.

Результаты запишите в табл.2.

Таблица 2

Результаты определения рН растворов

Исследуемый раствор	Молярная концентрация раствора, моль/дм ³	рН	[H ⁺], моль/дм ³	[OH ⁻], моль/дм ³
HCl	0,01			
CH ₃ COOH	0,01			
NaOH	0,01			
NH ₄ OH	0,01			

Опыт 2. Сравнение относительной силы различных кислот

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками. Растворы хлороводородной и уксусной кислот ($C=2$ моль/дм³). Карбонат кальция CaCO₃ (мел) в кусочках.

Выполнение опыта. В одну пробирку налейте 1 см³ раствора хлороводородной кислоты, в другую – столько же раствора уксусной кислоты и опустите в них по небольшому, но одинаковому кусочку мела. Сравните интенсивность выделения газа в пробирках.

Оформление результатов опыта. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций: карбоната кальция с хлороводородной кислотой; карбоната кальция с уксусной кислотой. Объясните, от концентрации каких ионов зависит скорость данных реакций. Сделайте вывод об относительной силе данных кислот.

Опыт 3. Реакции ионного обмена в растворах электролитов

3.1. Реакции с образованием малорастворимых осадков

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками. Растворы солей ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³): сульфата натрия Na₂SO₄, сульфата магния MgSO₄, сульфата алюминия Al₂(SO₄)₃, хлорида бария BaCl₂, хлорида железа(III) FeCl₃, сульфата меди(II) CuSO₄. Раствор гидроксида натрия NaOH ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³).

Выполнение опыта. 1. В три пробирки внесите по 4-5 капель растворов: в первую – сульфата натрия, во вторую – сульфата магния, в третью – сульфата алюминия. Во все пробирки добавьте по 4-5 капель раствора хлорида бария. Отметьте образование во всех пробирках одинакового осадка.

2. Из имеющихся в данном опыте реактивов и используя таблицу растворимости, выберите пары веществ, реакции между которыми привели бы к образованию осадков. Проведите эти реакции.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах между указанными и подобранными парами веществ. Сделайте вывод о причине необратимого протекания проведенных реакций.

3.2 Реакции с образованием газообразных веществ

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками. Микрошпатель. Кристаллические: карбонат натрия Na_2CO_3 , гидрокарбонат натрия NaHCO_3 , карбонат кальция CaCO_3 . Раствор хлороводородной кислоты HCl ($C=2$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В пробирку внесите микрошпателем несколько кристаллов карбоната натрия и добавьте 10-15 капель хлороводородной кислоты. Наблюдайте выделение газа.

Опыт повторите с кристаллическим гидрокарбонатом натрия и карбонатом кальция.

Оформление результатов опыта. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проведенных реакций и объясните причину их необратимого протекания.

3.3 Реакции с образованием малодиссоциирующих веществ

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками. Растворы гидроксида натрия NaOH , хлороводородной кислоты HCl , серной кислоты H_2SO_4 ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³). Фенолфталеин.

Выполнение опыта.

1. В пробирку налейте 5-7 капель раствора гидроксида натрия и добавьте 1 каплю фенолфталеина. Добавляйте по каплям раствор хлороводородной кислоты до обесцвечивания раствора. Опыт повторите с раствором серной кислоты.

2. В пробирку налейте 4-5 капель раствора ацетата натрия и добавьте столько же раствора HCl . Осторожно определите запах образовавшегося вещества.

Оформление результатов опыта. См. опыт 3.2.

Опыт 4. Условия образования осадков

Выполнение опыта. В одну пробирку внесите 4-5 капель раствора BaCl_2 ($C_{\text{экв}}=0,1$ моль/дм³), в другую – такое же количество раствора CaCl_2 ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³). В каждую пробирку добавьте по 1 капле раствора H_2SO_4 ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³).

В каком случае произошло образование осадка? Сформулируйте условия образования осадка и объясните отсутствие выпадения осадка в одной из пробирок и его выпадение – в другой. Продолжайте прибавление раствора H_2SO_4 к раствору CaCl_2 , подсчитывая количество капель раствора H_2SO_4 , которые необ-

ходимо добавить до начала образования осадка CaSO_4 . Почему для образования осадка CaSO_4 необходимо добавлять больше H_2SO_4 ?

Оформление результатов опыта. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проведенных реакций. Объясните наблюдаемые явления, исходя из величин $\text{PP}(\text{CaSO}_4)$ и $\text{PP}(\text{BaSO}_4)$.

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 7 «ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ»

1. Что такое гидролиз? Какие соли подвергаются гидролизу в водных растворах?
2. Какие типы гидролиза солей существуют?
3. Водные растворы каких солей имеют нейтральную, кислую, щелочную среды?
4. Что называется степенью гидролиза?
5. Как выражается константа гидролиза для различных случаев гидролиза?
6. Имеются растворы ацетата и формиата натрия с одинаковой молярной концентрацией. Раствор какой соли имеет большее значение рН?
7. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей по первой ступени: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 , K_3PO_4 . Сделайте вывод о величине рН растворов этих солей.
8. Рассчитайте рН водного раствора ацетата натрия с молярной концентрацией $0,1 \text{ моль/дм}^3$.
9. Напишите уравнение реакции взаимодействия водных растворов сульфата хрома(III) и карбоната натрия.
10. Как можно объяснить тот факт, что раствор дигидрофосфата натрия имеет кислую реакцию, а раствор гидрофосфата натрия – щелочную?

Лабораторная работа № 7 «ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ»

Цель работы. Изучение гидролиза некоторых солей, определение влияния состава солей и внешних условий на полноту их гидролиза.

Техника безопасности. Соли свинца являются токсичными веществами. Не допускайте попадания реактивов на руки и лабораторные столы. После проведения опытов вымойте руки с мылом.

Опыт 1. Различные типы гидролиза

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками. Растворы солей ($C=0,1 \text{ моль/дм}^3$): хлорида калия KCl , сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, нитрата свинца(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, карбоната натрия Na_2CO_3 , ацетата натрия NaCH_3COO , гид-

рофосфата натрия Na_2HPO_4 , дигидрофосфата натрия NaH_2PO_4 . Полоски универсальной индикаторной бумаги.

1.1. Растворы средних солей

Выполнение опыта. На полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите по одной капле растворов KCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2CO_3 , NaCH_3COO . Определите по цвету индикаторной бумаги pH растворов солей и сравните с pH дистиллированной воды. В каком случае протекает гидролиз?

Оформление результатов опыта. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном видах уравнения гидролиза соответствующих солей по первой ступени. Рассчитайте константу (K_r) и степень гидролиза (α_r) по первой ступени. Рассчитайте pH растворов представленных солей. Результаты опыта оформите в виде табл.1.

Таблица 1

№ п/п	Формула соли	Экспериментальное значение pH	Рассчитанное значение			Уравнение гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном видах
			K_r	α_r	pH	
1	KCl					
2	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$					
3	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$					
4	Na_2CO_3					
5	NaCH_3COO					

1.2. Растворы кислых солей

Выполнение опыта. На полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите по одной капле растворов Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 . Определите по цвету индикаторной бумаги pH растворов. Рассчитайте константы гидролиза и сравните со справочным значением соответствующей константы диссоциации ортофосфорной кислоты. Выявите преобладающий процесс. Результаты опыта оформите в виде табл.2.

Таблица 2

Формула соли	Экспериментальное значение pH	Рассчитанное значение K_r	Справочное значение K_d	Преобладающий процесс (гидролиз или диссоциация)
Na_2HPO_4				
NaH_2PO_4				

Опыт 2. Изучение влияния условий проведения гидролиза на полноту его протекания

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: хлорида железа(III) FeCl_3 (концентрированный); азотной кислоты HNO_3 ($C=2$ моль/дм³). Полоски универсальной индикаторной бумаги.

2.1. Влияние концентрации раствора соли на степень гидролиза

Выполнение опыта. В пробирку поместите 6-8 капель концентрированного раствора хлорида железа(III). Установите с помощью индикаторной бумаги среду раствора (рН). Раствор в пробирке разбавьте водой, увеличив объем в 3-4 раза, и определите рН разбавленного раствора.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения гидролиза по первой ступени в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод о влиянии концентрации соли на полноту её гидролиза.

2.2. Влияние температуры на степень гидролиза соли

Выполнение опыта. В пробирку на 1/4 её объёма налейте раствор хлорида железа(III) и нагрейте его несколько минут на спиртовке. Что наблюдается? Почему раствор при кипячении становится мутным?

Оформление результатов опыта. Запишите уравнения гидролиза по всем ступеням в молекулярном и ионно-молекулярном видах, имея в виду, что вторая и третья ступени гидролиза возможны при нагревании.

Опыт 3. Влияние силы кислоты, образующей соль, на степень ее гидролиза

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы солей ($C=1$ моль/дм³): сульфита натрия Na_2SO_3 (свежеприготовленный) и карбоната натрия Na_2CO_3 . Раствор фенолфталеина.

Выполнение опыта. В две пробирки внесите отдельно по 1 см³ растворов сульфита натрия и карбоната натрия. В каждую из них добавьте по 1-2 капли раствора индикатора фенолфталеина.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения гидролиза данных солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Пользуясь справочными значениями констант диссоциации угольной и сернистой кислот, объясните различную окраску индикатора.

Опыт 4. Взаимное усиление гидролиза двух солей

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы солей ($C_{\text{экв}}=0,1$ моль/дм³): сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, карбоната натрия Na_2CO_3 , сульфата хрома(III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Выполнение опыта. К 5–6 каплям раствора сульфата алюминия прибавьте такой же объем раствора карбоната натрия. Наблюдайте образование осадка гидроксида алюминия и выделение углекислого газа. Повторите опыт в другой пробирке с использованием растворов сульфата хрома(III) и карбоната натрия.

Оформление результатов опыта. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между водными растворами: 1) сульфата алюминия и карбоната натрия; 2) сульфата хрома(III) и карбоната натрия. Объясните наблюдаемые явления.

Сделайте вывод по проведенной работе.

**Вопросы и задания для подготовки к выполнению
лабораторной работы № 8
«ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»**

1. Дайте определение понятиям: «степень окисления», «окислитель», «восстановитель», «процесс окисления», «процесс восстановления».
2. Определите степень окисления серы в следующих соединениях: SO_2 , H_2S , Na_2SO_3 , CS_2 , H_2SO_4 , As_2S_5 .
3. Определите, какие процессы относятся к процессам окисления, а какие – к процессам восстановления:
 $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}^-$; $\text{S} \rightarrow (\text{SO}_4)^{2-}$; $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$; $\text{Cl}^- \rightarrow (\text{ClO}_3)^-$; $(\text{IO}_3)^- \rightarrow \text{I}_2$; $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$.
4. Определите, какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях могут проявлять следующие вещества (только окислительные; только восстановительные; как окислительные, так и восстановительные): KCrO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, SO_2 , H_2S , H_2SO_4 , HClO_4 , Cl_2 , NaNO_2 , MnO_2 , Fe .
5. Для приведенных ниже окислительно-восстановительных реакций составьте уравнения электронного баланса, подберите коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель, а также определите тип реакции:
 - а) $\text{I}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
 - в) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
6. Определите стехиометрические коэффициенты в реакции:
 $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
 Рассчитайте молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя.

Лабораторная работа № 8 «ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»

Цель работы. Практическое ознакомление с распространенными окислителями и восстановителями и с различными типами окислительно-восстановительных реакций.

Техника безопасности. Проявляйте аккуратность при работе с растворами KMnO_4 , т.к. они разрушают ткани и оставляют пятна на коже. Будьте внимательны при работе с растворами кислот и щелочей, особенно с концентрированными.

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками, фарфоровая чашка, микрошпатель, стеклянная палочка. Кристаллические вещества: FeSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Na_2SO_3 . Дистиллированная вода. Бромная вода. Растворы H_2SO_4 и NaOH ($C=2$ моль/дм³); $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($\omega=25\%$); $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI , KNO_2 , Na_2S , KMnO_4 ($C=0,5$ моль/дм³); концентрированный раствор NaOH ; свежеприготовленный раствор крахмала ($\omega=1\%$).

Опыт 1. Межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции

1.1. Окислительные свойства дихромата калия

Выполнение опыта. В пробирку поместите 5-6 капель раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, добавьте 7-8 капель раствора серной кислоты H_2SO_4 , внесите в подкисленный раствор на кончике микрошпателя кристаллический сульфат железа(II) FeSO_4 , встряхните пробирку для перемешивания. Наблюдайте изменение окраски раствора при протекании реакции.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции, учитывая, что продуктами являются сульфат хрома(III), сульфат железа(III), сульфат калия и вода. Коэффициенты определите ионно-электронным методом. Сделайте вывод об окислительных свойствах дихромата калия.

1.2. Окислительно-восстановительная двойственность нитрита калия

Выполнение опыта. В одну пробирку поместите 3-4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 , подкислите разбавленным раствором H_2SO_4 (2-3 капли) и добавьте раствор нитрита калия KNO_2 до обесцвечивания перманганата калия. В другую пробирку внесите 3-4 капли раствора иодида калия KI , подкислите разбавленным раствором H_2SO_4 (2-3 капли) и добавьте раствор KNO_2 . Наблюдайте выделение молекулярного иода I_2 , который может быть обнаружен по синему окрашиванию раствора крахмала. Для этого в пробирку с 8-10 каплями раствора крахмала добавьте каплю полученного раствора.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения реакций: 1) перманганата калия с нитритом калия в присутствии серной кислоты с образовани-

ем сульфата марганца(II), нитрата калия, сульфата калия и воды; 2) иодида калия с нитритом калия в присутствии серной кислоты с образованием молекулярного иода, оксида азота(II), сульфата калия и воды. Коэффициенты в реакциях определите ионно-электронным методом. Укажите окислитель и восстановитель. Объясните окислительно-восстановительную двойственность нитрита калия, используя понятие степени окисления.

1.3. Восстановительные свойства веществ, содержащих атомы в низшей степени окисления

Внимание! Опыт 1.3. выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 3-4 капли бромной воды Br_2 . В первую пробирку добавьте несколько капель раствора сульфида натрия Na_2S , во вторую – 25%-го раствора аммиака NH_3 . Отметьте наблюдения. Продукты реакций слейте в емкость в вытяжном шкафу, пробирки промойте раствором Na_2CO_3 .

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций между:

- 1) бромом и сульфидом натрия, учитывая, что одним из продуктов является сера;
- 2) бромом и аммиаком с образованием молекулярного азота.

Коэффициенты определите ионно-электронным методом. Укажите, какие свойства и почему в данных реакциях проявили сульфид натрия и аммиак.

Опыт 2. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции (демонстрационный опыт)

Выполнение опыта. В фарфоровую чашку поместите небольшой горкой кристаллический дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и внесите в центр горки горящую спичку. Наблюдайте разложение соли, которое идет медленно, а затем ускоряется.

Оформление результатов опыта. Опишите опыт и укажите, какое природное явление он напоминает. Составьте уравнение реакции, учитывая образование молекулярного азота и оксида хрома(III). Определите коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель. Какие окислительно-восстановительные реакции называют внутримолекулярными?

Опыт 3. Реакции диспропорционирования

Выполнение опыта. Внесите в пробирку 5-7 капель бромной воды Br_2 и добавьте к ней по каплям разбавленного раствора гидроксида натрия NaOH до обесцвечивания раствора.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции, продуктами которой являются бромид натрия, гипобромит натрия NaBrO и вода. Коэффициенты определите ионно-электронным методом, укажите окислитель и восстановитель. Какие реакции называют реакциями диспропорционирования?

Опыт 4. Влияние pH среды на окислительные свойства перманганата калия

4.1. Восстановление KMnO_4 в кислой среде

Выполнение опыта. В пробирку поместите 3-4 капли перманганата калия, добавьте 5-6 капель раствора H_2SO_4 , а затем внесите на кончике микрошпателя кристаллический сульфит натрия Na_2SO_3 . Что наблюдается при этом?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции, учитывая, что продуктами являются сульфат марганца(II), сульфат натрия, сульфат калия и вода. Коэффициенты расставьте ионно-электронным методом. Определите молярную массу эквивалентов KMnO_4 .

4.2. Восстановление KMnO_4 в нейтральной среде

Выполнение опыта. В пробирку поместите 3-4 капли раствора KMnO_4 , добавьте 5-6 капель дистиллированной воды, а затем внесите на кончике микрошпателя кристаллы Na_2SO_3 . Наблюдайте образование бурого осадка оксида марганца(IV).

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции, учитывая, что продуктами являются оксид марганца(IV), сульфат натрия и гидроксид калия. Коэффициенты определите ионно-электронным методом. Отметьте наблюдения. Определите $M_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4)$.

4.3. Восстановление KMnO_4 в щелочной среде

Выполнение опыта. Порядок выполнения опыта аналогичен опыту 4.2. К раствору KMnO_4 добавьте 5-6 капель концентрированного раствора щелочи KOH , затем внесите кристаллы Na_2SO_3 . Как изменилась окраска раствора?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции с образованием манганата калия K_2MnO_4 , сульфата натрия и воды. Коэффициенты определите ионно-электронным методом. Отметьте наблюдения. Определите $M_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4)$.

Сделайте вывод об изменении окислительных свойств перманганата калия в зависимости от характера среды раствора.

**Вопросы и задания для подготовки к выполнению
лабораторной работы № 9
«ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ»**

1. Дайте определение понятиям: «электрод», «электродный потенциал», «гальванический элемент», «стандартные условия работы гальванического элемента», «электродвижущая сила гальванического элемента».
2. Назовите основные свойства металлов, расположенных в ряду стандартных относительных электродных потенциалов.
3. Как по величине стандартных относительных электродных потенциалов металлов определить катод и анод в гальваническом элементе? Какие процессы происходят на катоде и аноде при работе гальванического элемента?
4. Изобразите схему медно-серебряного гальванического элемента. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах. Рассчитайте значение стандартной ЭДС.
5. Для чего необходим электролитический ключ (солевой мостик) в конструкции гальванического элемента? Покажите стрелками на схеме любого гальванического элемента направление движения заряженных частиц – ионов и электронов.
6. Перечислите факторы, влияющие на величину относительного электродного потенциала. Напишите уравнение, по которому этот параметр можно рассчитать при любых условиях.
7. Собран концентрационный гальванический элемент, цинковые электроды которого погружены в раствор сульфата цинка разных концентраций: 1 моль/дм^3 и $10^{-2} \text{ моль/дм}^3$. Определите, в каком растворе цинк является катодом, а в каком – анодом. Рассчитайте электродвижущую силу при температуре 25°C .
8. Подтвердите расчетом стандартной ЭДС отсутствие реакции между металлической медью и раствором хлороводородной кислоты.

Лабораторная работа № 9 «ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ»

Цель работы. Конструирование гальванических элементов. Исследование факторов, влияющих на величину электродвижущей силы.

Техника безопасности. Помните, что растворы солей меди и цинка токсичны. Будьте внимательны при работе с ними. Проявляйте аккуратность при работе со стеклянной посудой. Не допускайте попадания кислоты на кожу и одежду.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Оборудование и реактивы. Пробирки. Стаканы (25 см³, 50 см³). Вольтметр. Электролитический ключ. Наждачная бумага. Металлические электроды: цинковый, алюминиевый, железный, оловянный, медный. Металлы (гранулы): цинк Zn, олово Sn. Металлы (проволока, пластинки): медь Cu, алюминий Al, железо (сталь) Fe. Растворы сульфата цинка ZnSO₄, хлорида олова(II) SnCl₂, сульфата меди(II) CuSO₄, хлорида алюминия AlCl₃, хлорида железа(III) FeCl₃, нитрата серебра(I) AgNO₃ (C=1 моль/дм³); хлороводородной кислоты HCl (C = 4 моль/дм³).

Опыт 1. Сравнение относительной химической активности пары металлов

Выполнение опыта. В четыре пробирки налейте по 1 см³ раствора сульфата меди(II) и поместите в каждую из них по образцу металла: алюминия, цинка, железа, олова. В пятую пробирку налейте 1 см³ раствора нитрата серебра и опустите в нее медную проволоку, предварительно тщательно зачищенную наждачной бумагой. Через двадцать минут исследуйте содержимое пробирок, аккуратно вылив из них раствор. Отметьте изменения, произошедшие с каждым металлом.

Оформление результатов опыта. 1. Напишите уравнения химических реакций, протекающих между металлом и раствором соли в каждой пробирке. Почему с алюминием ничего не произошло?

2. Сделайте вывод, какой металл более активный в паре: Cu-Zn, Cu-Fe, Cu-Sn, Cu-Ag.

3. Выпишите справочные значения относительных стандартных электродных потенциалов E⁰ шести исследуемых металлов. На основании этих значений разместите данные металлы в ряд в порядке убывания их химической активности.

Опыт 2. Контакт двух металлов в проводящей среде

Выполнение опыта. В стакан вместимостью 25 см³ налейте на 1/4 объема раствор хлороводородной кислоты и погрузите на дно стакана цинковую пластинку. Через некоторое время наблюдайте выделение пузырьков водорода.

Возьмите медную пластинку и опустите ее в стакан так, чтобы она соприкасалась с цинковой как можно большей поверхностью. Отметьте увеличение интенсивности выделения газа с поверхности медной пластинки в результате образования гальванической пары цинк-медь при их непосредственном контакте.

Оформление результатов опыта. На основании справочных значений относительных стандартных электродных потенциалов цинка и меди определите анод и катод данной гальванической пары. Напишите уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде в ходе данного опыта.

Опыт 3. Работа гальванического элемента при стандартных концентрациях растворов солей

Выполнение опыта. Соберите гальванический элемент, состоящий из цинкового и медного электродов. Для этого налейте в два стаканчика вместимостью 50 см^3 на $\frac{3}{4}$ их объема растворы сульфата цинка и сульфата меди(II) с молярными концентрациями 1 моль/дм^3 . Поместите в каждый стаканчик по цинковому и медному электроду, погрузив их наполовину в раствор соответствующей соли. Провода от электродов присоедините к клеммам вольтметра, соблюдая полярность на основе определения анода и катода в опыте 2. Замкните цепь, соединив стаканчики с растворами солей электролитическим ключом, представляющим собой U-образную трубку, заполненную насыщенным раствором хлорида натрия. Через две минуты запишите показание напряжения данного гальванического элемента, используя шкалу вольтметра.

Оформление результатов опыта. 1. Приведите схему данного гальванического элемента.

2. Напишите уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде, и суммарное уравнение токообразующей реакции.

3. Рассчитайте значение стандартной электродвижущей силы, используя значения E^0 для соответствующих металлов, найденные в опыте 1.

4. Объясните расхождение в величине опытного напряжения и расчетного значения ЭДС.

Опыт 4. Зависимость эффективности работы гальванического элемента от природы металла

Выполнение опыта. Соберите три разных гальванических элемента, используя цинковый, алюминиевый, железный, оловянный, медный электроды (исключая медно-цинковый). Определите экспериментальные значения напряжений сконструированных гальванических элементов.

Оформление результатов опыта. (См. опыт 3).

Опыт 5. Работа медно-цинкового гальванического элемента в условиях, отличных от стандартных

Выполнение опыта. Прodelайте мысленный эксперимент.

Представьте медно-цинковый гальванический элемент из опыта 3, с той лишь разницей, что цинковый анод погружен в раствор сульфата цинка с молярной концентрацией 10^{-2} моль/дм³.

При помощи уравнения Нернста рассчитайте потенциалы электродов и значение ЭДС такого гальванического элемента при температуре 25 °С.

Оформление результатов опыта. 1. Сравните значения ЭДС в опытах 5 и 3. Сделайте вывод о том, как влияет концентрация раствора соли на величину электродвижущей силы.

2. Подтвердите свой вывод расчетом ЭДС медно-цинкового гальванического элемента, медный катод которого погружен в раствор сульфата меди(II) с молярной концентрацией 10^{-2} моль/дм³, а цинковый анод – в раствор сульфата цинка с молярной концентрацией 1 моль/дм³.

3. Какой фактор (природа металла или концентрация раствора соли) оказывает решающее влияние на величину электродвижущей силы гальванического элемента?

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 10 «КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ»

1. Дайте определение коррозии металлов. Классифицируйте коррозию по механизмам ее протекания.
2. Охарактеризуйте сущность электрохимической коррозии.
3. Приведите примеры химической коррозии металлов.
4. От каких факторов зависит скорость коррозии?
5. Составьте схемы коррозионного гальванического элемента, образованного железом в контакте с медью: а) в кислой среде; б) во влажном воздухе; в) в растворе соли меди(II). Напишите уравнения процессов, протекающих на анодном и катодном участках элемента.
6. Перечислите известные методы защиты металлов от коррозии.
7. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в воде, содержащей растворенный кислород. Составьте уравнения анодного и катодного процессов.
8. На чем основано действие ингибиторов коррозии? Приведите примеры ингибиторов.

Лабораторная работа № 10 «КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ»

Цель работы. Исследование процессов электрохимической коррозии металлов. Ознакомление с методами защиты металлов от коррозии.

Техника безопасности. Будьте внимательны при работе с кислотами, не допускайте их попадания на кожу и одежду. Особую осторожность проявляйте при нагревании растворов кислот. Отработанные реактивы сливайте в специальные емкости, находящиеся в вытяжном шкафу.

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками. Держатель для пробирок. Спиртовка. Пинцет. Микрошпатель. Наждачная бумага. Цинк Zn (гранулы). Медь Cu (проволока, гранулы). Железо Fe (проволока, стружки). Алюминий Al (кусочки). Уротропин (порошок). Растворы: серной кислоты H_2SO_4 ($C=1$ моль/дм³); уксусной кислоты CH_3COOH ($C=0,4$ моль/дм³); азотной кислоты HNO_3 (конц.); NaCl (насыщ.); сульфата меди(II) $CuSO_4$, иодида калия KI, гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ ($C = 0,25$ моль/дм³).

Опыт 1. Электрохимическая коррозия при контакте различных металлов

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 1 см³ раствора серной кислоты ($C=1$ моль/дм³) и опустите гранулу цинка, предварительно зачищенную наждачной бумагой. Наблюдайте выделение водорода. Опустите в эту же пробирку зачищенную медную проволоку, не касаясь ею гранулы цинка. Наблюдается ли выделение водорода на меди? Прикоснитесь медной проволокой к поверхности цинка. На каком металле выделяется водород? Изменилась ли скорость выделения водорода?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции цинка с разбавленной серной кислотой. Составьте схему образовавшегося коррозионного гальванического элемента и напишите уравнения катодного и анодного процессов в нем.

Опыт 2. Электрохимическая коррозия железа при контакте с другими металлами

Выполнение опыта. В две пробирки налейте дистиллированной воды на 1/4 их объема, добавьте по 3-4 капли гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ и столько же раствора NaCl. $K_3[Fe(CN)_6]$ является качественным реактивом на ионы Fe^{2+} , с которыми образует синее окрашивание (турнбулеву синь). Зачистите наждачной бумагой две железные проволоки (канцелярские скрепки). К одной проволоке прикрепите кусочек цинка, а к другой – меди. Опустите проволоки с металлами в отдельные пробирки с приготовленными растворами и оставьте их на 5-10 минут. Отметьте, в какой пробирке появляется синее окрашивание.

Оформление результатов опыта. Составьте схемы двух образовавшихся коррозионных гальванических элементов. Напишите уравнения анодных и катодных процессов, а также молекулярные уравнения коррозии при контакте железа с медью и железа с цинком в нейтральной водной среде при свободном доступе воздуха.

Укажите, какой металл (медь или цинк) можно использовать в качестве протектора при защите железа от коррозии.

Опыт 3. Активация процесса коррозии металлов хлорид - ионами

Некоторые ионы, например, Cl^- , разрушая защитные оксидные пленки металлов, активируют процесс коррозии.

Выполнение опыта. Поместите в две пробирки по кусочку алюминия, по 20 капель раствора CuSO_4 и по 4-5 капель раствора серной кислоты ($C=1$ моль/дм³). В одну из пробирок добавьте 6-8 капель раствора NaCl . Наблюдайте выделение меди на поверхности алюминия, а также образование пузырьков газа. В какой пробирке коррозия алюминия протекает интенсивнее?

Оформление результатов опыта. Отметьте наблюдения. Напишите уравнения реакции алюминия с раствором CuSO_4 . Составьте схему коррозионного гальванического элемента, напишите уравнения катодного и анодного процессов в нем, а также молекулярное уравнение коррозии алюминия в кислой среде. Сделайте вывод о роли хлорид - ионов в процессе коррозии.

Опыт 4. Защитное поверхностное оксидирование металла

Выполнение опыта. Две стальные проволоки (разогнутые канцелярские скрепки) зачистите наждачной бумагой, промойте дистиллированной водой, протрите фильтровальной бумагой досуха. Одну из проволок, удерживая пинцетом, прокалите в пламени спиртовки до появления цветов побежалости (черно-фиолетовых разводов) и дайте остыть до комнатной температуры. Затем обе проволоки опустите в пробирки с раствором CuSO_4 . Заметьте время до появления меди на поверхности проволок.

Оформление результатов опыта. Опишите наблюдения и составьте уравнения реакции железа с раствором сульфата меди(II). Сравнив скорость выделения меди на поверхности проволоки, сделайте вывод о защитных свойствах оксидной пленки, полученной при термообработке.

Опыт 5. Пассивирование металлов (демонстрационный опыт)

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. Две стальные проволоки (разогнутые канцелярские скрепки) зачистите наждачной бумагой. Одну из них опустите в пробирку с 5 см³ концентрированной азотной кислоты. Спустя 5 мин проволоку выньте из пробирки пинцетом, тщательно промойте водой и опустите в пробирку с раз-

бавленной серной кислотой ($C=1$ моль/дм³). В эту же пробирку опустите проволоку, предварительно не обработанную азотной кислотой. Сравните скорость выделения водорода на проволоках.

Оформление результатов опыта. Опишите опыт. Составьте уравнение реакции железа с разбавленной серной кислотой. Отметьте роль оксидной пленки, образующейся на поверхности железа при его обработке концентрированной азотной кислотой.

Опыт 6. Протекторная защита металла от коррозии

Выполнение опыта. В две пробирки налейте по 2 см³ раствора уксусной кислоты ($C = 0,4$ моль/дм³) и добавьте по 5-6 капель раствора иодида калия KI. В одну пробирку опустите полоску свинца, а в другую – полоску свинца с зажатой в ней гранулой цинка. В какой пробирке раньше появляется малорастворимое соединение PbI₂?

Оформление результатов опыта. Отметьте и объясните наблюдения. Напишите уравнения: а) взаимодействия свинца с уксусной кислотой; б) образования PbI₂.

Составьте схему образовавшегося коррозионного гальванического элемента, уравнения анодного и катодного процессов при его работе и молекулярное уравнение процесса коррозии. Сделайте вывод о роли цинка в процессе коррозии свинца.

Опыт 7. Влияние ингибиторов на процесс коррозии

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 2 см³ раствора серной кислоты ($C = 1$ моль/дм³). В одну из пробирок поместите кусочек цинка, в другую – кусочек алюминия, в третью – железные стружки. Подогрейте пробирки на спиртовке для более интенсивного выделения водорода. Затем добавьте в каждую пробирку по одному микрошпателю порошкообразного уротропина. В каких пробирках и как изменилась скорость выделения водорода?

Оформление результатов опыта. Опишите опыт. Составьте уравнения реакций использованных металлов с разбавленной серной кислотой. Общим или избирательным ингибирующим действием обладает уротропин?

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 11 «ЭЛЕКТРОЛИЗ»

1. Дайте определение понятию «электролиз».
2. Какие процессы протекают при электролизе на катоде и аноде?
3. Объясните последовательность разрядки ионов на катоде и аноде при электролизе смеси веществ?
4. В чем различие процессов электролиза с инертным и растворимым (активным) анодом?
5. Какие металлы можно получить электролизом водных растворов их солей?
6. Имеется смесь солей с равной концентрацией катионов в растворе. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе, если напряжение достаточно для выделения любого из них:
 - а) Cu^{2+} , Sn^{2+} , Au^{3+} ; б) Ni^{2+} , Fe^{2+} , Ag^+ ; в) Co^{2+} , Cr^{3+} , Au^{3+} ;
 - г) Pb^{2+} , Sn^{2+} , Hg^{2+} ; д) Mn^{2+} , Ag^+ , Cd^{2+} ?
7. Напишите уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде, и суммарное уравнение электролиза:
 - а) раствора гидроксида натрия, б) расплава гидроксида натрия.
8. Через раствор сульфата кадмия в течение часа пропускали ток силой 25 А, при этом на катоде выделилось 42,5 г кадмия. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах, и рассчитайте выход по току кадмия.

Лабораторная работа № 11 «ЭЛЕКТРОЛИЗ»

Цель работы. Экспериментальное исследование процесса электролиза водных растворов электролитов.

Техника безопасности. Соблюдайте общие правила работы с электрооборудованием (целостность изоляции проводов, наличие заземления, исправность электрических контактов и розеток). Избегайте попадания капель исследуемых растворов на кожу и одежду. Будьте аккуратны в работе со стеклянными посудой и оборудованием.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Оборудование и реактивы. Стеклянная U-образная трубка для электролиза. Источник постоянного тока. Графитовые электроды. Наждачная бумага. Фильтровальная бумага. Растворы хлорида кобальта(II) CoCl_2 , хлорида олова(II) SnCl_2 , иодида калия KI , хлорида натрия NaCl , сульфата натрия Na_2SO_4 , сульфата меди(II) CuSO_4 , нитрата серебра(I) AgNO_3 , сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ($C_{\text{ЭКВ}}=0,5$ моль/дм³); крахмала ($\omega = 10\%$).

Индикаторы: фенолфталеин, метиловый оранжевый. Дистиллированная вода.

Электролиз водных растворов электролитов проводят на установке, схема которой изображена на рис. 1. Электролизер (1) представляет собой стеклянную U-образную трубку, помещенную на подставку. Electroдами служат графитовые стержни (2), закрепленные в резиновых пробках. Во всех опытах электролизер заполняется на 2/3 своего объема. Electroды с помощью проводов присоединяются к клеммам источника постоянного тока (3), соблюдая полярность: катод к «-», анод к «+». Перед каждым опытом электроды необходимо зачищать наждачной бумагой, промывать дистиллированной водой и осушивать фильтровальной бумажкой.

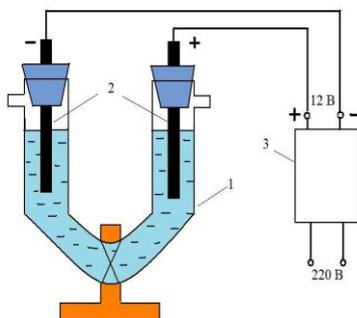


Рис 1. Установка для проведения электролиза

- 1 – электролизер;
2 – графитовые электроды;
3 – источник постоянного тока.

Опыт 1. Электролиз с инертными электродами растворов солей бескислородных кислот

1.1. Электролиз раствора хлорида кобальта(II)

Выполнение опыта. Заполните электролизер раствором CoCl_2 , опустите в него графитовые электроды и пропускайте электрический ток в течение 10 минут. После окончания опыта в анодное пространство добавьте 10 капель раствора KI и 5 капель свежеприготовленного раствора крахмала.

Какую окраску приобрел раствор в анодном пространстве? Почему? Отметьте изменения, произошедшие с поверхностью катода.

Оформление результатов опыта. 1. Напишите уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде, и суммарное уравнение электролиза водного раствора взятой соли.

2. Напишите уравнение реакции иодида калия с продуктом электролиза раствора исследуемой соли в анодном пространстве. При взаимодействии с каким веществом синее вещество крахмала?

3. Если при электролизе дополнительно наблюдалось выделение пузырьков газа в катодном пространстве, внесите изменения в продукты суммарного уравнения электролиза раствора взятой соли.

1.2. Электролиз раствора хлорида олова(II)

Выполнение опыта. (См. опыт 1.1. Электролизер заполните раствором SnCl_2).

Оформление результатов опыта. (См. опыт 1.1).

1.3. Электролиз раствора иодида калия

Выполнение опыта. Заполните электролизер раствором иодида калия KI, погрузите в него графитовые электроды и пропускайте ток в течение 5 минут. После окончания опыта выньте электроды, в катодное пространство добавьте 3 капли фенолфталеина, а в анодное – 5 капель раствора крахмала.

Обратите внимание на то, что у поверхности катода происходит только выделение пузырьков газа (какого?). Отметьте изменение цвета раствора в катодном и анодном коленах электролизера. Сделайте вывод о полученных продуктах электролиза взятой соли.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения процессов, протекающих на катоде и аноде, и суммарное уравнение электролиза водного раствора исследуемой соли.

1.4. Электролиз раствора хлорида натрия

Выполнение опыта. Заполните электролизер раствором хлорида натрия NaCl, погрузите в него графитовые электроды и пропускайте ток в течение 5 минут. После окончания опыта выньте электроды, в катодное пространство добавьте 3 капли фенолфталеина, а в анодное – 10 капель раствора KI и 5 капель раствора крахмала.

Обратите внимание на то, что у поверхности обоих электродов происходит только выделение пузырьков газов (каких?). Отметьте изменение цвета раствора в катодном и анодном коленах электролизера. Сделайте вывод о полученных продуктах электролиза взятой соли.

Оформление результатов опыта. (См. опыт 1.3).

Опыт 2. Электролиз с инертными электродами растворов солей кислородсодержащих кислот

2.1. Электролиз раствора сульфата натрия

Выполнение опыта. Заполните электролизер раствором сульфата натрия Na_2SO_4 , погрузите в него графитовые электроды и пропускайте ток в течение 5 мин. После окончания опыта выньте электроды, в катодное пространство добавьте 3 капли фенолфталеина, а в анодное – 3 капли метилового оранжевого.

Об образовании каких сред у катода и анода свидетельствует изменение окраски индикаторов? Обратите внимание на то, что у поверхности обоих электродов происходит только выделение пузырьков газов (каких?).

Оформление результатов опыта. (См. опыт 1.3).

2.2. Электролиз раствора нитрата серебра(I)

Выполнение опыта. Заполните электролизер раствором нитрата серебра(I) AgNO_3 , погрузите в него графитовые электроды и пропускайте ток в течение 10 минут. После окончания опыта выньте электроды и в анодное пространство добавьте 3 капли метилового оранжевого.

Об образовании какой среды у анода свидетельствует изменение окраски индикатора? Какой газ выделяется? Отметьте изменения, произошедшие с поверхностью катода.

Оформление результатов опыта. (См. опыт 1.3).

2.3. Электролиз раствора сульфата меди(II)

Выполнение опыта. Заполните электролизер раствором сульфата меди(II) CuSO_4 , погрузите в него графитовые электроды и пропускайте ток в течение 15 мин.

Внимание! *Не разбирайте установку после окончания опыта.*

Отметьте цвет металла, выделившегося на катоде. Какой газ выделяется у анода?

Оформление результатов опыта. (См. опыт 1.3).

Опыт 3. Электролиз с активным анодом

Выполнение опыта. В установке для электролиза из опыта 2.3 измените направление протекания тока. Подключите электроды к источнику постоянного тока так, чтобы бывший катод стал анодом, а анод – катодом. Снова пропускайте ток в течение 15 мин.

Отметьте изменения, которые произошли с поверхностью катода и анода. Выделялся ли газ в течение процесса электролиза?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения процессов, протекающих при электролизе исследуемой соли на инертном графитовом катоде и активном медном аноде.

Опыт 4. Очередность восстановления ионов на катоде

Выполнение опыта. Заполните электролизер смесью растворов трех солей объемом по 20 см³ каждого (вариант выбирает преподаватель).

Вариант № 1: SnCl_2 , CuSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Вариант № 2: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CoCl_2 , SnCl_2 .

Вариант № 3: AgNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CoCl_2 .

Подключите графитовые электроды и пропускайте ток в течение 15 мин.

На основании проведенного электролиза и наблюдений, выполненных в опытах 1 и 2, сделайте вывод о том, какой металл первым выделился на катоде.

Оформление результатов опыта. Используя справочные значения стандартных электродных потенциалов металлов, определите последовательность восстановления ионов металлов вашего варианта при электролизе расплава смеси данных солей.

Вопросы и задания
для подготовки к выполнению лабораторной работы № 12
«ПОЛУЧЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ»

1. Дайте определение дисперсным системам. Что в дисперсных системах называют дисперсной фазой, дисперсионной средой?
2. Какие дисперсные системы называются коллоидными растворами?
3. По какому признаку дисперсные системы делят на лиофобные и лиофильные?
4. Охарактеризуйте две основные группы методов получения дисперсных систем.
5. Какие методы очистки дисперсных систем Вы знаете?
6. Какими способами можно вызвать коагуляцию лиофобной дисперсной системы?
7. Золь сульфата бария BaSO_4 получен методом химической конденсации при избытке хлорида бария BaCl_2 . Напишите формулу мицеллы золя. Укажите потенциалопределяющие ионы и противоионы двойного электрического слоя. К какому электроду будут двигаться коллоидные частицы при электрофорезе?
8. Золь бромида серебра(I) получен при сливании 100 см^3 раствора KBr с молярной концентрацией $0,005 \text{ моль/дм}^3$ и 100 см^3 раствора AgNO_3 с молярной концентрацией $0,002$. Определите знак заряда коллоидной частицы и составьте формулу мицеллы золя.
9. Изобразите формулу мицеллы гидрофобного золя, полученного при действии гидроксида калия на нитрат хрома(III), если известно, что в электрическом поле коллоидные частицы движутся к катоду.
10. В чем состоит различие между нейтрализационной и концентрационной коагуляцией? Приведите примеры электролитов, способных вызвать нейтрализационную и концентрационную коагуляцию золя сульфида свинца(II) PbS , стабилизированного сульфидом натрия Na_2S .

Лабораторная работа № 12
«ПОЛУЧЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ»

Цель работы. Изучение методов получения коллоидных растворов.

Оборудование и реактивы. Фарфоровая ступка, пипетки мерные на 1 см^3 и 10 см^3 , колбы конические (100 см^3), химические стаканы (100 см^3), мерный цилиндр (25 см^3), пробирки, воронки для фильтрования, стеклянная палочка, бумажный фильтр. Карбонат кальция CaCO_3 (мел) в кусочках. Водные растворы: CaCl_2 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ($\omega=20 \%$); Na_2CO_3 ($\omega=10 \%$); FeCl_3 (насыщенный). Спиртовой раствор канифоли ($\omega=10 \%$) в капельнице.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение дисперсной системы методом диспергирования

Возьмите кусочек мела (CaCO_3) и разотрите в ступке в порошок. В химический стакан налейте 50 см^3 дистиллированной воды и внесите полученный порошок CaCO_3 , перемешайте стеклянной палочкой. Наблюдайте получение дисперсной системы с твердой дисперсной фазой и жидкой дисперсионной средой. Как называются такие системы? Что происходит с полученной системой при стоянии? *Сохраните дисперсную систему для опыта 2.*

Оформление результатов опыта. Опишите опыт. Отметьте и объясните наблюдения.

Опыт 2. Получение дисперсной системы методом химической конденсации

В коническую колбу налейте 10 см^3 20 %-го раствора CaCl_2 и разбавьте водой до 50 см^3 . К полученному раствору по каплям при интенсивном перемешивании добавьте 5-8 капель 10 %-го раствора Na_2CO_3 . Образуется коллоидный раствор карбоната кальция, стабилизированный хлоридом кальция. Данная дисперсная система получена конденсационным методом в результате протекания реакции ионного обмена:



Наблюдается ли в коллоидном растворе наличие осадка? По результатам первого и второго опытов сделайте вывод о том, каким из методов (диспергационным или конденсационным) можно получить дисперсную систему с частицами дисперсной фазы меньшего размера.

Попробуйте отделить частицы дисперсной фазы от дисперсионной среды: для этого возьмите стеклянную воронку с бумажным фильтром и профильтруйте обе дисперсные системы (опыт 1 и опыт 2). Удалось ли отделить частицы карбоната кальция от среды? Объясните наблюдаемые явления.

Сравните при боковом освещении на темном фоне оба фильтрата. Отметьте опалесценцию - свечение голубоватого оттенка, связанное с явлением рассеяния света коллоидными частицами.

Оформление результатов опыта. Опишите опыт. Отметьте и объясните наблюдения. Напишите уравнение реакции получения карбоната кальция. Напишите уравнение диссоциации электролита-стабилизатора (взятого в избытке) в водном растворе. Укажите, какие ионы являются потенциалопределяющими. Напишите формулу мицеллы, укажите знак заряда коллоидной частицы.

Опыт 3. Получение коллоидного раствора канифоли методом физической конденсации

Канифоль (смола) растворима в этиловом спирте, образуя истинный раствор, но нерастворима в воде. При добавлении воды к спиртовому раствору, моле-

кулы конденсируются в более крупные агрегаты, и раствор из истинного переходит в коллоидный.

К 25 см³ дистиллированной воды при энергичном перемешивании добавьте 1-2 капли 10 %-го спиртового раствора канифоли. Образуется прозрачный опалесцирующий коллоидный раствор канифоли в воде.

Оформление результатов опыта. Опишите опыт. Отметьте и объясните наблюдения.

Опыт 4. Получение коллоидного раствора «берлинской лазури» с отрицательно заряженными частицами

К 100 см³ дистиллированной воды добавьте 6-8 капель 20 %-го раствора гексацианоферрата(II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. В полученный раствор при перемешивании внесите 1 каплю насыщенного раствора $FeCl_3$. Образуется прозрачный коллоидный раствор берлинской лазури синего цвета.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции ионного обмена между гексацианоферратом(II) калия и хлоридом железа(III) с образованием $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$. Укажите, какие ионы являются потенциалопределяющими, учитывая, что заряд коллоидных частиц должен быть отрицательным. Напишите уравнение диссоциации электролита-стабилизатора. Напишите формулу мицеллы, укажите противоионы. К какому электроду будут двигаться коллоидные частицы полученного золя в электрическом поле?

Опыт 5. Получение коллоидного раствора «берлинской лазури» с положительно заряженными частицами

К 100 см³ дистиллированной воды добавьте 1-2 капли насыщенного раствора $FeCl_3$. В полученный раствор при перемешивании внесите 1-2 капли 20 %-го раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. Образуется золь берлинской лазури синего цвета.

Определите знак заряда коллоидных частиц дисперсных систем, полученных в ходе опытов 4 и 5.

Определение знака заряда коллоидных частиц

Знак заряда коллоидных частиц в окрашенных золях можно определить *методом капиллярного анализа*. Метод основан на том, что целлюлозные стенки капилляров фильтровальной бумаги при смачивании водой заряжаются отрицательно, а пропитывающая бумагу вода — положительно. Если на листок мокрой фильтровальной бумаги нанести каплю исследуемого коллоидного раствора, то частицы, заряженные *положительно*, адсорбируются на стенках капилляров, поэтому система с положительно заряженными частицами дает окрашенное в центре и бесцветное по краям пятно. Коллоидный раствор с *отрицательно* заряженными частицами, не адсорбирующимися на стенках капилляров, образует равномерно окрашенное пятно.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции гексацианоферрата(II) калия с хлоридом железа(III). Учитывая знак заряда коллоидных частиц, определите потенциалопределяющие ионы. Напишите уравнение

диссоциации электролита-стабилизатора. Напишите формулу мицеллы. Объясните, почему одна и та же реакция приводит к получению двух систем с коллоидными частицами разного заряда?

Опыт 6. Получение коллоидного раствора гидроксида железа(III)
(демонстрационный опыт)

В пробирку налейте 1 см³ дистиллированной воды и 2-3 капли насыщенного раствора хлорида железа(III) FeCl₃. В колбу налейте 25 см³ 20 %-го раствора (NH₄)₂CO₃ и при перемешивании введите полученный раствор FeCl₃. Образуется коллоидный раствор гидроксида железа(III) Fe(OH)₃ красно-бурого цвета.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции между хлоридом железа(III) и карбонатом аммония, принимая во внимание, что (NH₄)₂CO₃ подвергается гидролизу. Напишите формулу мицеллы полученного коллоидного раствора гидроксида железа(III), укажите знак заряда коллоидных частиц.

Вопросы и задания
для подготовки к выполнению лабораторной работы № 13
«ОПРЕДЕЛЕНИЕ КРИТИЧЕСКОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ
МИЦЕЛЛООБРАЗОВАНИЯ»

1. Какие признаки лежат в основе деления дисперсных систем на лиофильные и лиофобные?
2. Почему при получении лиофильных дисперсных систем не требуется стабилизатор? Приведите примеры лиофильных коллоидных растворов.
3. Какие вещества называются поверхностно-активными? Приведите примеры ПАВ, применяемых в пищевой промышленности.
4. Чем отличаются коллоидные ПАВ от истинно растворимых?
5. Что называют критической концентрацией мицеллообразования (ККМ)?
6. Чем отличается прямая мицелла Гартли от обратной? В какой дисперсионной среде образуется каждая из них?
7. Как влияет длина углеводородного радикала на величину ККМ?
8. На чем основаны методы определения ККМ?
9. Почему при концентрациях, превышающих ККМ, поверхностное натяжение растворов ПАВ практически не изменяется?
10. Какое явление называется солюбилизацией? Каково практическое значение этого явления?

Лабораторная работа № 13 **«ОПРЕДЕЛЕНИЕ КРИТИЧЕСКОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ** **МИЦЕЛЛООБРАЗОВАНИЯ»**

Цель работы. Определение критической концентрации мицеллообразования ионогенного коллоидного ПАВ.

Оборудование и реактивы. Фотометр, мерные колбы (50 см³), пипетки вместимостью 25 см³, химический стакан (100 см³), водный раствор коллоидного ПАВ: олеат натрия C₁₇H₃₃COONa (C = 0,02 моль/дм³).

Порядок выполнения работы

Методы определения ККМ основаны на регистрации резкого изменения физико-химических свойств растворов ПАВ при изменении концентрации. Это связано с тем, что образование мицелл в растворе ПАВ свидетельствует о появлении в нем новой фазы, а изменение числа фаз в системе приводит к резкому изменению любого физико-химического свойства системы.

Если изобразить график зависимости какого-либо физико-химического свойства раствора ПАВ от концентрации (поверхностного натяжения, электрической проводимости, осмотического давления, рассеяния света и др.), то на кривой появится излом. Левая часть кривой на графиках (при концентрации ниже ККМ) описывает соответствующее свойство раствора ПАВ в молекулярном (ионном) состоянии, а правая часть графика (при концентрации, равной и более ККМ) – в коллоидном состоянии. По характерному излому на графике на оси абсцисс определяют критическую концентрацию мицеллообразования, т.е. переход молекул ПАВ в мицеллы.

1. Из исходного раствора коллоидного ПАВ приготовьте 8 растворов путем последовательного разбавления вдвое каждого предыдущего раствора. Для этого возьмите восемь мерных колб на 50 см³ и пронумеруйте их. В первую колбу мерной пипеткой внесите 25 см³ исходного раствора коллоидного ПАВ, доведите объем раствора в мерной колбе до метки дистиллированной водой.

2. Из первой колбы пипеткой отберите 25 см³ раствора, перенесите в мерную колбу № 2, доведите объем раствора дистиллированной водой до метки. Таким же образом приготовьте остальные растворы ПАВ.

3. Приготовьте к работе фотометр: установите 0 и 100% светорассеяния. В качестве нулевого раствора используйте дистиллированную воду, а 100% - самый концентрированный раствор. Все измерения проводите с использованием желтого светофильтра.

4. Измерьте светорассеяние приготовленных растворов ПАВ, начиная с самого разбавленного. Рабочие поверхности кюветы перед каждым измерением тщательно протирайте фильтровальной бумагой. Результаты занесите в таблицу.

5. По полученным данным постройте график зависимости интенсивности светорассеяния от концентрации раствора ПАВ, откладывая по оси ординат ве-

личину светорассеяния, а по оси абсцисс – концентрацию ПАВ. По перегибу определите критическую концентрацию мицеллообразования (ККМ).

Таблица

Исходные данные и результаты измерений

№ раствора ПАВ	1	2	3	4	5	6	7	8
Концентрация раствора c , мг/дм ³								
Светорассеяние, I_p , %								

Оформление результатов опыта. Отчет должен содержать название работы, ее цель, краткие теоретические положения, таблицу с исходными данными и результатами измерений, график $I_p = f(c)$, вывод по работе.

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 14 «КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ»

1. В приведенных ниже комплексных соединениях отметьте внутреннюю и внешнюю сферы, укажите комплексообразователь и лиганды:

$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$; $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$; $\text{K}[\text{AuBr}_4]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$; $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$.

По знаку электрического заряда внутренней сферы определите тип комплексных соединений. Назовите эти соединения.

2. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих комплексных соединений в водных растворах:

$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; $\text{K}_3[\text{BiCl}_6]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$.

3. Напишите формулы комплексных соединений:

- а) нитрат гексаакважелеза(III);
- б) тетрахлорокупрат(II) натрия;
- в) сульфат бромопентаамминкобальта(III);
- г) гексагидроксоплюмбат(IV) калия.

4. Составьте выражения общих констант нестойкости комплексных ионов из соединений, указанных в задании 2.

5. Используя справочные значения констант нестойкости комплексных ионов в водных растворах, расположите в порядке повышения устойчивости следующие ионы: $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

6. Какое основание более сильное: $\text{Cu}(\text{OH})_2$ или $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$?

Какая кислота сильнее: HCN или $\text{H}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$? Дайте обоснованный ответ.

Лабораторная работа № 14 «КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ»

Цель работы. Экспериментальное ознакомление с методами получения и свойствами комплексных соединений.

Техника безопасности. Работу проводите аккуратно, не допускайте попадания используемых растворов на руки и одежду. Используйте реактивы в указанных количествах. Проявляйте осторожность при работе с аммиаком, который раздражающе действует на дыхательные пути.

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками. Растворы: аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($\omega=25\%$); серной кислоты H_2SO_4 ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³); сульфата меди(II) CuSO_4 , нитрата висмута(III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, иодида калия KI , сульфата никеля(II) NiSO_4 , гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, хлорида железа(III) FeCl_3 , перманганата калия KMnO_4 , сульфида натрия Na_2S ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³).

Опыт 1. Получение соединения с комплексным катионом

Выполнение опыта. Налейте в пробирку 5-7 капель раствора сульфата меди(II) и по каплям прибавляйте 25%-й раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, встряхивая пробирку для лучшего перемешивания содержимого. Наблюдайте выпадение зеленовато-голубого осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Затем по каплям прибавляйте избыток раствора $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ до растворения осадка. Как меняется цвет раствора и почему? Присутствие каких ионов обуславливает окраску исходного раствора и полученного? Раствор комплексного соединения сохраните для опыта б.

Оформление результатов опыта. 1. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения взаимодействия сульфата меди(II) и раствора аммиака с образованием сульфата тетраамминмеди(II). 2. Отметьте наблюдения. 3. Напишите уравнения электролитической диссоциации комплексного иона соли в растворе, а также выражение его общей константы нестойкости.

Опыт 2. Получение соединения с комплексным анионом

Выполнение опыта. К 4-5 каплям раствора нитрата висмута(III) прибавьте по каплям раствор иодида калия до выпадения осадка BiI_3 . Затем добавьте еще несколько капель раствора KI до полного растворения выпавшего осадка. Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Bi^{3+} ? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем?

Оформление результатов опыта. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций: а) получения иодида висмута(III); б) между иодидом висмута(III) и иодидом калия с образованием комплексного соединения, в котором координационное число комплексообразователя равно 4. Назовите полученное соединение.

Напишите уравнения электролитической диссоциации комплексного иона соли в растворе, а также выражение его общей константы нестойкости.

Опыт 3. Получение соединения с комплексным катионом и анионом

Выполнение опыта. В пробирку внесите 3-5 капель раствора гексацианоферрата(II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ и 5-6 капель раствора сульфата никеля(II). К полученному осадку гексацианоферрата(II) никеля(II) $Ni_2[Fe(CN)_6]$ добавьте 25%-й раствор аммиака до полного растворения. Через 1-2 минуты наблюдайте образование светло-лиловых кристаллов комплексной соли $[Ni(NH_3)_6]_2 [Fe(CN)_6]$.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций образования гексацианоферрата(II) никеля(II) и взаимодействия его с аммиаком. Назовите полученную комплексную соль и определите в ней заряды комплексных ионов и комплексообразователей.

Опыт 4. Комплексные соединения в реакциях ионного обмена

Выполнение опыта. В одну пробирку внесите 4-5 капель раствора сульфата меди(II), в другую – столько же капель раствора хлорида железа(III). В обе пробирки добавьте по 2-3 капли раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. В результате реакции ионного обмена в обеих пробирках образуются новые соединения: в первой – $Cu_2[Fe(CN)_6]$; во второй – $KFe[Fe(CN)_6]$ («берлинская лазурь»).

Оформление результатов опыта. Отметьте наблюдения. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проведенных реакций. Назовите полученные соединения в соответствии с номенклатурными правилами.

Опыт 5. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях

Выполнение опыта. К 4-5 каплям раствора перманганата калия добавьте для создания кислой среды 3-4 капли раствора серной кислоты ($C=1$ моль/дм³), затем прибавьте по каплям раствор $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте обесцвечивание раствора.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение проведенной окислительно-восстановительной реакции с образованием сульфата марганца(II) и гексацианоферрата(III) калия. Коэффициенты определите ионно-электронным методом. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6. Разрушение комплексных ионов.

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции! Продукты реакции сливайте в емкость в вытяжном шкафу. Пробирки промойте раствором Na_2CO_3 .

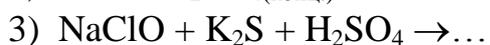
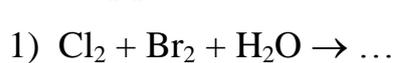
Выполнение опыта. К раствору сульфата тетраамминмеди(II), полученному в опыте 1, добавьте несколько капель раствора сульфида натрия. Наблюдайте образование черного осадка сульфида меди(II) CuS.

Оформление результатов опыта. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции сульфата тетраамминмеди(II) с сульфидом натрия.

Объясните разрушение комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, используя справочные значения его константы нестойкости и произведения растворимости CuS.

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 15 «ГАЛОГЕНЫ»

1. Какие степени окисления характерны для галогенов? Почему фтор не проявляет положительных степеней окисления?
2. Сравните физические и химические свойства молекулярных галогенов Г_2 (где $\text{Г} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$), покажите зависимость свойств Г_2 от строения их атомов.
3. Каковы лабораторные и промышленные способы получения молекулярных галогенов? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Какие галогеноводороды HГ (где $\text{Г} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$) можно получить по обменной реакции галогенидов металлов с концентрированной серной кислотой? Объясните, почему подобный метод нельзя использовать для получения остатальных галогеноводородов, и приведите способы их получения.
5. Укажите изменение кислотных свойств водных растворов галогеноводородов в ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$. Предскажите силу кислоты HAt .
6. Напишите формулы и назовите кислородсодержащие кислоты галогенов и их натриевые соли.
7. Сравните устойчивость, электролитическую силу и окислительные свойства кислородсодержащих кислот хлора.
8. При получении перхлората калия используют схему: $\text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO} \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4$. Приведите возможные уравнения реакций.
9. Укажите соединения галогенов, применяемые в пищевой промышленности.
10. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте коэффициенты ионно-электронным методом.



Лабораторная работа № 15 «ГАЛОГЕНЫ»

Цель работы. Изучение свойств галогенов и их соединений.

Техника безопасности. Опыты с хлором, бромом, иодом и галогеноводородами выполняйте только в вытяжном шкафу при включенной вентиляции. Помните, что хлор, пары брома, иода, галогеноводородов поражают дыхательные пути, приводят к тяжелым отравлениям. Для нейтрализации свободных галогенов рекомендуется использовать кальцинированную соду - карбонат натрия Na_2CO_3 .

Продукты реакции, содержащие свободные галогены, сливайте в специальные емкости (*ни в коем случае не выливайте в раковину!*), расположенные в вытяжном шкафу. Реакционный сосуд затем два-три раза ополаскивайте небольшими порциями воды (*в вытяжном шкафу!*), а промывные воды также сливайте в эти емкости. Далее реакционный сосуд промывайте раствором соды. Содовый раствор также сливайте в специальные емкости.

Опыт 1. Получение галогенов

1.1. Получение хлора

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Микрошпатель. Кристаллический оксид марганца(IV) MnO_2 . Концентрированная хлороводородная кислота HCl .

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В пробирку поместите 1/2 микрошпателя оксида марганца(IV) и 5-6 капель хлороводородной кислоты. Слегка нагрейте содержимое пробирки. Отметьте цвет выделяющегося газа. Для определения цвета газа поместите за пробиркой лист белой бумаги.

Оформление результатов опыта. 1. Сделайте вывод о физических свойствах хлора. 2. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции получения хлора, учитывая, что оксид марганца(IV) превращается в хлорид марганца(II). Определите функции оксида марганца(IV) и концентрированной хлороводородной кислоты в реакции.

1.2. Получение брома и иода

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Микрошпатель. Кристаллические вещества: оксид марганца(IV) MnO_2 , бромид калия KBr , иодид калия KI . Концентрированная серная кислота H_2SO_4 .

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В две пробирки поместите по одному микрошпателью оксида марганца(IV). В одну пробирку внесите 2-3 кристалла бромида калия, в другую - столько же кристаллов иодида калия.

К полученным смесям добавьте 1-2 капли концентрированной серной кислоты. Если реакция протекает медленно, пробирку слегка нагрейте.

Отметьте цвет выделяющихся паров брома и иода.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций получения молекулярных брома и иода, учитывая, что оксид марганца(IV) переходит в сульфат марганца(II). Коэффициенты в уравнениях определите ионно-электронным методом.

2. Сделайте вывод об окраске паров молекулярных брома и иода.

Опыт 2. Свойства галогенов

2.1. Получение хлорной воды и определение ее состава

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Шпатель. Металлический штатив. Колба вместимостью 50 см³. Пробка с газоотводной трубкой. Кристаллический перманганат калия KMnO₄. Концентрированная хлороводородная кислота HCl. Дистиллированная вода. Растворы гидроксида натрия NaOH (C=2 моль/дм³) и нитрата серебра(I) AgNO₃ (C=0,1 моль/дм³). Лакмус.

2.1.1. Получение хлорной воды (демонстрационный опыт)

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В колбу (рис. 1) поместите около 0,5 г перманганата калия и прибавьте 1 см³ концентрированной хлороводородной кислоты. Быстро закройте колбу пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку, заполненную наполовину дистиллированной водой. Пропустите хлор в воду до полного прекращения реакции. Пробирку с хлорной водой закройте пробкой и сохраняйте до следующих опытов.

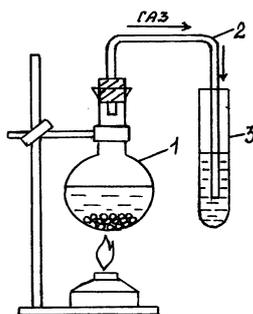


Рис. 1. Прибор для получения хлорной воды:
1 - колба; 2 - газоотводная трубка; 3 - пробирка с дистиллированной водой

Примечание. В случае недостаточного выделения хлора содержимое колбы подогрейте. Для прекращения реакции в колбу налейте раствор гидроксида натрия или тиосульфата натрия Na₂S₂O₃.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения взаимодействия перманганата калия с хлороводородной кислотой с образованием молекулярного хлора и хлорида марганца(II). Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах перманганата калия и концентрированной хлороводородной кислоты.

2.1.2. Определение состава хлорной воды

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по несколько капель хлорной воды, полученной в опыте 2.1.1. В первую пробирку добавьте 1-2 капли лакмуса для определения реакции среды (при высокой концентрации хлора окраска лакмуса быстро исчезает). Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли раствора нитрата серебра(I). Отметьте цвет и структуру полученного осадка. В третью пробирку с хлорной водой прибавьте несколько капель раствора гидроксида натрия, пробирку с содержимым встряхните. Объясните исчезновение запаха хлорной воды.

Оформление результатов опыта. 1. Определите характер среды хлорной воды. 2. Составьте уравнения: а) реакции нитрата серебра(I) с хлороводородной кислотой в молекулярном и ионно-молекулярном видах; б) окислительно-восстановительной реакции молекулярного хлора с раствором гидроксида натрия с образованием солей хлороводородной и хлорноватистой кислот; в) обратимой окислительно-восстановительной реакции молекулярного хлора с водой. 3. Укажите состав хлорной воды и способы смещения равновесия в данном растворе в сторону выделения молекулярного хлора и в сторону растворения хлора.

2.2. Растворимость иода в различных растворителях

Оборудование и реактивы. Пробирки. Стеклянные палочки. Микрошпатель. Кристаллические вещества: иод I_2 , иодид калия KI. Этиловый спирт C_2H_5OH . Тетрахлорид углерода CCl_4 . Дистиллированная вода.

Выполнение опыта. Поместите в 3 сухие пробирки по 1-му небольшому кристаллу иода и добавьте по 5-6 капель:

- в первую пробирку - дистиллированной воды;
- во вторую пробирку - этилового спирта;
- в третью пробирку - тетрахлорида углерода.

Содержимое пробирок перемешайте стеклянной палочкой. Отметьте окраску полученных растворов. Окраска какого раствора идентична окраске паров иода?

В первую пробирку к водному раствору с малорастворившимся кристаллом иода добавьте несколько кристаллов иодида калия. Перемешайте содержимое пробирки. Как изменяется окраска раствора?

Оформление результатов опыта. 1. Сравните растворимость иода в воде, этиловом спирте, тетрахлориде углерода, водном растворе иодида калия.

2. Чем объясняется разная окраска растворов иода в полярных и неполярных растворителях?

3. Напишите уравнение реакции, происходящей при растворении иода в растворе иодида калия с образованием трииодида (I-) калия.

2.3. Качественная реакция на иод

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Водяная баня. Иодная вода. Свежеприготовленный раствор крахмала ($\omega = 1\%$).

Выполнение опыта. В пробирку налейте 7-8 капель иодной воды и добавьте 1-2 капли раствора крахмала. Отметьте окраску раствора. Нагрейте содержимое пробирки на водяной бане до $80\text{ }^{\circ}\text{C}$. Как изменяется окраска? Раствор охладите до комнатной температуры. Что происходит с окраской раствора после охлаждения?

Оформление результатов опыта. Объясните синее окрашивание иодной воды раствором крахмала. Почему с изменением температуры исчезает и появляется синее окрашивание?

2.4. Окисление сульфата железа(II) хлором

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Стеклянная палочка. Хлорная вода. Кристаллический сульфат железа(II) FeSO_4 .

Выполнение опыта. В пробирку поместите 4-5 капель хлорной воды, затем добавьте микрошпателем несколько кристаллов сульфата железа(II). Раствор перемешайте стеклянной палочкой. Отметьте изменение окраски раствора.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнение реакции окисления сульфата железа(II) молекулярным хлором в водном растворе, учитывая, что FeSO_4 переходит в $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

2.5. Сравнение окислительной активности галогенов

Оборудование и реактивы. Пробирки. Стеклянные палочки. Хлорная вода, бромная вода, иодная вода. Тетрахлорид углерода CCl_4 . Растворы бромида калия KBr и иодида калия KI ($C = 0,1\text{ моль/дм}^3$).

Выполнение опыта. В три пробирки внесите отдельно по 4-5 капель растворов: в первую - бромида калия, во вторую и третью - иодида калия. В каждую пробирку добавьте по 2-3 капли тетрахлорида углерода. В первую и вторую пробирки внесите по 3-4 капли хлорной воды, в третью - столько же бромной воды. Содержимое пробирок перемешайте стеклянной палочкой и по окраске полученного слоя органического растворителя установите, какой галоген выделяется в свободном виде в каждой из пробирок.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций бромида калия и иодида калия с хлором.
2. Расположите молекулярные галогены в ряд по мере убывания их окислительной активности.
3. Сравните растворимость молекулярных галогенов в воде и органических растворителях.

Опыт 3. Получение и свойства галогеноводородов

3.1. Получение и свойства хлороводорода (демонстрационный опыт)

Оборудование и реактивы. Металлический штатив. Спиртовка. Кристаллизатор. Колба вместимостью 50 см³. Пробка с газоотводной трубкой. Сухая пробирка с пробкой. Вата. Концентрированная серная кислота H₂SO₄. Кристаллический хлорид натрия NaCl. Дистиллированная вода. Раствор нитрата серебра(I) AgNO₃ (C=0,1 моль/дм³). Универсальная индикаторная бумага.

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта.

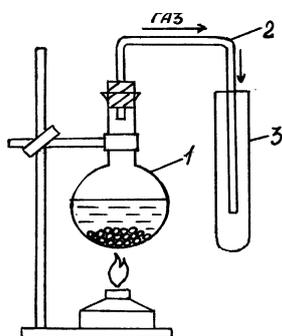


Рис. 2. Прибор для получения хлороводорода:

1 - колба; 2 - газоотводная трубка; 3 - сухая пробирка

В сухую колбу (рис. 2) поместите около 0,5 г хлорида натрия и прибавьте 7-8 капель серной кислоты. Колбу быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите почти до дна сухой пробирки. Закройте отверстие пробирки ватой. Слегка подогрейте содержимое колбы. Как только появится над ватой белый туман, прекратите нагревание, уберите вату и закройте пробирку пробкой.

Перевернув пробирку, опустите ее в кристаллизатор с дистиллированной водой, откройте пробку под водой. Наблюдайте быстрое заполнение пробирки водой. Закройте отверстие пробирки под водой пальцем, выньте пробирку из воды и переверните.

Исследуйте полученный раствор универсальной индикаторной бумагой и раствором нитрата серебра(I).

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнение реакции получения хлороводорода в лабораторных условиях. 2. Объясните, почему для получения хлороводорода берется поваренная соль в кристаллическом виде и серная кислота - концентрированная; почему хлороводород «дымит» на воздухе. 3. Сделайте вывод о растворимости хлороводорода в воде.

3.2. Сравнение восстановительных свойств галогеноводородов

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрощпатель. Кристаллические вещества: хлорид калия KCl, бромид KBr, иодид калия KI. Концентрированная серная кислота H₂SO₄. Растворы (C_{экв}=0,5 моль/дм³): нитрата свинца(II) Pb(NO₃)₂ и тиосульфата натрия Na₂S₂O₃. Полоски универсальной индикаторной бумаги и фильтровальной бумаги.

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В три сухие пробирки отдельно поместите по одному микрошпателью хлорида калия, бромида калия, иодида калия. Прибавьте в каждую пробирку по 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Первоначально наблюдайте образование во всех пробирках белого тумана, а затем изменение окраски паров в двух последних пробирках вследствие образования брома и иода соответственно. Проверьте действие выделяющихся газов на влажную универсальную индикаторную бумагу и фильтровальную бумагу, пропитанную раствором нитрата свинца(II).

Для прекращения реакций в пробирки налейте раствор тиосульфата натрия.

Оформление результатов опыта. 1. Опишите наблюдаемые явления.

2. Напишите уравнения взаимодействия хлорида калия, бромида калия и иодида калия с серной кислотой с образованием соответствующих галогеноводородов.

3. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций: а) бромоводорода с серной кислотой с образованием молекулярного брома и оксида серы(IV); б) иодоводорода с серной кислотой с образованием молекулярного иода и сероводорода. Протекала ли реакция восстановления серной кислоты хлороводородом?

4. Сравните восстановительные свойства галогеноводородов и сделайте вывод, какой из них является более сильным восстановителем и почему.

Опыт 4. Свойства солей галогеноводородных кислот

4.1. Сравнение восстановительных свойств бромида и иодида калия

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³): хлорида железа(III) FeCl₃, бромида калия KBr и иодида калия KI. Тетрахлорид углерода CCl₄.

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 3-4 капли раствора хлорида железа(III) и по 3-4 капли тетрахлорида углерода. Добавьте по 2-3 капли растворов: в первую пробирку - бромида калия, во вторую - иодида калия. Пробирки встряхните. В какой пробирке органический растворитель окрасился?

Оформление результатов опыта. 1. Опишите наблюдения.

2. Составьте уравнение прошедшей реакции. Используя значения стандартных электродных потенциалов соответствующих систем, сделайте вывод, в каком случае невозможно восстановление хлорида железа(III).

3. Сравните восстановительные способности галогенид-ионов.

4.2. Качественные реакции на галогенид-ионы

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы ($C=0,1$ моль/дм³): хлорида калия KCl, бромида калия KBr, иодида калия KI, нитрата серебра(I) AgNO₃.

Выполнение опыта. В три пробирки отдельно внесите по 4-5 капель растворов хлорида калия, бромида калия и иодида калия.

В каждую пробирку добавьте по 1-2 капли раствора нитрата серебра(I).

Оформление результатов опыта. 1. Определите окраску и структуру полученных осадков галогенидов серебра(I).

2. Составьте уравнения реакций хлорида калия, бромида калия и иодида калия с нитратом серебра(I) в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

3. Отметьте, какой из осадков наиболее светочувствителен, т.е. быстрее разлагается на свету: $2AgI = 2Ag + I_2$.

Опыт 5. Получение и свойства кислородсодержащих соединений галогенов

5.1. Взаимодействие иода с гидроксидом калия

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Микрошпатель. Кристаллический иод I_2 . Раствор гидроксида калия KOH ($\omega = 50\%$).

Выполнение опыта. В пробирку поместите 2 кристалла иода и налейте 1 см^3 раствора гидроксида калия. Содержимое пробирки нагрейте до кипения. Когда весь иод растворится, пробирку охладите. Отметьте наблюдения.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение взаимодействия молекулярного иода с гидроксидом калия при нагревании, учитывая, что одним из продуктов реакции является иодат калия. Коэффициенты в уравнении определите ионно-электронным методом. Укажите тип данной окислительно-восстановительной реакции.

5.2. Отбеливающее действие хлорной воды, гипохлоритов, хлорной извести

Оборудование и реактивы. Пробирки. Хлорная вода. Растворы: хлорной извести $Ca(ClO)Cl$, гипохлорита натрия $NaClO$. Растворы красителей: фуксина, фиолетовых чернил.

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 1 см^3 раствора фуксина. В первую пробирку добавьте хлорной воды, во вторую - раствор хлорной извести, в третью - раствор гипохлорита натрия до обесцвечивания красителя.

Опыт повторите с раствором фиолетовых чернил.

Оформление результатов опыта. Объясните причину обесцвечивания красителей хлорной водой, растворами хлорной извести и гипохлорита натрия. Составьте уравнения подтверждающих реакций.

5.3. Сравнение окислительных свойств гипохлоритов, хлоратов и перхлоратов

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: иодида калия KI, хлората калия $KClO_3$ ($C=0,1$ моль/дм³); насыщенные растворы: гипохлорита натрия NaClO (свежеприготовленный) и перхлората калия $KClO_4$. Раствор серной кислоты H_2SO_4 ($C = 1$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В три пробирки внесите по 3-5 капель раствора иодида калия. Добавьте по 2-3 капли растворов: в первую пробирку - гипохлорита натрия, во вторую - хлората калия, в третью - перхлората калия. Отметьте, в какой пробирке произошло окисление иодида калия в нейтральной среде. Во вторую и третью пробирки добавьте по 2-4 капли раствора серной кислоты. В какой из пробирок происходит окисление иодида калия в кислой среде?

Оформление результатов опыта. 1. Напишите уравнения всех протекающих реакций, учитывая, что ион I^- окисляется в I_2 , а ионы ClO^- и ClO_3^- восстанавливаются в ион Cl^- . Коэффициенты в уравнениях определите ионно-электронным методом.

2. Сделайте вывод о сравнительной окислительной способности анионов в ряду $ClO^- - ClO_3^- - ClO_4^-$.

Вопросы и задания

для подготовки к выполнению лабораторной работы № 16 «АЗОТ»

1. Объясните малую реакционную способность молекулярного азота с позиций метода валентных связей.
2. Опишите строение молекулы аммиака и объясните ее высокую полярность, склонность к донорно-акцепторному взаимодействию, а также большую растворимость аммиака в воде и щелочную реакцию водных растворов.
3. Напишите формулы оксидов азота и назовите их. Какие из этих оксидов солеобразующие? Составьте уравнения реакций их получения и взаимодействия с раствором гидроксида калия.
4. Какие свойства проявляют азотистая кислота и ее соли в окислительно-восстановительных реакциях? Ответ обоснуйте уравнениями соответствующих реакций.
5. Какую реакцию среды имеют растворы следующих солей: хлорида аммония, нитрита калия, карбоната аммония?
6. От каких факторов зависит глубина восстановления азотной кислоты при взаимодействии с различными металлами? Приведите примеры реакций.
7. Напишите уравнения реакций концентрированной азотной кислоты: 1) с серой; 2) углеродом. Чем отличается отношение к азотной кислоте металлов и неметаллов?

8. Как влияет активность металлов на процесс термического разложения их нитратов? Напишите уравнения термического разложения следующих нитратов: 1) NH_4NO_3 ; 2) KNO_3 ; 3) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 4) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; 5) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$.
9. Назовите соединения азота, используемые в производстве пищевых продуктов.

Лабораторная работа № 16 «АЗОТ»

Цель работы. Изучение способов получения и свойств азота и его соединений.

Техника безопасности. Аммиак и оксиды азота (кроме N_2O) раздражающе действует на дыхательные пути. Вдыхание паров оксидов азота может вызвать отек легких. Работу с этими веществами необходимо вести только в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Соли азотистой кислоты берите только шпателями и не допускайте попадания на кожу рук.

Концентрированная азотная кислота - сильный окислитель. Оставляет на коже желтые пятна и вызывает ожоги. В случае попадания кислоты на кожу необходимо смыть ее большим объемом воды и сделать примочку раствором гидрокарбоната натрия.

Опыт 1. Получение азота

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Лучина. Насыщенные растворы нитрита натрия NaNO_2 и хлорида аммония NH_4Cl .

Выполнение опыта. В пробирку внесите по 4-6 капель насыщенных растворов нитрита натрия и хлорида аммония. Заметно ли выделение газа? Смесь осторожно нагрейте на пламени спиртовки, прекратив нагревание, как только начнется бурное выделение газа. Введите в выделяющийся газ тонкую тлеющую лучину. Поддерживает ли газ горение?

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнения: а) взаимодействия нитрита натрия с хлоридом аммония; б) термического разложения нитрита аммония с образованием молекулярного азота.

2. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции разложения нитрита аммония.

Опыт 2. Аммиак, его получение и свойства

2.1. Получение аммиака

Оборудование и реактивы. Пробирки. Стеклопалочка. Микрошпатель. Спиртовка. Держатель для пробирок. Кристаллические хлорид аммония NH_4Cl и гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Концентрированный раствор хлороводородной кислоты HCl . Полоски универсальной индикаторной бумаги.

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В сухую пробирку поместите по 2-3 микрошпателя хлорида аммония и гидроксида кальция. Смесь тщательно перемешайте стеклянной палочкой, отметьте запах аммиака. Пробирку слегка подогрейте. Поднесите к отверстию пробирки смоченную водой полоску универсальной индикаторной бумаги и отметьте изменение ее цвета.

Затем к отверстию пробирки поднесите стеклянную палочку, смоченную концентрированной хлороводородной кислотой, и отметьте наблюдение.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций: 1) получения аммиака; 2) взаимодействия аммиака с водой; 3) взаимодействия аммиака с хлороводородом.

2.2. Равновесие в водном растворе аммиака

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Микрошпатель. Стеклянная палочка. Растворы: аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ - концентрированный и разбавленный ($C=1$ моль/дм³), хлороводородной кислоты HCl ($C=2$ моль/дм³). Кристаллический хлорид аммония NH_4Cl . Раствор фенолфталеина. Синяя лакмусовая бумага.

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 8-10 капель разбавленного раствора аммиака. Затем в две пробирки добавьте по одной капле раствора фенолфталеина. Отметьте окраску растворов. На присутствие каких ионов она указывает?

Раствор в первой пробирке прокипятите до исчезновения окраски. Обратите внимание на изменение окраски раствора при охлаждении.

Во вторую пробирку добавьте 1-2 микрошпателя хлорида аммония и размешайте раствор. Как изменилась окраска?

В третью пробирку по каплям прибавьте раствор хлороводородной кислоты до нейтральной среды, что возможно определить по лакмусовой бумажке.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте схему равновесия в водном растворе аммиака. 2. Объясните влияние на смещение равновесия в водном растворе аммиака: а) температуры; б) добавления хлорида аммония.

3. Напишите уравнение реакции нейтрализации водного раствора аммиака хлороводородной кислотой в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2.3. Восстановительные свойства аммиака

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Бромная вода. Растворы: перманганата калия KMnO_4 ($C_{\text{экв}} = 0,1$ моль/дм³); аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (концентрированный).

Выполнение опыта. В две пробирки внесите отдельно по 2-3 капли бромной воды и раствора перманганата калия. В каждую из пробирок добавьте по 3-4 капли концентрированного раствора аммиака. Содержимое пробирок слегка подогрейте до изменения окраски.

Оформление результатов опыта. 1. Напишите уравнения реакций, протекающих в водном растворе: а) между аммиаком и молекулярным бромом; б) между аммиаком и перманганатом калия. Учтите, что в обеих реакциях аммиак окисляется до молекулярного азота, а перманганат калия восстанавливается до оксида марганца(IV). Коэффициенты в уравнениях расставьте с помощью ионно-электронного метода.

2. Сделайте вывод о восстановительной способности аммиака.

Опыт 3. Свойства солей аммония

3.1. Гидролиз солей аммония

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Стеклянная палочка. Кристаллические вещества: хлорид аммония NH_4Cl , нитрат аммония NH_4NO_3 и ацетат аммония $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$. Раствор лакмуса.

Выполнение опыта. В три пробирки внести по 8-10 капель дистиллированной воды и по одной капле нейтрального раствора лакмуса. В каждую пробирку отдельно добавьте микрошпателем несколько кристаллов хлорида, нитрата и ацетата аммония. Содержимое пробирок перемешайте стеклянной палочкой.

Оформление результатов опыта. 1. Отметьте изменение окраски лакмуса в каждом растворе.

2. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения гидролиза солей: хлорида аммония, нитрата аммония и ацетата аммония.

3.2. Качественная реакция на ион аммония

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Растворы: хлорида аммония NH_4Cl ($C=0,5$ моль/дм³); гидроксида натрия NaOH ($C=2$ моль/дм³). Полоски универсальной индикаторной бумаги.

Выполнение опыта. В пробирку налейте 5-7 капель раствора хлорида аммония и прибавьте столько же раствора гидроксида натрия. Нагрейте содержимое пробирки до кипения. В выделяющиеся пары внесите смоченную водой полоску универсальной индикаторной бумаги. Отметьте изменение окраски бумаги и запах выделяющегося газа.

Оформление результатов опыта. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции хлорида аммония с гидроксидом натрия. Сделайте вывод о качественной реакции на ион аммония.

3.3. Возгонка хлорида аммония

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Кристаллический хлорид аммония NH_4Cl . Растворы: гидроксида натрия NaOH ($C=2$ моль/дм³) и нитрата серебра(I) AgNO_3 ($C=0,1$ моль/дм³). Полоски универсальной индикаторной бумаги.

Выполнение опыта. Поместите на дно *сухой* пробирки несколько кристаллов хлорида аммония, нагрейте его в пламени спиртовки, держа пробирку с наклоном.

Через некоторое время на холодных частях пробирки образуется белый налет, на дне ничего не остается. Определите, отличается ли возогнанное вещество по своему составу от хлорида аммония. Для этого полученные кристаллы растворите в воде и откройте в растворе ион аммония, действуя раствором щелочи, и ион хлора, действуя раствором нитрата серебра(I).

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнение обратимой реакции разложения хлорида аммония.

2. Напишите уравнения качественных реакций на ионы аммония и хлора в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3. Сделайте вывод о свойствах солей аммония.

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства солей азотистой кислоты

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: нитрита калия KNO_2 , иодида калия KI и перманганата калия KMnO_4 ($C_{\text{экв}} = 0,1$ моль/дм³); серной кислоты H_2SO_4 ($C = 1$ моль/дм³); крахмала ($\omega = 1$ %).

4.1. Окислительные свойства нитритов

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В пробирку внесите 5-7 капель раствора иодида калия, подкислите его 3-4 каплями раствора серной кислоты и добавьте несколько капель раствора нитрита калия. Наблюдайте выделение молекулярного иода, который может быть обнаружен по синему окрашиванию раствора крахмала (добавьте одну каплю полученного раствора в другую пробирку с 7-8 каплями раствора крахмала).

Оформление результатов опыта (см. опыт 4.2).

4.2. Восстановительные свойства нитритов

Выполнение опыта. В пробирку налейте 5-7 капель раствора перманганата калия, подкислите его 3-4 каплями раствора серной кислоты и добавляйте по каплям раствор нитрита калия до обесцвечивания раствора перманганата калия.

Оформление результатов опытов. 1. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: а) иодида калия с нитритом калия в присутствии серной кислоты, учитывая, что нитрит калия восстанавливается до оксида азота(II); б) перманганата калия с нитритом калия в присутствии серной кислоты, учитывая, что перманганат калия переходит в сульфат марганца(II).

2. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах солей азотистой кислоты.

Опыт 5. Свойства азотной кислоты

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Металлический штатив. Спиртовка. Держатель для пробирок. Гранулированные цинк Zn и олово Sn. Сера S (порошок). Раствор азотной кислоты HNO_3 (концентрированный и 0,5 моль/дм³); гидроксида натрия NaOH ($C=2$ моль/дм³); хлорида бария BaCl_2 ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³).

Внимание! *Опыты 5.1-5.4 выполняйте в вытяжном шкафу!*

5.1. Действие концентрированной азотной кислоты на металлы

Выполнение опыта. В одну пробирку положите кусочек цинка, в другую - олова и затем (**под тягой!**) прилейте в обе пробирки по 7-8 капель концентрированной азотной кислоты. По окраске определите выделяющийся газ.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения взаимодействия цинка и олова с концентрированной азотной кислотой, имея в виду, что в первой реакции образуется нитрат цинка, а во второй - малорастворимая β-оловянная кислота с условной формулой H_2SnO_3 .

5.2. Действие очень разбавленной азотной кислоты на металлы

Выполнение опыта. В одну пробирку положите кусочек цинка, в другую - олова и затем прилейте (**под тягой!**) в обе пробирки по 1 см³ очень разбавленной азотной кислоты (0,5 моль/дм³). В течение 2-3 минут взбалтывайте содержимое пробирок, затем слейте растворы в другие пробирки и докажете наличие в каждом растворе иона аммония NH_4^+ , добавив раствор гидроксида натрия.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнения реакций цинка и олова с очень разбавленной азотной кислотой с образованием нитратов цинка и олова(II) соответственно. Коэффициенты в уравнениях определите ионно-электронным методом.

2. Напишите уравнение качественной реакции на ион аммония в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

3. Сделайте вывод о том, как изменяется состав продуктов реакции азотной кислоты с металлами в зависимости от активности металлов и концентрации азотной кислоты.

5.3. Действие концентрированной азотной кислоты на неметаллы

Выполнение опыта. В пробирку налейте 1 см³ концентрированной азотной кислоты, внесите в нее один микрошпатель порошка серы и осторожно нагрейте кислоту (**под тягой!**) в пламени спиртовки до кипения. Отметьте наблюдения. Охладите пробирку, прилейте 1 см³ воды и докажете присутствие в полу-

ченном растворе сульфат-ионов SO_4^{2-} , добавив несколько капель раствора хлорида бария до выпадения белого осадка.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнение взаимодействия серы с концентрированной азотной кислотой, учитывая, что одним из продуктов реакции является серная кислота. 2. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнение качественной реакции на сульфат-ион. 3. Сделайте вывод об окислительных свойствах азотной кислоты.

Опыт 6. Термическое разложение солей азотной кислоты

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Металлический штатив. Спиртовка. Держатель для пробирок. Лучина. Кристаллический нитрат калия KNO_3 . Растворы: иодида калия KI , перманганата калия KMnO_4 ($C_{\text{экв}} = 0,1$ моль/дм³); серной кислоты H_2SO_4 ($C = 1$ моль/дм³); крахмала ($\omega = 1\%$).

Выполнение опыта. В сухую пробирку внесите несколько кристаллов нитрата калия. Укрепите пробирку вертикально в штативе и нагревайте в пламени спиртовки до разложения соли. Наблюдайте выделение газа. Выделяющийся газ определите тлеющей лучиной. После охлаждения пробирки растворите ее содержимое в воде и полученный раствор (**под тягой!**) испытайте на присутствие соли азотистой кислоты по реакции с иодидом калия или перманганатом калия в кислой среде (см. опыты 4.1 и 4.2).

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции термического разложения нитрата калия. Определите тип данной окислительно-восстановительной реакции. Сделайте вывод о термической устойчивости нитратов.

Вопросы и задания

для подготовки к выполнению лабораторной работы № 17 «СЕРА»

1. Приведите электронные формулы атома серы в соответствующих степенях окисления: S^0 , S^{+4} , S^{+6} , S^{-2} .
2. В какой степени окисления сера может быть: а) только окислителем; б) только восстановителем; в) проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Приведите примеры реакций.
3. Определите тип гибридизации атома серы в молекуле SO_3 и геометрическую структуру молекулы.
4. Какие вещества будут получаться при взаимодействии FeS : а) с хлороводородной кислотой; б) с концентрированной азотной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будет смещаться равновесие диссоциации при прибавлении: а) хлороводородной кислоты; б) нитрата свинца(II); в) гидроксида натрия?

6. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза сульфидов: Al_2S_3 , Na_2S .
7. Приведите структурную формулу тиосульфата натрия, укажите степени окисления серы в этом соединении.
8. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций. Коэффициенты расставьте, используя ионно-электронный метод.
 - 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3(\text{к}) \rightarrow$
 - 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$
 - 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \dots$
 - 4) $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$

Лабораторная работа № 17 «СЕРА»

Цель работы. Изучение химических свойств серы и ее соединений.

Техника безопасности. Все опыты, сопровождающиеся выделением сероводорода и оксида серы(IV), выполняйте в вытяжном шкафу. Продукты реакции, содержащие сероводород и сульфиды, сливайте в специальные емкости (в вытяжном шкафу). Пробирки ополаскивайте раствором карбоната натрия. Проявляйте осторожность при работе с концентрированной серной кислотой.

Опыт 1. Свойства серы

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Спиртовка. Держатель для пробирок. Сера (порошок). Растворы ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³): хлорида бария BaCl_2 , нитрата свинца(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Концентрированные растворы азотной кислоты HNO_3 и гидроксида натрия NaOH .

1.1. Взаимодействие серы с концентрированной азотной кислотой

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. Поместите в пробирку один микрошпатель серы, прилейте 1 см³ концентрированного раствора азотной кислоты и нагрейте содержимое пробирки до кипения. Через некоторое время наблюдайте выделение бурых паров оксида азота(IV). Экспериментально докажите присутствие в получившемся растворе сульфат-ионов, учитывая, что сульфат бария нерастворим в азотной кислоте.

Оформление результатов опыта. 1. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции серы с концентрированной азотной кислотой. Коэффициенты расставьте ионно-электронным методом. 2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения качественной реакции на сульфат-ионы.

1.2. Диспропорционирование серы

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В пробирку поместите один микрошпатель серы, затем прилейте 1 см³ концентрированного раствора гидроксида натрия. Доведите содержимое пробирки до кипения. С помощью бумаги, смоченной раствором нитрата свинца(II), установите присутствие в растворе сульфид-ионов.

Продукты реакции слейте в специальную емкость в вытяжном шкафу, пробирку промойте раствором Na₂CO₃.

Оформление результатов опыта. 1. Напишите уравнение реакции серы с концентрированным раствором гидроксида натрия, учитывая, что, кроме сульфид-ионов S²⁻, в растворе присутствуют сульфит-ионы SO₃²⁻.

2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения качественной реакции на сульфид-ионы. Приведите значение произведения растворимости сульфида свинца(II).

Опыт 2. Свойства сульфидов

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: нитрата свинца(II) Pb(NO₃)₂, сульфата меди(II) CuSO₄, хлорида никеля(II) NiCl₂, сульфата марганца(II) MnSO₄, хлорида цинка ZnCl₂, хлорида алюминия AlCl₃ или сульфата алюминия Al₂(SO₄)₃, сульфида натрия Na₂S (C_{экв}=0,5 моль/дм³); азотной кислоты HNO₃ (C=2 моль/дм³). Индикатор - лакмус (нейтральный раствор).

Внимание! *Опыты 2.1-2.4 выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции! Продукты реакций сливайте в емкости в вытяжном шкафу. Пробирки промывайте раствором Na₂CO₃.*

2.1. Получение малорастворимых сульфидов

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В пять пробирок внесите отдельно по 5-6 капель растворов солей Cu²⁺, Ni²⁺, Pb²⁺, Mn²⁺, Zn²⁺. В каждый раствор добавьте по 2-3 капли раствора сульфида натрия. Наблюдайте выпадение осадков сульфидов соответствующих металлов. К полученным осадкам прибавьте по 5-6 капель разбавленного раствора азотной кислоты. Какой сульфид растворился? Возможно ли его образование в кислой среде?

Оформление результатов опыта. 1. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакций получения малорастворимых сульфидов. Укажите их цвет.

2. Пользуясь значениями произведений растворимости исследуемых солей и константами диссоциации сероводородной кислоты, объясните различные результаты действия разбавленного раствора HNO₃ на сульфиды металлов.

2.2. Обратимый гидролиз сульфидов

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. Внесите в пробирку 5-6 капель раствора сульфида натрия. При помощи лакмуса определите реакцию среды раствора.

Оформление результатов опыта (см. опыт 2.3).

2.3. Совместный гидролиз соли алюминия и сульфида натрия

Внимание! *Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!*

Выполнение опыта. В пробирку налейте 5-6 капель раствора хлорида или сульфата алюминия, добавьте столько же раствора сульфида натрия. Какое вещество выпадает в осадок и какой газ выделяется?

Оформление результатов опыта. 1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения: а) гидролиза сульфида натрия по первой ступени; б) совместного необратимого гидролиза сульфида натрия и соли алюминия.

2. Сделайте вывод о силе сероводородной кислоты.

2.4. Восстановительные свойства сульфидов

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Кристаллический сульфид натрия Na_2S . Бромная вода. Растворы: перманганата калия KMnO_4 , дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($C_{\text{ЭКВ}}=0,5$ моль/дм³); серной кислоты H_2SO_4 ($C=1$ моль/дм³).

Внимание! *Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!*

Выполнение опыта. Возьмите три пробирки. В первую внесите 5-7 капель бромной воды, во вторую - 5-7 капель раствора перманганата калия, в третью - 5-7 капель раствора дихромата калия. Во вторую и третью пробирки добавьте по 3-4 капли разбавленного раствора серной кислоты. Внесите в каждую пробирку по несколько кристаллов сульфида натрия. Пробирки энергично встряхните. Наблюдайте происходящие изменения.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, учитывая, что во всех реакциях одним из продуктов является свободная сера. Коэффициенты расставьте при помощи ионно-электронного метода.

Опыт 3. Свойства соединений серы(IV)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Спиртовка. Кристаллические сульфид натрия Na_2S и сульфит натрия Na_2SO_3 . Растворы: перманганата калия KMnO_4 , хлорида бария BaCl_2 ($C_{\text{ЭКВ}}=0,5$ моль/дм³); хлороводородной HCl , серной H_2SO_4 и азотной HNO_3 кислот ($C=1$ моль/дм³).

3.1. Восстановительные свойства сульфит-иона

Выполнение опыта. В пробирку, содержащую 5-6 капель раствора перманганата калия и 3-4 капли разбавленного раствора хлороводородной кислоты, прибавьте несколько кристаллов сульфита натрия. Отметьте обесцвечивание

раствора. Данная реакция может служить реакцией открытия иона SO_3^{2-} в отсутствие других восстановителей.

Учитывая, что сульфит бария растворим в азотной кислоте, а сульфат бария нерастворим, убедитесь в переходе иона SO_3^{2-} в ион SO_4^{2-} . Для этого в полученный раствор добавьте 3-4 капли разбавленного раствора азотной кислоты и столько же раствора хлорида бария. Какое соединение выпало в осадок?

Оформление результатов опыта. 1. Напишите уравнение реакции окисления сульфита натрия перманганатом калия в кислой среде. Коэффициенты расставьте при помощи ионно-электронного метода. 2. Приведите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнение качественной реакции на сульфат-ион.

3.2. Окислительные свойства сульфит-иона

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В сухую пробирку внесите равные количества кристаллов (3-4) сульфита натрия и сульфида натрия и 5-6 капель разбавленного раствора серной кислоты. Наблюдайте появление свободной серы в виде мути.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнение протекающей окислительно-восстановительной реакции. Коэффициенты расставьте при помощи ионно-электронного метода. 2. По результатам опытов 3.1 и 3.2 охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства соединений серы(IV).

Опыт 4. Свойства серной кислоты

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Спиртовка. Держатель для пробирок. Металлы: цинк Zn (гранулы и порошок), железо Fe (проволока или стружки), медь Cu (проволока или стружки). Растворы: нитрата свинца(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³); серной кислоты H_2SO_4 ($C=1$ моль/дм³). Концентрированный раствор H_2SO_4 . Универсальная индикаторная бумага. Фильтровальная бумага.

4.1. Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами

Выполнение опыта. В три пробирки внесите по 5-8 капель разбавленного раствора серной кислоты и по одному кусочку металла: в первую - цинка, во вторую - железа, в третью - меди. Если реакция идет медленно, слегка подогрейте пробирки на пламени спиртовки.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций. В каком случае реакция не идет? Почему?

4.2. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В пробирку поместите 1 кусочек меди и прилейте 5-8 капель концентрированной серной кислоты. Содержимое пробирки осторожно нагревайте на пламени спиртовки (не до кипения!) и одновременно к отверстию поднесите влажную универсальную индикаторную бумагу.

Оформление результатов опыта. 1. Напишите уравнение протекающей окислительно-восстановительной реакции. 2. Объясните изменение окраски индикаторной бумаги. 3. Приведите молекулярное уравнение взаимодействия оксида серы(IV) с водой и уравнения ступенчатой диссоциации сернистой кислоты.

4.3. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с цинком

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В пробирку поместите 1/2 микрошпателя порошка цинка и налейте 5-8 капель концентрированной серной кислоты. Содержимое пробирки осторожно нагревайте на пламени спиртовки (не до кипения!) и одновременно к отверстию поднесите фильтровальную бумагу, смоченную раствором нитрата свинца(II).

Оформление результатов опыта. 1. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции концентрированной серной кислоты с цинком с образованием сероводорода. 2. Объясните появление темного пятна на фильтровальной бумаге. Приведите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения качественной реакции на сульфид-ион.

Опыт 5. Тиосульфат натрия и его свойства

Оборудование и реактивы. Пробирки. Бромная вода. Иодная вода. Растворы: тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³), серной кислоты H_2SO_4 ($C=1$ моль/дм³).

5.1. Неустойчивость тиосульфата в кислой среде

Выполнение опыта. Внесите в пробирку 5-6 капель раствора тиосульфата натрия и 3-4 капли раствора серной кислоты.

Оформление результатов опыта. 1. Отметьте выпадение серы и выделение газа. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции тиосульфата натрия с серной кислотой. 2. Приведите структурную формулу тиосульфата натрия.

5.2. Восстановительные свойства тиосульфата натрия

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В две пробирки внесите отдельно по 5-6 капель бромной и иодной воды. В обе пробирки добавьте по несколько капель тиосульфата натрия до обесцвечивания растворов.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения протекающих окислительно-восстановительных реакций, учитывая, что молекулярный бром окисляет тиосульфат натрия до сульфата натрия и при этом в реакции участвует вода. (Выделяющаяся сера является продуктом побочной реакции.) Молекулярный иод окисляет тиосульфат натрия до тетрагидратата натрия $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$. Коэффициенты расставьте при помощи ионно-электронного метода.

**Вопросы и задания для подготовки к выполнению
лабораторной работы № 18
«ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ»**

1. Какие критерии лежат в основе классификации элементов на металлы и неметаллы? В чем условность этого деления?
2. Объясните, почему калий и медь располагаются в одной группе, но в разных подгруппах. Приведите их электронные формулы.
3. Составьте уравнения реакций взаимодействия меди с концентрированной и разбавленной азотной кислотой.
4. Напишите уравнения гидролиза хлорида алюминия по первой ступени.
5. Почему явление комплексообразования для d-элементов более характерно, чем для s- и p-элементов?
6. Может ли самопроизвольно протекать реакция: $\text{Sn}^0 + \text{Fe}^{2+} = \text{Sn}^{2+} + \text{Fe}^0$?
7. Назовите основные способы получения металлов в промышленности.
8. Какие из металлов способны растворяться в воде, в разбавленных растворах кислот и щелочей: Be, Mg, Al, Cr, Au, Sn, Cu?
9. Какие металлы способны вытеснять водород из воды в щелочной среде? Приведите уравнения реакций.

**Лабораторная работа № 18
«ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ»**

Цель работы. Экспериментальное изучение основных химических свойств металлов.

Техника безопасности. Соблюдайте правила работы с растворами кислот и щелочей. Не допускайте попадания реактивов на руки и лабораторные столы. После проведения опытов вымойте руки с мылом.

Опыт 1. Определение сравнительной активности металлов

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Растворы солей ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³): сульфата меди(II) CuSO_4 ; сульфата цинка ZnSO_4 ; сульфата железа(II) FeSO_4 (свежеприготовленный). Цинк Zn (гранулы), медь Cu (пластинки или проволока), железо Fe (стружка). Дистиллированная вода.

Выполнение опыта. В две пробирки налейте по 1 см³ водных растворов CuSO₄ и FeSO₄ (в соответствии с табл.1). Возьмите две гранулы цинка, зачистите наждачной бумагой, ополосните дистиллированной водой. Первую гранулу поместите в пробирку с раствором CuSO₄, а вторую - в пробирку с раствором FeSO₄. Через 2-3 минуты наблюдайте, какие металлы из растворов солей вытесняет цинк. Проведите аналогичные опыты, опуская пластинки меди в растворы ZnSO₄ и FeSO₄, а стружки железа – в растворы ZnSO₄ и CuSO₄.

Оформление результатов опыта. Наблюдения оформите в виде табл.1, отмечая знаком плюс ионы металлов в тех случаях, когда они восстанавливаются из растворов, а знаком минус – когда восстановления не происходит.

Таблица 1

Результаты опыта 1

Металлы	Ион		
	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Cu ²⁺
Zn	-		
Fe		-	
Cu			-

Объясните результаты наблюдений на основании справочных значений стандартных электродных потенциалов соответствующих металлов.

Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном видах уравнения реакций металлов с растворами солей.

Опыт 2. Взаимодействие металлов с растворами кислот

Техника безопасности. Опыт проводите в вытяжном шкафу при включенной вентиляции. Соблюдайте правила работы с растворами кислот.

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Наждачная бумага. Цинк Zn (гранулы), медь Cu (пластинки), железо Fe (стружка), алюминий Al (пластинки). Растворы кислот: серной H₂SO₄, хлороводородной HCl, азотной HNO₃ (C=1 моль/дм³). Дистиллированная вода.

Выполнение опыта. В три пробирки отдельно налейте по 1 см³ водных растворов серной, хлороводородной и азотной кислот. Возьмите три гранулы цинка, зачистите наждачной бумагой, ополосните дистиллированной водой. Гранулы поместите в пробирки с растворами кислот. Через 2-3 минуты наблюдайте, какие кислоты вступают в реакцию с цинком. Проведите аналогичные опыты, опуская в перечисленные растворы медь и железо. В случае необходимости нагрейте пробирки в пламени спиртовки. Наблюдения оформите в виде табл.2, отмечая в строках таблицы продукты восстановления кислот.

Таблица 2

Результаты опыта 2

Металлы	Растворы кислот		
	H ₂ SO ₄	HCl	HNO ₃
Zn			
Al			
Fe			
Cu			

Составьте уравнения возможных реакций, коэффициенты определите ионно-электронным методом.

Опыт 3. Взаимодействие металлов с концентрированными растворами кислот

Техника безопасности. Опыт проводите в вытяжном шкафу при включенной вентиляции. Соблюдайте правила работы с растворами кислот.

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Наждачная бумага. Цинк Zn (гранулы), медь Cu (пластинки или проволока), железо Fe (стружка), алюминий Al (пластинки). Концентрированные растворы кислот: серной H₂SO₄, хлороводородной HCl, азотной HNO₃.

Выполнение опыта. В три пробирки отдельно налейте по 1 см³ концентрированных растворов серной, хлороводородной и азотной кислот. Возьмите три гранулы цинка, зачистите наждачной бумагой, ополосните дистиллированной водой. Гранулы поместите в пробирки с растворами кислот. Через 2-3 минуты наблюдайте, какие кислоты вступают в реакцию с цинком. Проведите аналогичные опыты, опуская в перечисленные растворы другие металлы. В случае необходимости нагрейте пробирки в пламени спиртовки.

Оформление результатов опыта. Наблюдения оформите в виде табл.3, отмечая в строках таблицы продукты восстановления кислот.

Таблица 3

Результаты опыта 3

Металлы	Кислоты		
	H ₂ SO _{4(к)}	HCl _(к)	HNO _{3(к)}
Zn			
Al			
Fe			
Cu			

Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Взаимодействие металлов со щелочами

Техника безопасности. Соблюдайте правила работы с растворами щелочей.

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Наждачная бумага. Цинк Zn (гранулы), медь Cu (пластинки или проволока), же-

лезо Fe (стружка), алюминий Al (пластинки). Раствор гидроксида натрия NaOH ($C = 6$ моль/дм³). Дистиллированная вода.

Выполнение опыта. В четыре пробирки налейте по 1 см³ раствора гидроксида натрия. Возьмите гранулы цинка, пластинки алюминия, меди, стружки железа и зачистите их наждачной бумагой, ополосните дистиллированной водой, затем отдельно поместите в пробирки с раствором гидроксида натрия. В случае необходимости нагрейте пробирки в пламени спиртовки. Через 2-3 минуты наблюдайте, какие металлы вступают в реакцию с гидроксидом натрия.

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения соответствующих реакций, учитывая, что из воды выделяется водород, а металлы образуют комплексные соединения: алюминий образует гексагидроксоалюминат натрия $Na_3[Al(OH)_6]$, цинк образует тетрагидроксоцинкат натрия $Na_2[Zn(OH)_4]$.

Сделайте вывод по проведенной работе.

Вопросы и задания

для подготовки к выполнению лабораторной работы № 19 «ХРОМ»

1. Напишите электронные формулы атомов хрома, молибдена и вольфрама. Укажите возможные степени окисления этих элементов.
2. Определите степени окисления хрома, молибдена и вольфрама в следующих соединениях: $VaCrO_4$, $CaCr_2O_7$, $Fe(CrO_2)_2$, $PbMoO_4$, WO_3 , $Na_2W_4O_{13}$.
3. Напишите уравнения реакций, которые характеризуют кислотно-основные свойства оксидов: а) Cr_2O_3 ; б) CrO_3 ; в) MoO_3 ; г) WO_3 .
4. Приведите формулы кислот: хромовой, молибденовой и вольфрамовой. Укажите, какая из этих кислот является наиболее сильной. Ответ мотивируйте.
5. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций гидроксида хрома(III): 1) с раствором серной кислоты; 2) раствором гидроксида калия.
6. Почему при взаимодействии водных растворов $Cr_2(SO_4)_3$ и $(NH_4)_2S$ в осадок выпадает гидроксид хрома(III)? Напишите уравнение реакции.
7. В каком направлении сместится равновесие: $2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$ при добавлении: 1) кислоты; 2) щелочи? Какой ион (CrO_4^{2-} или $Cr_2O_7^{2-}$) существует в растворах: при $pH < 7$, при $pH > 7$?
8. Напишите уравнения следующих реакций:
 - 1) $K_2Cr_2O_7 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
 - 2) $CrCl_3 + NaOH + H_2O_2 \rightarrow$
 - 3) $Na_2Cr_2O_7 + HCl_{(конц.)} \rightarrow$
 - 4) $Cr_2(SO_4)_3 + PbO_2 + KOH \rightarrow$
 Расставьте коэффициенты при помощи ионно-электронного метода.

Лабораторная работа № 19 «ХРОМ»

Цель работы. Изучение химических свойств соединений хрома.

Техника безопасности. Термическое разложение дихромата аммония сопровождается выбросом раскаленных частиц, поэтому не наклоняйтесь над реагирующим веществом. Помните, что соли хрома(III) и хрома(VI) - токсичны. Избегайте попадания их растворов на кожу. После проведения лабораторной работы вымойте руки с мылом.

Опыт 1. Получение оксида хрома(III) (демонстрационный опыт)

Оборудование и реактивы. Спиртовка. Микрошпатель. Фарфоровая чашка. Спички. Кристаллический дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Выполнение опыта. Поместите в фарфоровую чашку небольшой горкой растертый в порошок дихромат аммония и внесите в центр горки горящую спичку. Наблюдайте бурное разложение соли. Какой цвет имеет полученный оксид хрома(III)?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции разложения дихромата аммония, учитывая, что одновременно образуются молекулярный азот и вода. Коэффициенты в уравнении определите методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится данная реакция?

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома(III)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: хлорида хрома(III) CrCl_3 или сульфата хрома(III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³); серной кислоты H_2SO_4 и гидроксида натрия NaOH ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³).

Выполнение опыта. Получите в двух пробирках малорастворимый гидроксид хрома(III) взаимодействием раствора соли (хлорида или сульфата) хрома(III) (5-6 капель) с разбавленным раствором гидроксида натрия, добавляя его по каплям. Испытайте отношение гидроксида хрома(III) к раствору кислоты и к избытку раствора щелочи, для чего добавьте в одну пробирку по каплям разбавленный раствор серной кислоты, в другую - разбавленный раствор гидроксида натрия до растворения осадка.

Оформление результатов опыта. 1. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций: 1) получения гидроксида хрома(III); 2) гидроксида хрома(III) с растворами кислоты и щелочи, учитывая, что во втором случае один из продуктов реакции - гексагидроксохромат(III) натрия.

2. Сделайте вывод о кислотном-основном характере гидроксида хрома(III).

Раствор, содержащий гексагидроксохромат(III) натрия, сохраните для опыта 4.

Опыт 3. Гидролиз солей хрома(III)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Растворы: сульфата хрома(III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и карбоната натрия Na_2CO_3 ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³). Кристаллический $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Индикатор - лакмус (нейтральный раствор).

3.1. Гидролиз сульфата хрома(III)

Выполнение опыта. Испытайте действие сульфата хрома(III) на лакмус, для чего в пробирку с 5-6 каплями раствора нейтрального лакмуса прибавьте несколько кристаллов сульфата хрома(III) до изменения окраски индикатора.

Оформление результатов опыта. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнение гидролиза сульфата хрома(III). Как можно ослабить гидролиз данной соли? Как усилить его?

3.2. Совместный гидролиз сульфата хрома(III) и карбоната натрия

Выполнение опыта. К 5-6 каплям раствора сульфата хрома(III) прибавляйте по каплям раствор карбоната натрия до образования осадка гидроксида хрома(III). Отметьте выделение газа.

Оформление результатов опыта. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного гидролиза сульфата хрома(III) и карбоната натрия.

Опыт 4. Восстановительные свойства солей хрома(III)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Спиртовка. Держатель для пробирок. Растворы: гексагидроксохромата(III) натрия $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ из опыта 2; пероксида водорода H_2O_2 ($\omega = 3 \%$); гидроксида натрия NaOH ($C_{\text{экв}} = 2$ моль/дм³).

Выполнение опыта. К полученному в опыте 2 раствору гексагидроксохромата(III) натрия добавьте 3-5 капель разбавленного раствора гидроксида натрия и 6-7 капель раствора пероксида водорода. Осторожно нагрейте смесь на пламени спиртовки до перехода зеленой окраски в желтую, что указывает на образование в растворе хромат-ионов CrO_4^{2-} .

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции гексагидроксохромата(III) натрия с пероксидом водорода с образованием хромата натрия и гидроксида натрия. Коэффициенты расставьте при помощи ионно-электронного метода.

Опыт 5. Переход хроматов в дихроматы и обратно

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: хромата калия K_2CrO_4 и дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³); гидроксида калия KOH и серной кислоты H_2SO_4 ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³).

5.1. Переход хромата калия в дихромат калия

Выполнение опыта. К раствору хромата калия (3-4 капли) прибавляйте по каплям разбавленный раствор серной кислоты. Отметьте окраску взятого и полученного раствора. Укажите, какими ионами обусловлены окраски растворов.

Оформление результатов опыта (см. опыт 5.2).

5.2. Переход дихромата калия в хромат калия

Выполнение опыта. К раствору дихромата калия (3-4 капли) прибавляйте по каплям разбавленный раствор гидроксида калия до изменения окраски.

Оформление результатов опыта. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения превращения хромата калия в дихромат калия и обратно. Сделайте вывод об устойчивости хроматов и дихроматов в зависимости от реакции среды.

Опыт 6. Получение малорастворимых хроматов

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: хромата калия K_2CrO_4 , хлорида бария $BaCl_2$, нитрата свинца(II) $Pb(NO_3)_2$, нитрата серебра(I) $AgNO_3$ ($C_{экв}=0,5$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В три пробирки с раствором хромата калия (3-4 капли) прибавьте по 2-3 капли растворов: в первую - хлорида бария, во вторую - нитрата свинца(II), в третью - нитрата серебра(I). Отметьте цвета осадков.

Оформление результатов опыта. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 7. Окислительные свойства солей хрома(VI)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Пипетка. Растворы: дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, сульфита натрия Na_2SO_3 ($C_{экв}=0,5$ моль/дм³); серной кислоты H_2SO_4 ($C_{экв} = 2$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В пробирку налейте 4-5 капель раствора дихромата калия, добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты и по каплям приливайте раствор сульфита натрия до изменения окраски раствора.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между сульфитом натрия, дихроматом калия и серной кислотой с образованием в качестве одного из продуктов сульфата натрия.

2. Сделайте вывод об окислительных свойствах дихромата калия.

Вопросы и задания
для подготовки к выполнению лабораторной работы № 20
«МАРГАНЕЦ»

1. Сравните электронное строение атомов марганца и хлора. На основе этого объясните различие в их химических свойствах и наличие нескольких степеней окисления обоих элементов.
2. В каких кислотах растворяется марганец? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Приведите формулы всех известных оксидов марганца и соответствующих им гидроксидов. Как изменяются кислотно-основные свойства этих соединений при возрастании степени окисления марганца в них?
4. Напишите уравнения гидролиза: а) хлорида марганца(II); б) сульфата марганца(II).
5. Составьте уравнения реакций, в которых оксид марганца(IV) является: а) окислителем; б) восстановителем.
6. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите функцию манганата калия в каждой из них:
 - 1) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \dots$
 - 2) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$
 - 3) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$
7. Как влияет pH среды на характер восстановления перманганат-иона в водном растворе? Сравните значения стандартных электродных потенциалов восстановления перманганат-иона в кислой, нейтральной и щелочной средах.
8. Какие реакции протекают при действии на кристаллический перманганат калия: 1) концентрированной хлороводородной кислоты; 2) концентрированной серной кислоты?
9. Закончите уравнения реакций и определите коэффициенты ионно-электронным методом:
 - 1) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - 2) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$
 - 3) $\text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \dots$
 - 4) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$

Лабораторная работа № 20
«МАРГАНЕЦ»

Цель работы. Изучение свойств соединений марганца.

Техника безопасности. Проявляйте аккуратность при работе с растворами перманганата калия, так как они разрушают ткани и оставляют пятна на коже. При нагревании пробирок с реагентами направляйте отверстия пробирок в сторону от себя и стоящих рядом людей.

Опыт 1. Свойства соединений марганца(II)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: сульфата марганца(II) MnSO_4 ($C_{\text{экв}} = 0,5$ моль/дм³); гидроксида натрия NaOH и хлороводородной кислоты HCl ($C = 2$ моль/дм³).

1.1. Получение и исследование свойств гидроксида марганца(II)

Выполнение опыта. В три пробирки внесите по 3-4 капли раствора сульфата марганца(II) и по 2-3 капли раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка.

Первую пробирку поставьте в штатив и наблюдайте изменение цвета осадка во времени. Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца(II) добавьте 4-5 капель раствора хлороводородной кислоты, а в третью - столько же раствора гидроксида натрия. В какой пробирке осадок растворился?

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнения реакций: 1) получения гидроксида марганца(II); 2) окисления гидроксида марганца(II) кислородом воздуха в присутствии воды с образованием оксида марганца(IV); 3) взаимодействия гидроксида марганца(II) с хлороводородной кислотой.

2. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида марганца(II).

1.2. Восстановительные свойства соединений марганца(II)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: сульфата марганца(II) MnSO_4 ($C_{\text{экв}} = 0,5$ моль/дм³); гидроксида натрия NaOH ($C = 2$ моль/дм³). Бромная вода.

Выполнение опыта. В пробирку налейте 3-4 капли раствора сульфата марганца(II) и 5-7 капель раствора гидроксида натрия. К полученному осадку добавьте по каплям бромной воды до изменения цвета осадка.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнения окислительно-восстановительной реакции между гидроксидом марганца(II), молекулярным бромом и гидроксидом натрия с образованием оксида марганца(IV). Коэффициенты в уравнении определите ионно-электронным методом.

2. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений марганца(II).

1.3. Малорастворимые соли марганца(II)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Стеклянная палочка. Растворы: сульфата марганца(II) MnSO_4 , карбоната натрия Na_2CO_3 и сульфида натрия Na_2S ($C_{\text{экв}} = 0,5$ моль/дм³); хлороводородной кислоты HCl ($C = 2$ моль/дм³).

Внимание! Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 4-5 капель раствора сульфата марганца(II) и добавьте равные количества растворов: в первую – карбоната натрия, а во вторую и в третью – сульфида натрия. Отметьте цвет образовавшихся

ся осадков. К содержимому первой и второй пробирок прилейте по каплям раствор хлороводородной кислоты до растворения осадков, а содержимое третьей пробирки перемешивайте стеклянной палочкой до изменения окраски осадка.

Продукты реакций, содержащие сульфиды и сероводород, слейте в емкости, расположенные в вытяжном шкафу, а пробирки промойте раствором Na_2CO_3 .

Оформление результатов опыта. 1. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения взаимодействия: а) сульфата марганца(II) и карбоната натрия; б) сульфата марганца(II) и сульфида натрия; в) карбоната марганца(II) и хлороводородной кислоты; г) сульфида марганца(II) и хлороводородной кислоты.

2. Составьте уравнение окисления кислородом воздуха сульфида марганца(II) с образованием оксида марганца(IV) и сероводорода.

3. Сделайте вывод о свойствах малорастворимых солей марганца(II).

Опыт 2. Свойства оксида марганца(IV)

2.1. Окислительные свойства оксида марганца(IV)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Спиртовка. Держатель для пробирок. Оксид марганца(IV) MnO_2 (порошок). Концентрированная хлороводородная кислота HCl . Иодкрахмальная бумага.

Внимание! *Опыт выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!*

Выполнение опыта. В пробирку поместите 1 микрошпатель оксида марганца(IV) и добавьте 6-8 капель концентрированной хлороводородной кислоты. Слегка подогрейте содержимое пробирки на пламени спиртовки и с помощью иодкрахмальной бумаги убедитесь в выделении из пробирки хлора.

Продукты реакции слейте в емкости, расположенные в вытяжном шкафу, а пробирку промойте раствором Na_2CO_3 .

Оформление результатов опыта (см. опыт 2.2).

2.2. Восстановительные свойства оксида марганца(IV) (демонстрационный опыт)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Электроплитка. Асбестированная сетка. Тигель. Тигельные щипцы. Пинцет. Пипетка. Стеклянная палочка. Гидроксид натрия NaOH (гранулы). Нитрат калия KNO_3 (кристаллический). Оксид марганца(IV) MnO_2 (порошок).

Выполнение опыта. В фарфоровый тигель пинцетом положите гранулу гидроксида натрия и 1-2 микрошпателя нитрата калия. Тигель поставьте на электроплитку и нагрейте до расплавления смеси. На кончике микрошпателя добавьте в расплав порошкообразный оксид марганца(IV) и продолжайте нагревание до загустения массы. Охладите тигель со смесью, добавьте до половины тигля дис-

тиллированную воду и стеклянной палочкой размешайте. Определите окраску раствора.

Полученный *раствор манганата натрия* переместите пипеткой в две пробирки (по 5-7 капель в каждую) и *оставьте для следующих опытов 3.1, 3.2.*

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: 1) между оксидом марганца(IV) и концентрированной хлороводородной кислотой с образованием молекулярного хлора; 2) оксидом марганца(IV), нитратом калия и гидроксидом натрия с образованием манганата натрия и нитрита калия.

2. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах оксида марганца(IV).

Опыт 3. Свойства соединений марганца(VI)

3.1. Восстановительные свойства манганата натрия

Оборудование и реактивы. Пробирки. Раствор манганата натрия Na_2MnO_4 , полученный в опыте 2.2. Хлорная вода.

Выполнение опыта. В первую пробирку с 5-7 каплями раствора манганата натрия, полученного в опыте 2.2, добавляйте по каплям хлорную воду до изменения окраски раствора. По цвету определите образовавшееся соединение.

Оформление результатов опыта (см. опыт 3.2).

3.2. Окислительные свойства манганата натрия

Оборудование и реактивы. Пробирки. Раствор манганата натрия Na_2MnO_4 , полученный в опыте 2.2. Сульфит натрия Na_2SO_3 (кристаллический).

Выполнение опыта. Во вторую пробирку с 5-7 каплями раствора манганата натрия, полученного в опыте 2.2, добавьте 1/4 микрошпателя сульфита натрия. Перемешайте содержимое пробирки и отметьте происходящие изменения.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водном растворе: 1) между манганатом натрия и молекулярным хлором, учитывая, что при этом образуется хлорид натрия; 2) манганатом натрия, сульфитом натрия и водой, учитывая, что образуется оксид марганца(IV). Коэффициенты в уравнениях определите ионно-электронным методом.

2. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах манганатов.

Опыт 4. Разложение перманганата калия

Оборудование и реактивы. Сухая цилиндрическая пробирка. Микрошпатель. Спиртовка. Держатель для пробирок. Металлический штатив. Лучина. Перманганат калия KMnO_4 (кристаллический).

Выполнение опыта. В сухую цилиндрическую пробирку положите 3-4 кристаллика перманганата калия, укрепите ее горизонтально в штативе и нагревайте на пламени спиртовки. Выделение кислорода и полноту разложения перманганата калия установите с помощью тлеющей лучины.

После полного разложения перманганата калия охладите пробирку и к ее содержимому добавьте 8-10 капель воды. По окраскам образовавшегося раствора и осадка определите соединения.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнение термического разложения перманганата калия с образованием манганата калия, оксида марганца(IV) и кислорода. Определите тип данной окислительно-восстановительной реакции.

2. Сделайте вывод о свойствах перманганата калия.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений марганца(VII)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: перманганата калия KMnO_4 и иодида калия KI ($C_{\text{экв}}=0,1$ моль/дм³); серной кислоты H_2SO_4 ($C_{\text{экв}} = 2$ моль/дм³); крахмала ($\omega = 1\%$).

5.1. Окисление иодида калия

Выполнение опыта. В пробирку внесите 3-4 капли раствора перманганата калия, 2-3 капли раствора серной кислоты и по каплям добавляйте раствор иодида калия до изменения окраски. Для подтверждения выделения молекулярного иода в пробирку с 8-10 каплями раствора крахмала добавьте каплю полученного раствора.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между иодидом калия, перманганатом калия и серной кислотой с образованием молекулярного иода и сульфата марганца(II). Коэффициенты в уравнениях расставьте ионно-электронным методом.

2. Сделайте вывод об окислительных свойствах перманганатов.

5.2. Влияние реакции среды на окислительные свойства перманганата калия

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Растворы: перманганата калия KMnO_4 ($C_{\text{экв}}=0,1$ моль/дм³), серной кислоты H_2SO_4 ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³), гидроксида калия KOH (концентрированный). Сульфит натрия Na_2SO_3 (кристаллический).

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 3-4 капли раствора перманганата калия и добавьте в первую пробирку 2-3 капли раствора серной кислоты, во вторую - столько же воды, в третью - 3-4 капли концентрированного раствора гидроксида калия. Во все три пробирки внесите по 1/4 микрошпателя кристаллического сульфита натрия до исчезновения фиолетово-малинового

окрашивания. По окраскам полученных растворов и осадка определите соединения марганца.

Оформление результатов опыта. 1. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций между: 1) сульфитом натрия, перманганатом калия и серной кислотой; 2) сульфитом натрия, перманганатом калия и водой; 3) сульфитом натрия, перманганатом калия и гидроксидом калия. Коэффициенты определите ионно-электронным методом.

2. Сделайте вывод о характере продуктов восстановления перманганата калия в зависимости от реакции среды.

3. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, обоснуйте, в какой среде окислительные свойства перманганата калия проявляются более сильно.

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 21 «ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ»

1. Напишите электронные формулы атомов железа, кобальта, никеля и электронные формулы ионов Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} .
2. Какие степени окисления характерны для железа, кобальта, никеля?
3. Какое положение занимают железо, кобальт, никель в электрохимическом ряду напряжений металлов? Как они относятся к концентрированным и разбавленным кислотам (хлороводородной, серной, азотной)?
4. Сделайте вывод о возможности самопроизвольного окисления кислородом воздуха гидроксидов $\text{Э}(\text{OH})_2$ ($\text{Э} = \text{Fe}, \text{Co}, \text{Ni}$), используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов соответствующих систем.
5. Как изменяется окислительная способность соединений в ряду $\text{Fe}(\text{III}) - \text{Co}(\text{III}) - \text{Ni}(\text{III})$? Приведите примеры реакций.
6. Сопоставьте кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов железа(II) и железа(III).
7. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения гидролиза следующих солей: FeSO_4 , FeCl_3 , NiCl_2 , CoSO_4 .
8. Какая из солей - FeSO_4 или $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ - подвергается гидролизу в большей степени и почему?
9. Напишите уравнения качественных реакций для обнаружения в водных растворах ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} .
10. На основе положений метода валентных связей определите тип гибридизации комплексообразователя в следующих комплексных ионах и пространственную структуру ионов, если известно, что $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ - диамагнитны; $[\text{NiF}_6]^{4-}$ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ - парамагнитны.

Лабораторная работа № 21 «ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ»

Цель работы. Изучение свойств железа, кобальта, никеля и их соединений.

Техника безопасности. При взаимодействии металлов с концентрированными кислотами выделяются ядовитые газы, поэтому опыты проводите в вытяжном шкафу при включенной вентиляции; соблюдайте осторожность во избежание химических ожогов. Будьте аккуратны в работе с растворами Na_2S , не допускайте их попадания на кожу.

Опыт 1. Качественные реакции на ионы железа(II) и железа(III)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: хлорида железа(III) FeCl_3 , гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³); тиоцианата калия KNCS ($C=0,01$ моль/дм³). Сульфат железа(II) FeSO_4 (кристаллический).

1.1. Действие на соли железа(II) гексацианоферрата(III) калия

Выполнение опыта. В пробирку внесите 2-3 кристалла сульфата железа(II) и 4-5 капель воды, затем добавьте одну каплю раствора гексацианоферрата(III) калия. Отметьте окраску образовавшегося осадка (турнбулева синь).

Оформление результатов опыта. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения взаимодействия сульфата железа(II) и гексацианоферрата(III) калия с образованием осадка турнбулевой сини $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Сделайте вывод о качественном реактиве на ион Fe^{2+} .

1.2. Действие на соли железа(III) гексацианоферрата(II) калия

Выполнение опыта. В пробирку поместите 3-4 капли раствора хлорида железа(III) и добавьте одну каплю раствора гексацианоферрата(II) калия. Обратите внимание на окраску выпавшего осадка берлинской лазури.

Оформление результатов опыта. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения взаимодействия хлорида железа(III) и гексацианоферрата(II) калия с образованием берлинской лазури $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]^*$. Сделайте вывод о качественном реактиве на ион Fe^{3+} .

1.3. Действие на соли железа(III) тиоцианата калия

Выполнение опыта. Внесите в пробирку 8-10 капель раствора хлорида железа(III) и одну каплю раствора тиоцианата калия. Отметьте окраску образовавшегося раствора.

* Берлинская лазурь и турнбулева синь полностью идентичны и обозначаются одной формулой.

Оформление результатов опыта. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения взаимодействия хлорида железа(III) и тиоцианата калия, учитывая, что образующийся тиоцианат железа(III) относится к малодиссоциирующим веществам. Сделайте вывод о качественном реактиве на ион Fe^{3+} .

Опыт 2. Взаимодействие железа с кислотами

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Спиртовка. Дежатель для пробирок. Железо Fe (порошок или стружки). Концентрированные азотная HNO_3 и серная H_2SO_4 кислоты. Растворы: азотной HNO_3 , хлороводородной HCl и серной H_2SO_4 кислот ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³); тиоцианата калия KSCN ($C=0,01$ моль/дм³); сульфата меди(II) CuSO_4 ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³). Универсальная индикаторная бумага, наждачная бумага.

Внимание! *Опыты 2.1-2.3 выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!*

2.1. Взаимодействие железа с растворами кислот

Выполнение опыта. (Под тягой!) В три пробирки внесите по 6-8 капель растворов кислот: в первую - хлороводородной, во вторую - серной, в третью - азотной. Во все пробирки добавьте по 1/4 микрошпателя порошкообразного железа или по кусочку железной стружки. Понаблюдайте за происходящими явлениями.

Затем в каждую пробирку добавьте по 1-й капле раствора тиоцианата калия. Появление красной окраски свидетельствует о наличии ионов Fe^{3+} . Отметьте, в какой из пробирок образуется соединение железа(III).

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнения взаимодействия: а) железа и хлороводородной кислоты; б) железа и раствора серной кислоты; в) железа и раствора азотной кислоты с образованием нитрата железа(III) и оксида азота(II).

2. Сделайте вывод об отношении железа к растворам кислот.

2.2. Взаимодействие железа с концентрированной серной кислотой

Выполнение опыта. (Под тягой!) В пробирку поместите 6-8 капель концентрированной серной кислоты и 1/4 микрошпателя порошка железа или кусочек железной стружки. Отметьте отсутствие реакции.

На край пробирки положите полоску универсальной индикаторной бумаги, смоченную водой. Нагрейте содержимое пробирки на пламени спиртовки. Отметьте происходящие явления. Испытайте раствор на наличие ионов Fe^{3+} , добавив одну каплю раствора тиоцианата калия.

Оформление результатов опыта. Составьте уравнение реакции между железом и концентрированной серной кислотой, если одним из продуктов

является оксид серы(IV). Сделайте вывод об отношении железа к концентрированной серной кислоте.

Опыт 3. Получение и исследование свойств гидроксидов железа(II) и железа(III)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Микрошпатель. Стеклянные палочки. Сульфат железа(II) FeSO_4 (кристаллический). Растворы: гидроксида натрия NaOH , хлороводородной кислоты HCl и серной кислоты H_2SO_4 ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³); NaOH (концентрированный).

3.1. Гидроксид железа(II)

Выполнение опыта. В пробирку внесите несколько кристаллов сульфата железа(II), 6-8 капель воды и перемешайте. К полученному раствору добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка гидроксида железа(II). Каков его цвет? Оставьте осадок на воздухе. Отметьте наблюдения.

Исследуйте отношение гидроксида железа(II) к растворам кислоты и щелочи. Для этого в двух пробирках вновь получите гидроксид железа(II) и добавьте в одну пробирку раствор хлороводородной кислоты, а в другую - избыток раствора гидроксида натрия.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между: а) сульфатом железа(II) и гидроксидом натрия; б) гидроксидом железа(II) и хлороводородной кислотой.

2. Напишите уравнение реакции окисления гидроксида железа(II) в гидроксид железа(III) под действием кислорода воздуха и воды. Коэффициенты определите ионно-электронным методом.

3. Сделайте вывод о свойствах гидроксида железа(II).

3.2. Гидроксид железа(III)

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 4-5 капель раствора хлорида железа(III) и прилейте в каждую пробирку раствор гидроксида натрия до образования осадка. Отметьте цвет осадка. В одну пробирку добавьте по каплям раствор серной кислоты, во вторую - избыток концентрированного раствора гидроксида натрия и нагрейте. Что наблюдаете?

Оформление результатов опыта. 1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций между: а) хлоридом железа(III) и гидроксидом натрия; б) гидроксидом железа(III) и серной кислотой; в) гидроксидом железа(III) и гидроксидом натрия. 2. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида железа(III). 3. Какой из гидроксидов железа - (II) или (III) - обладает более основными свойствами и чем это можно объяснить?

Опыт 4. Получение и исследование свойств гидроксидов кобальта(II) и никеля(II)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Стеклянные палочки. Растворы: сульфата кобальта(II) CoSO_4 и сульфата никеля(II) NiSO_4 ($C_{\text{ЭКВ}}=0,5$ моль/дм³); хлороводородной кислоты HCl и гидроксида натрия NaOH ($C=2$ моль/дм³); пероксида водорода H_2O_2 ($\omega = 3 \%$). Бромная вода.

4.1. Гидроксид кобальта(II)

Выполнение опыта. В две пробирки налейте по 4-5 капель раствора сульфата кобальта(II) и добавьте в каждую пробирку по каплям раствор гидроксида натрия. Выпадает осадок основной соли кобальта синего цвета, приобретающий постепенно розовую окраску из-за образования гидроксида кобальта(II).

Содержимое первой пробирки перемешайте стеклянной палочкой и оставьте на воздухе. Что происходит? Для ускорения процесса окисления гидроксида кобальта(II) добавьте 3-4 капли раствора пероксида водорода. Отметьте изменение окраски осадка.

Осадок из второй пробирки разделите на две пробирки и исследуйте его отношение к избыткам растворов хлороводородной кислоты и гидроксида натрия.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения взаимодействия: 1) сульфата кобальта(II) и гидроксида натрия; 2) гидроксида кобальта(II) и хлороводородной кислоты.

2. Составьте уравнение реакции окисления гидроксида кобальта(II) пероксидом водорода с образованием гидроксида кобальта(III).

3. Сделайте вывод о свойствах гидроксида кобальта(II), сравните со свойствами гидроксида железа(II).

4.2. Гидроксид никеля(II)

Выполнение опыта. Поместите в две пробирки по 4-5 капель раствора сульфата никеля(II) и добавьте в каждую пробирку по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка.

Содержимое первой пробирки тщательно перемешайте стеклянной палочкой и оставьте на воздухе. Происходит ли окисление гидроксида никеля(II)? Разделите осадок на две пробирки и добавьте в одну пробирку 3-4 капли раствора пероксида водорода, а в другую - 3-4 капли бромной воды. В какой пробирке образовался гидроксид никеля(III)?

Осадок из второй пробирки разделите на две пробирки и исследуйте его отношение к избыткам растворов хлороводородной кислоты и гидроксида натрия.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения взаимодействия: 1) сульфата никеля(II) и гидроксида натрия; 2) гидроксида никеля(II) и хлороводородной кислоты.

2. Составьте уравнение окисления гидроксида никеля(II) бромной водой с образованием гидроксида никеля(III).

3. Сделайте вывод о свойствах гидроксида никеля(II), сравните со свойствами гидроксидов кобальта(II) и железа(II).

Опыт 5. Восстановительные свойства соединений железа(II)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрощпатель. Сульфат железа(II) FeSO_4 (кристаллический). Растворы: серной кислоты H_2SO_4 ($C_{\text{экв}}=2$ моль/дм³); перманганата калия KMnO_4 ($C_{\text{экв}}=0,1$ моль/дм³); тиоцианата калия KSCN ($C_{\text{экв}}=0,01$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В пробирку внесите микрощпателем несколько кристаллов сульфата железа(II), 8-10 капель воды и 2-3 капли раствора серной кислоты, затем добавьте 2-3 капли раствора перманганата калия. Отметьте наблюдения.

К полученному раствору добавьте одну каплю раствора тиоцианата калия. Почему в пробирке появляется красное окрашивание?

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между сульфатом железа(II), перманганатом калия и серной кислотой с образованием сульфатов железа(III) и марганца(II). Коэффициенты в уравнениях определите ионно-электронным методом.

2. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определите, с помощью каких еще окислителей можно перевести железо(II) в железо(III)?

3. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений железа(II).

Опыт 6. Окислительные свойства соединений железа(III)

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: хлорида железа(III) FeCl_3 ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³); иодида калия KI ($C_{\text{экв}}=0,1$ моль/дм³); крахмала ($\omega = 1\%$).

Выполнение опыта. В пробирку внесите 4-5 капель раствора хлорида железа(III) и 2-3 капли раствора иодида калия. Определите по окраске образующееся соединение. Для подтверждения в другую пробирку с 7-8 каплями раствора крахмала внесите одну каплю полученного раствора.

Оформление результатов опыта. 1. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в водном растворе между иодидом калия и хлоридом железа(III). Коэффициенты в уравнении определите ионно-электронным методом.

2. Сделайте вывод об окислительно-восстановительной способности соединений железа(III).

Опыт 7. Гидролиз солей железа

Оборудование и реактивы. Пробирки. Стеклянные палочки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Кристаллические: сульфат железа(II) FeSO_4 и хлорид железа(III) FeCl_3 . Раствор карбоната натрия Na_2CO_3 ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³). Универсальная индикаторная бумага.

7.1. Гидролиз сульфата железа(II)

Выполнение опыта. В пробирку внесите микрошпателем несколько кристаллов сульфата железа(II), 8-10 капель воды и перемешайте. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН полученного раствора. Затем к раствору прилейте несколько капель раствора карбоната натрия. Отметьте наблюдения.

Оформление результатов опыта (см. опыт 7.2).

7.2. Гидролиз хлорида железа(III)

Выполнение опыта. В две пробирки поместите микрошпателем по несколько кристаллов хлорида железа(III) и по 8-10 капель воды. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН полученных растворов. Одну из пробирок нагрейте. Что наблюдаете? В другую пробирку добавьте по каплям раствор карбоната натрия. Отметьте образование осадка гидроксида железа(III) и выделение газа.

Оформление результатов опыта. 1. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения: 1) гидролиза сульфата железа(II); 2) взаимодействия сульфата железа(II) с карбонатом натрия; 3) гидролиза хлорида железа(III) при комнатной температуре и при нагревании.

2. Ответьте мотивированно на вопрос: какая соль подвергается гидролизу в большей степени - FeSO_4 или FeCl_3 ?

3. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного необратимого гидролиза хлорида железа(III) и карбоната натрия. Объясните причину этого процесса.

Вопросы и задания

для подготовки к выполнению лабораторной работы № 22 «ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ»

1. Чем обусловлена жесткость природной воды?
2. Как количественно выражают жесткость воды?
3. Дайте определение карбонатной жесткости воды.
4. Почему карбонатную жесткость воды иначе называют временной жесткостью? Ответ мотивируйте с помощью уравнения реакции.
5. Чем обусловлена некарбонатная жесткость воды? Почему ее иначе называют постоянной жесткостью?
6. Какая вода называется мягкой, средней жесткости и жесткой? Вода какой жесткости пригодна для использования в пищевой промышленности?
7. Укажите методы устранения карбонатной и некарбонатной жесткости природной воды. Составьте уравнения соответствующих реакций.

8. Вычислите карбонатную, некарбонатную и общую жесткость воды, в 100 дм^3 которой содержится $22,0 \text{ г}$ гидрокарбоната магния и $13,6 \text{ г}$ сульфата кальция. Пригодна ли вода такой жесткости для пищевых технологий?
9. Масса осадка, выпавшего после кипячения 345 см^3 воды, содержащей гидрокарбонат кальция, равна 32 мг . Определите карбонатную жесткость воды.
10. Определите, какую массу карбоната натрия необходимо добавить к 1 м^3 воды, содержащей сульфат магния, для устранения некарбонатной жесткости, равной $5,4 \text{ ммоль/дм}^3$.

Лабораторная работа № 22 «ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ»

Цель работы. Изучение методов определения жесткости воды и способов устранения жесткости.

Опыт 1. Определение карбонатной жесткости воды

Карбонатную жесткость определяют титрованием воды хлороводородной кислотой, при этом растворенные в воде гидрокарбонаты количественно реагируют с хлороводородной кислотой следующим образом:



Оборудование и реактивы. Штатив. Бюретка вместимостью 25 см^3 . Воронка для бюретки. Колба коническая вместимостью 250 см^3 . стакан для слива. Пипетка вместимостью 50 см^3 . Раствор хлороводородной кислоты ($C_{\text{ЭКВ}}(\text{HCl}) = 0,01 \text{ моль/дм}^3$). Индикатор метиловый оранжевый. Анализируемая вода.

Выполнение опыта. Отмерьте пипеткой 50 см^3 анализируемой воды $[V(\text{H}_2\text{O})]$ и перенесите в коническую колбу для титрования. Добавьте 2-3 капли индикатора метилового оранжевого. В приготовленную заранее бюретку налейте титрованный раствор хлороводородной кислоты известной концентрации. Установите уровень раствора в бюретке на нулевое деление и по каплям приливайте хлороводородную кислоту в воду при постоянном перемешивании до изменения окраски раствора из желтой в оранжевую. Определите объем израсходованной на титрование хлороводородной кислоты $[V_1(\text{HCl})]$. Титрование повторите еще 2-3 раза с другими порциями воды, каждый раз доливая в бюретку кислоту до нулевого деления. Если результаты трех титрований отличаются не более, чем на $0,10 \text{ см}^3$, определите среднее значение объема хлороводородной кислоты $[V_{\text{ср.}}(\text{HCl})]$.

Карбонатную жесткость воды (ммоль/дм^3) рассчитайте по формуле:

$$J_{\text{К}} = \frac{C_{\text{ЭКВ}}(\text{HCl}) \cdot V_{\text{ср.}}(\text{HCl}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}.$$

Опыт 2. Определение общей жесткости воды

Общую жесткость определяют комплексонометрическим методом. Метод основан на способности динатриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты (комплексона III), обозначаемой ЭДТА, образовывать с ионами магния и кальция прочные внутримолекулярные соединения.

Для определения общей жесткости воду титруют раствором ЭДТА в присутствии индикатора эриохрома черного Т. В точке эквивалентности при титровании индикатор изменяет красно-фиолетовую окраску на синюю.

Оборудование и реактивы. Штатив. Бюретка вместимостью 25 см³. Воронка для бюретки. Колба коническая вместимостью 250 см³. Стакан для слива. Пипетки вместимостью 10 см³ и 20 см³. Мерный цилиндр вместимостью 10 см³. Раствор ЭДТА ($C_{\text{экв}}(\text{ЭДТА}) = 0,02 \text{ моль/дм}^3$). Аммиачно-буферный раствор ($\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$). Индикатор - эриохром черный Т (кристаллический). Анализируемая вода.

Выполнение опыта. Заполните бюретку раствором ЭДТА известной концентрации. Отмерьте пипеткой 20 см³ анализируемой воды и перенесите ее в коническую колбу для титрования. Добавьте 5 см³ буферного раствора для поддержания pH в интервале 8-9, один микрошпатель индикатора эриохрома черного Т, при котором раствор окрасится в красно-фиолетовый цвет. Перемешайте раствор и сразу титруйте раствором ЭДТА до перехода красно-фиолетовой окраски в синюю. Последние капли добавляйте медленно, тщательно перемешивая раствор.

Общую жесткость воды (ммоль/дм³) рассчитайте по формуле:

$$J_{\text{общ}} = \frac{C_{\text{экв}}(\text{ЭДТА}) \cdot V(\text{ЭДТА}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})},$$

где $C_{\text{экв}}(\text{ЭДТА})$ - молярная концентрация эквивалентов ЭДТА, моль/дм³;
 $V(\text{ЭДТА})$ - объем раствора ЭДТА, израсходованного на титрование, см³;
 $V(\text{H}_2\text{O})$ - объем пробы воды, см³.

Вычислите некарбонатную жесткость анализируемой воды (ммоль/дм³) по формуле:

$$J_{\text{н}} = J_{\text{общ}} - J_{\text{к}},$$

где $J_{\text{к}}$ - карбонатная жесткость воды (ммоль/дм³), рассчитанная в опыте 1.

Укажите, к какому типу воды по значению общей жесткости можно отнести исследованную воду?

Опыт 3. Получение карбоната и гидрокарбоната кальция

Оборудование и реактивы. Металлический штатив. Пробирки. Колба вместимостью 50 см³. Пробка с газоотводной трубкой. Мрамор CaCO_3 (кусочки). Концентрированная хлороводородная кислота HCl . Раствор гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (известковая вода).

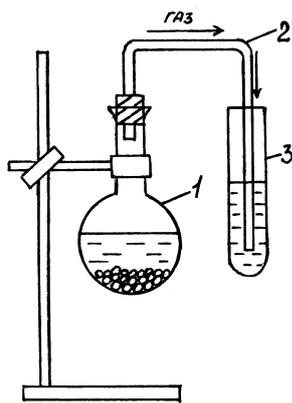


Рис. 3. Прибор для получения оксида углерода(IV):
1 - колба; 2 - газоотводная трубка; 3 - пробирка

Выполнение опыта. Соберите прибор для получения оксида углерода(IV) (рис. 3). Пробирку на 1/2 ее вместимости наполните известковой водой. В колбу поместите 3-4 кусочка мрамора, 5-7 капель воды и 1 см³ концентрированной хлороводородной кислоты. Быстро закройте колбу пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с известковой водой. Газ пропускайте до полного растворения образующегося вначале осадка.

Полученный раствор сохраните для опыта 4.

Оформление результатов опыта. Отметьте наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций: 1) между гидроксидом кальция и оксидом углерода(IV) с образованием карбоната кальция; 2) карбонатом кальция, оксидом углерода(IV) и водой с образованием гидрокарбоната кальция.

Опыт 4. Устранение карбонатной жесткости воды

Оборудование и реактивы. Пробирки. Спиртовка. Держатель для пробирок. Раствор гидрокарбоната кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, полученный в опыте 3. Известковая вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Растворы: гидроксида натрия NaOH и карбоната натрия Na_2CO_3 ($C_{\text{экв}} = 0,5$ моль/дм³).

Выполнение опыта. Раствор гидрокарбоната кальция, полученный в опыте 3, разделите на 4 пробирки. Раствор в первой пробирке прокипятите до образования осадка. В остальные пробирки с раствором гидрокарбоната кальция внесите по каплям до образования осадков: во вторую пробирку - известковую воду; в третью пробирку - раствор гидроксида натрия; в четвертую пробирку - раствор карбоната натрия.

Оформление результатов опыта. 1. Отметьте наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций: 1) разложения гидрокарбоната кальция при нагревании; 2) взаимодействия гидрокарбоната кальция с гидроксидом кальция; 3) взаимодействия гидрокарбоната кальция с гидроксидом натрия; 4) взаимодействия гидрокарбоната кальция с карбонатом натрия. Для реакций 2-4 составьте ионно-молекулярные уравнения.

2. Сделайте вывод о методах устранения карбонатной жесткости воды.

Опыт 5. Устранение некарбонатной жесткости воды

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: сульфата кальция CaSO_4 (насыщенный); сульфата магния MgSO_4 , карбоната натрия Na_2CO_3 и ортофосфата натрия Na_3PO_4 ($C_{\text{экв}} = 0,5$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 3-4 капли раствора сульфата кальция. В одну пробирку добавьте по каплям раствор карбоната натрия, в другую - ортофосфата натрия. Что наблюдается?

Проведите аналогичные реакции, заменив раствор сульфата кальция раствором сульфата магния.

Оформление результатов опыта. 1. Объясните наблюдаемые явления и составьте уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

2. Сделайте вывод о методах устранения некарбонатной жесткости воды.

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 23 «УГЛЕВОДОРОДЫ»

1. Каковы физические свойства алканов? На примере гексана охарактеризуйте их физические и химические свойства.

2. Какие реакции характерны для алкенов? Каково строение двойной связи?

3. Какие свойства алкинов подтверждает реакция с реактивом Толленса? Приведите уравнение указанной реакции для пропина.

4. Какое правило лежит в основе получения алкенов из спиртов? Напишите уравнение реакции получения бутена-2 и сформулируйте правило.

5. Почему реакции присоединения в алкенах и алкинах протекают по правилу Марковникова? Сформулируйте указанное правило и поясните его на примере реакции с участием бутена-1.

6. Какие продукты образуются при окислении этилена и ацетиленов?

7. Основные лабораторные способы получения алканов, алкенов, алкинов (по выбору преподавателя).

8. Как по характерным реакциям можно показать, что соединение содержит двойные связи?

9. С помощью каких реакций (из лабораторной работы) можно отличить этан, этилен, ацетилен?

Лабораторная работа № 23 «УГЛЕВОДОРОДЫ»

Цель работы. Ознакомление с лабораторными способами получения некоторых представителей гомологических рядов предельных, этиленовых и ацетиленовых углеводородов, а также изучение их свойств.

Техника безопасности. *Опыты выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!* Работу проводите аккуратно, не допускайте попадания используемых реактивов на руки и одежду. Используйте реактивы в указанных количествах. При нагревании пробирок с реактивами направляйте отверстия пробирок в сторону от себя и стоящих рядом людей.

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками, держатель для пробирок, газоотводная трубка, спиртовка. Кристаллические вещества: карбид кальция (кусочки), кипелки (кусочки фарфора, кварцевый песок). Жидкости: вода дистиллированная, серная кислота концентрированная, этанол, гексан, бромная вода (насыщенный раствор). Растворы: Na_2CO_3 , KMnO_4 ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³), AgNO_3 ($\omega=1\%$), $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$ ($\omega=5\%$).

Опыт 1. Свойства алканов

Выполнение опыта. В одну пробирку внесите 2-3 см³ разбавленного раствора перманганата калия и 2-3 капли раствора карбоната натрия, в другую - столько же бромной воды. В обе пробирки добавьте по 1-2 см³ гексана. Пробирки встряхните. Исчезает ли окраска?

Оформление результатов опыта. Происходит ли бромирование и окисление гексана в условиях опыта? Являются ли реакции с перманганатом калия и бромной водой качественными реакциями на простую (C-C) связь? На основании наблюдений сделайте вывод о физических и химических свойствах гексана.

Опыт 2. Получение этилена и его свойства

Выполнение опыта. В сухую пробирку налейте 1-2 см³ этанола и в 2 раза больше концентрированной серной кислоты, добавьте несколько крупинок песка и закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Приготовьте две пробирки: одну - с бромной водой, другую - с раствором перманганата калия. Осторожно нагрейте пробирку с этанолом, выделяющийся этилен подожгите, а затем пропустите через растворы с бромной водой и перманганатом калия. Исчезает ли окраска?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций: а) получения этилена; б) горения этилена; в) взаимодействия этилена с бромной водой, с перманганатом калия. Происходит ли бромирование и окисление этилена в условиях опыта? Какие реакции являются качественными реакциями на двойную (C=C) связь? Сделайте вывод о физических и химических свойствах этилена.

Опыт 3. Получение ацетилена и его свойства

Выполнение опыта. Предварительно приготовьте три пробирки: первую - с бромной водой, вторую - с раствором перманганата калия, третью - с 1-2 см³ аммиачного раствора оксида серебра(I). Последний раствор получите из раство-

ра нитрата серебра(I), добавляя по каплям раствор аммиака до растворения образующегося сначала осадка.

В чистую и сухую пробирку поместите кусочек карбида кальция, добавьте около 1 см³ дистиллированной воды, быстро закройте пробирку пробкой с газотводной трубкой. Выделяющийся ацетилен подожгите, а затем пропустите через бромную воду, раствор перманганата калия и аммиачный раствор оксида серебра(I).

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения реакций: а) получения ацетилена; б) взаимодействия ацетилена с бромной водой, с перманганатом калия, с аммиачным раствором оксида серебра(I). Назовите качественные реакции на тройную (C≡C) связь. Вступает ли в эти реакции углеводород CH₃-C≡C-CH₃? Объясните причину изменения окраски пламени при горении этилена, ацетилена. Сделайте вывод о физических и химических свойствах ацетилена.

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 24

«КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ»

1. Приведите примеры одноатомных спиртов (первичных, вторичных, третичных). Сравните кислотно-основные свойства этих спиртов, их отношение к индикаторам.

2. Отношение спиртов к окислению. Приведите примеры окисления первичных, вторичных и третичных спиртов.

3. Многоатомные спирты, их особенности, качественные реакции.

4. Фенол. Кислотные свойства фенола по сравнению со спиртами. Приведите качественные реакции на фенольную группу.

5. Напишите уравнения качественных реакций, позволяющих различить альдегиды и кетоны.

6. С помощью каких качественных реакций можно различить: а) фенол и этаналь; б) глицерин и ацетон; в) этанол, этаналь, уксусную кислоту?

7. Напишите уравнение реакции этерификации для этанола и уксусной кислоты.

8. Получение карбоновых кислот из спиртов, алкенов.

Лабораторная работа № 24 «КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ»

Цель работы. Экспериментальное изучение свойств кислородсодержащих органических соединений: спиртов, фенолов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот.

Техника безопасности. *Опыты выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!* Работу проводите аккуратно. Не допускайте попадания используемых реактивов на руки и одежду. Используйте реактивы в указанных количествах. При нагревании пробирок с реактивами направляйте отверстия пробирок в сторону от себя и стоящих рядом людей.

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками, держатель для пробирок, химические стаканы (25 см³), водяная баня, спиртовка, палочка стеклянная, фильтровальная бумага, универсальная индикаторная бумага.

Жидкости: спирты одноатомные (этиловый, изопропиловый, бутиловый, амиловый, изоамиловый), глицерин, пропанон, вода дистиллированная, серная кислота концентрированная, уксусная кислота ($\omega=70\%$ и $C=1$ моль/дм³). Растворы: CuSO₄, C₆H₅OH, NH₃·H₂O ($\omega=5\%$); K₂Cr₂O₇, FeCl₃, C₆H₁₂O₆ ($\omega=10\%$); AgNO₃ ($\omega=1\%$); NaOH ($C=2$ моль/дм³). Индикаторы: метиловый оранжевый, фенолфталеин.

Опыт 1. Растворимость спиртов, отношение к индикаторам

Выполнение опыта. В пять пробирок внесите по 1 см³ спиртов: этилового, изопропилового, бутилового, амилового, глицерина. В каждую пробирку добавьте по 1 см³ дистиллированной воды. Отметьте свои наблюдения.

Затем из каждой пробирки стеклянной палочкой нанесите по капле раствора на универсальную индикаторную бумагу (палочку промывайте водой и вытирайте фильтровальной бумагой после каждого использования). Отметьте, происходит ли изменение окраски индикатора и определите значение pH.

Оформление результатов опыта. Напишите структурные формулы спиртов. Сделайте вывод о растворимости различных спиртов в воде, объясните изменение растворимости на основании свойств гидроксигруппы и углеводородного радикала. Используя экспериментальные значения pH растворов спиртов, сделайте вывод об их кислотности или основности.

Опыт 2. Окисление спиртов раствором дихромата калия

Выполнение опыта. В сухую пробирку поместите 2 см³ раствора дихромата калия, добавьте 1 см³ серной кислоты и по каплям 0,5 см³ этилового спирта (*Осторожно! Смесь сильно разогревается*). При необходимости, раствор *осторожно* нагрейте на пламени спиртовки до начала изменения окраски (*при пере-*

греве может произойти выброс реакционной массы из-за резкого вскипания образующегося низкокипящего ацетальдегида).

Оформление результатов опыта. Напишите уравнение реакции окисления этилового спирта. Что происходит с окраской раствора? Обратите внимание на появление характерного запаха уксусного альдегида (запах прелых или моченых яблок).

Опыт 3. Взаимодействие многоатомных спиртов с гидроксидом меди(II)

Выполнение опыта. В две пробирки поместите по 1 см³ раствора сульфата меди(II) и по 1 см³ раствора гидроксида натрия. Образуется голубой студенистый осадок гидроксида меди(II). В первую пробирку добавьте 0,5 см³ этанола, во вторую – столько же глицерина и встряхните. При необходимости содержимое пробирок нагрейте.

Оформление результатов опыта. Опишите наблюдаемые явления и составьте соответствующие уравнения реакций. Отметьте цвет образующихся продуктов реакций, назовите их. Можно ли данную реакцию считать качественной на многоатомные спирты?

Опыт 4. Реакция фенола с хлоридом железа(III)

Выполнение опыта. В одну пробирку поместите 1 см³ раствора фенола, в другую – столько же этанола. В каждую пробирку добавьте 2-4 капли раствора хлорида железа(III).

Оформление результатов опыта. Составьте соответствующие уравнения реакций. Отметьте окраски полученных растворов. Можно ли данную реакцию считать качественной на фенолы?

Опыт 5. Окисление альдегидов аммиачным раствором оксида серебра(I) (реакция "серебряного зеркала", реакция Толленса)

Выполнение опыта. В две чистые обезжиренные пробирки внесите по 1 см³ раствора нитрата серебра(I) и добавьте по каплям при встряхивании раствор аммиака до растворения образовавшегося осадка. К полученным растворам прилейте по несколько капель: в первую пробирку - раствора глюкозы, во вторую – столько же пропанона. Содержимое пробирок осторожно нагрейте в пламени спиртовки.

Оформление результатов опыта. Какое комплексное соединение серебра образуется при взаимодействии нитрата серебра(I) с избытком раствора аммиака? Отметьте изменения, происходящие в пробирках. Является ли данная реакция качественной на альдегиды и кетоны? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 6. Кислотные свойства карбоновых кислот

Выполнение опыта. В три пробирки налейте по 0,5-1 см³ водного раствора уксусной кислоты ($C = 1$ моль/дм³). В первую пробирку добавьте каплю метилового оранжевого, во вторую – каплю фенолфталеина, в третью опустите полоску универсальной индикаторной бумаги. Что наблюдаете?

В пробирку поместите 3-4 капли уксусной кислоты и добавьте 3-4 капли раствора карбоната натрия. Наблюдайте выделение газа.

Оформление результатов опыта. Как меняется окраска различных индикаторов и универсальной индикаторной бумаги в растворе кислоты? Напишите уравнение реакции уксусной кислоты с карбонатом натрия.

Опыт 7. Получение сложных эфиров карбоновых кислот (реакция этерификации)

Выполнение опыта. В две сухие пробирки налейте по 1 см³ спиртов: в одну - этилового, в другую – изоамилового. В каждую пробирку добавьте по 0,5 см³ уксусной кислоты и по 1 капле концентрированной серной кислоты. Пробирки нагрейте на водяной бане в течение 5-10 минут. После охлаждения содержимое каждой пробирки вылейте в стаканчики с холодной водой. Отметьте характерные запахи эфиров. Какова растворимость полученных эфиров в воде?

Оформление результатов опыта. Напишите уравнения синтезов эфиров. К какому классу органических веществ относятся продукты реакций? Назовите их по систематической номенклатуре. В качестве чего используется серная кислота в этих реакциях?

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 25

«ИССЛЕДОВАНИЕ ТЕРМОПЛАСТИЧНЫХ ПОЛИМЕРНЫХ МАТЕРИАЛОВ»

1. Высокомолекулярные соединения. Олигомеры и полимеры. Классификация по происхождению, отношению к нагреву, по химической природе и др.
2. Получение высокомолекулярных соединений методами полимеризации и поликонденсации.
3. Старение и деструкция полимеров.
4. Разложение ПВХ при пожаре.
5. Биоразлагаемые полимеры.
6. Методы утилизации полимеров.

Лабораторная работа № 25 «ИССЛЕДОВАНИЕ ТЕРМОПЛАСТИЧНЫХ ПОЛИМЕРНЫХ МАТЕРИАЛОВ»

Цель работы. Ознакомление с химическими свойствами основных промышленных термопластов.

Техника безопасности. *Опыты выполняйте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!* Соблюдайте осторожность при работе с органическими растворителями. Не допускайте вдыхания их паров и работу вблизи открытого огня. После проведения опытов вымойте руки с мылом.

Оборудование и реактивы. Штатив с пробирками. Полимеры: полиэтилен, полипропилен, полистирол. Жидкости: гексан, пропанон, тетрахлорметан, этанол, бромная вода (насыщенный раствор), концентрированные растворы H_2SO_4 и NaOH . Растворы: H_2SO_4 , NaOH ($C=2$ моль/дм³), KMnO_4 ($\omega=2\%$).

Опыт 1. Химические свойства полиэтилена

Выполнение опыта. В одну пробирку налейте 1 см³ гексана, в другую поместите гранулы или мелкие кусочки полиэтилена, затем в обе подготовленные пробирки налейте бромную воду. Наблюдайте, происходит ли изменение окраски раствора?

Опыт повторите с раствором перманганата калия.

Оформление результатов опыта. 1. Наблюдения занесите в табл.1.

Таблица 1

Химические свойства полиэтилена и гексана

Реактивы	полиэтилен	гексан
Бромная вода		
KMnO_4		

2. Сравните отношение гексана и полиэтилена к действию бромной воды и окислителя - KMnO_4 , сделайте выводы об их химической активности.

Опыт 2. Растворимость полимеров в органических растворителях

Выполнение опыта. В три пробирки поместите образцы полимеров: в первую - полиэтилена, во вторую - полипропилена, в третью - полистирола. В каждую пробирку прилейте по 2 см³ пропанона и через 20 минут проверьте состояние образцов. Отметьте свои наблюдения.

Аналогично проведите опыты с другими растворителями - гексаном, этанолом и тетрахлорметаном.

Оформление результатов опыта. 1. Результаты запишите в табл.2.

Таблица 2

Растворимость полимеров в органических растворителях

Полимер	Растворители			
	гексан	этанол	пропанон	тетрахлорметан
Полиэтилен				
Полипропилен				
Полистирол				

2. Сделайте вывод о растворимости полимеров.

Опыт 3. Стойкость полимеров к растворам кислот и щелочей

Выполнение опыта. В четыре пробирки отдельно налейте по 2 см³: водного раствора серной кислоты, концентрированного раствора серной кислоты, водного раствора гидроксида натрия и концентрированного раствора гидроксида натрия. В каждую пробирку поместите образцы полиэтилена, через 20 минут проверьте состояние образцов. Отметьте свои наблюдения.

Опыт повторите с полистиролом.

Оформление результатов опыта. 1. Наблюдения занесите в табл.3.

Таблица 3

Химическая стойкость полимеров

Полимер	Отношение к серной кислоте		Отношение к гидроксиду натрия	
	разб.	конц.	разб.	конц.
Полиэтилен				
Полистирол				

2. Сделайте вывод о стойкости полимеров к растворам кислот и щелочей.

**Вопросы и задания для подготовки к выполнению
лабораторной работы № 26
«КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ И АНИОНЫ»**

1. Каковы цели и задачи качественного анализа?
2. Приведите качественные реакции обнаружения катионов бария, свинца, серебра, железа, меди, хрома.
3. Приведите качественные реакции обнаружения сульфат-, сульфид-, галогенид-, карбонат-анионов.

4. В трех пробирках находятся растворы солей: сульфата натрия, карбоната натрия и сульфида натрия. Как с помощью одного реактива обнаружить данные соли?
5. Приведите реакции, с помощью которых можно обнаружить сульфат- и сульфид- ионы.

Лабораторная работа № 26 **«КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ И АНИОНЫ»**

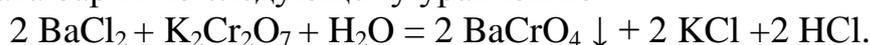
Цель работы. Проведение характерных специфических реакций на катионы и анионы и ознакомление с внешними проявлениями качественных реакций.

Техника безопасности. Соблюдайте правила работы с растворами кислот и щелочей. Не допускайте попадания реактивов на руки и лабораторные столы. После проведения опытов вымойте руки с мылом.

Опыт 1. Качественные реакции на катионы бария

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: BaCl_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , K_2SO_4 ($C_{\text{эКВ}}=0,1$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В три пробирки внесите по 2-3 капли раствора хлорида бария. В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора дихромата калия, во вторую - 2-3 капли раствора хромата калия, а в третью - 2-3 капли раствора сульфата калия. Отметьте цвета осадков в каждой из пробирок. Обратите внимание, что реакция хлорида бария с дихроматом калия протекает с образованием хромата бария по следующему уравнению:

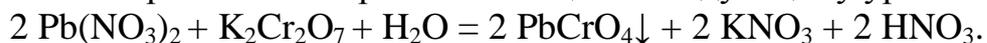


Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 2. Качественные реакции на катионы свинца

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KI , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , K_2SO_4 ($C_{\text{эКВ}}=0,1$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В четыре пробирки внесите отдельно растворы иодида калия, дихромата калия, хромата калия, сульфата калия. В каждую пробирку добавьте 2-3 капли раствора нитрата свинца(II). Отметьте цвета полученных осадков. Обратите внимание, что реакция нитрата свинца(II) с дихроматом калия протекает с образованием хромата свинца по следующему уравнению:



Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 3. Качественные реакции на катионы серебра

Оборудование и реактивы. Пробирки. Стеклянная палочка. Растворы: AgNO_3 , KI , NaCl , NaBr , K_2CrO_4 ($C_{\text{экв}}=0,1$ моль/дм³); NaOH ($C=1$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В пять пробирок внесите отдельно по 2-3 капли растворов иодида калия, хлорида натрия, бромиды натрия, хромата калия и гидроксида натрия. В каждую из пробирок добавьте по 2-3 капли раствора нитрата серебра(I). Отметьте цвета осадков в каждой из пробирок. Обратите внимание, что в реакции с гидроксидом натрия образуется осадок гидроксида серебра(I), разлагающийся с образованием оксида серебра(I) бурого цвета:



Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 4. Качественные реакции на катионы железа

4.1. Обнаружение ионов Fe^{2+}

Оборудование и реактивы. Пробирки. Стеклянная палочка. Микрошпатель. Кристаллический FeSO_4 . Растворы: NaOH ($C=1$ моль/дм³), $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ($C_{\text{экв}}=0,1$ моль/дм³). Дистиллированная вода.

Выполнение опыта. В пробирку микрошпателем внесите несколько кристаллов сульфата железа(II) и добавьте 2-3 см³ дистиллированной воды. Раствор разделите на две пробирки. В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора гидроксида натрия. Образуется раствор гидроксида железа(II) светло-зеленого цвета. Перемешайте раствор стеклянной палочкой. Наблюдайте окисление гидроксида железа(II) кислородом воздуха при участии воды в гидроксид железа(III).

Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата(III) калия. Отметьте образование синего осадка – $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ («турнбулевой сини»).

Напишите уравнения проведенных реакций. Для реакций ионного обмена составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции определите ионно-электронным методом.

4.2. Обнаружение ионов Fe^{3+}

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: FeCl_3 , KNCS , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ($C_{\text{экв}}=0,1$ моль/дм³). Дистиллированная вода.

Выполнение опыта. В две пробирки внесите 2-3 капли раствора хлорида железа(III), добавьте в пробирки по 1 см³ дистиллированной воды. В первую добавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата(II) калия. Отметьте образование синего осадка комплексного соединения – $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ («берлинской лазури»).

Во вторую пробирку внесите 2-3 капли раствора тиоцианата калия. Отметьте образование кроваво-красного тиоцианата железа(III).

Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 5. Качественные реакции на катионы меди

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: CuSO_4 , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ($C_{\text{экв}}=0,1$ моль/дм³); NaOH ($C=1$ моль/дм³). Цинк Zn (гранулы).

Выполнение опыта. В три пробирки внесите по 3-4 капли раствора сульфата меди(II). В первую пробирку добавьте 3-4 капли раствора гидроксида натрия. Затем осторожно нагрейте пробирку на пламени спиртовки. Отметьте изменение цвета содержимого пробирки.

Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли раствора гексацианоферрата(II) калия. Отметьте выпадение красно-бурого осадка гексацианоферрата(II) меди(II). Добавьте в пробирку 2-3 капли раствора гидроксида натрия. Как изменился цвет содержимого пробирки?

В третью пробирку поместите гранулу цинка. Отметьте наблюдения.

Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 6. Качественные реакции на катионы хрома

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: CrCl_3 ($C=0,5$ моль/дм³); NH_4OH , NaOH , H_2SO_4 ($C=1$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В две пробирки внесите по 3-4 капли раствора хлорида хрома(III). В каждую пробирку добавьте по 3-4 капли гидроксида аммония. Отметьте выпадение серо-зеленого гидроксида хрома(III). В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты. Что произошло с осадком?

Во вторую пробирку внесите 3-4 капли раствора гидроксида натрия. Отметьте растворение осадка с образованием комплексного соединения гексагидроксохромата(III) натрия.

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проведенных реакций.

Опыт 7. Качественные реакции на анионы CrO_4^{2-} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Оборудование и реактивы. Пробирки. Микрошпатель. Растворы: K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, BaCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³); H_2SO_4 ($C=1$ моль/дм³). Кристаллический Na_2SO_3 .

Выполнение опыта. В три пробирки отдельно внесите 3-4 капли хлорида бария, нитрата свинца(II) и нитрата серебра(I). В каждую пробирку добавьте 2-3 капли раствора хромата калия. Отметьте цвета осадков. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

В четвертую пробирку внесите 2-3 капли раствора дихромата калия и 2-3 капли раствора серной кислоты. С помощью микрошпателя добавьте в пробирку несколько кристаллов сульфита натрия. Отметьте наблюдения. Напишите уравнение реакции восстановления дихромата калия сульфитом натрия в присутствии серной кислоты, учитывая, что одним из продуктов реакции является сульфат хрома(III). Коэффициенты определите ионно-электронным методом.

Опыт 8. Качественная реакция на сульфат-ионы

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: Na_2SO_4 , BaCl_2 ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³); HCl ($C=1$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В пробирку поместите 3-4 капли раствора сульфата натрия и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария. Отметьте цвет осадка. Проверьте, растворяется ли осадок в хлороводородной кислоте.

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 9. Качественная реакция на карбонат-ионы

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: HCl ($C=1$ моль/дм³); Na_2CO_3 , BaCl_2 ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³).

Выполнение опыта. В пробирку поместите 3-4 капли раствора карбоната натрия и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария. Отметьте цвет осадка. Затем слейте раствор над осадком и добавьте хлороводородную кислоту, наблюдая выделение оксида углерода(IV).

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 10. Качественная реакция на сульфид-ионы

Оборудование и реактивы. Пробирки. Фильтровальная бумага. Растворы: Na_2S , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ($C_{\text{экв}}=0,5$ моль/дм³); HCl ($C=1$ моль/дм³).

Внимание! *Опыт с сульфидом натрия проводите в вытяжном шкафу при включенной вентиляции. Продукты реакции, содержащие сероводород и сульфиды, сливайте в специальные емкости (в вытяжном шкафу). Пробирки промывайте раствором карбоната натрия. После проведения опытов вымойте руки с мылом.*

Выполнение опыта. В пробирку поместите 3-4 капли раствора сульфида натрия, затем добавьте 3-4 капли раствора соляной кислоты. Поднесите к отверстию пробирки фильтровальную бумагу, смоченную раствором нитрата свинца(II). Отметьте наблюдения.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 11. Качественные реакции на хлорид- и иодид-ионы

Оборудование и реактивы. Пробирки. Растворы: KCl, KI, AgNO₃ (C_{экв}=0,5 моль/дм³); NH₃·H₂O (концентрированный).

Выполнение опыта. Поместите в одну из пробирок 5-6 капель раствора хлорида калия, а в другую – столько же раствора иодида калия. В обе пробирки добавьте 3-4 капли раствора нитрата серебра(I). Наблюдайте образование белого творожистого осадка в первой пробирке и желтого осадка – во второй.

Добавьте в обе пробирки с осадками избыток раствора аммиака и встряхните. Обратите внимание, что осадок хлорида серебра(I) полностью растворяется в аммиаке, а иодид серебра(I) практически не растворяется.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Сделайте вывод по проведенной работе.

Список рекомендуемой литературы

1. Гельфман, М.И. Коллоидная химия [Электронный ресурс]: учеб. / М.И. Гельфман, О.В. Ковалевич, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург: Лань, 2017. — 336 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/91307>.
2. Гельфман, М.И. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учеб. пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург: Лань, 2009. — 528 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4032>.
3. Гельфман, М.И. Химия [Электронный ресурс]: учеб. / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург: Лань, 2008. — 480 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4030>.
4. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка, под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. — М.: Интеграл-пресс, 2011. — 240 с.
5. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. — М.: Интеграл – Пресс, 2009. — 728 с.
6. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. — М.: Высшая школа, 2000. — 592 с.
7. Ким, А.М. Органическая химия: учеб. пособие для студ. вузов, обуч. по спец. 032300 "Химия" / А.М. Ким. — 4-е изд., испр. и доп. — Новосибирск: Сиб. унив. изд-во, 2004. — 844 с.
8. Ковалевич, О.В. Коллоидно-химические аспекты пищевых технологий: учебное пособие для студ. вузов технол. спец. всех форм обучения / О.В. Ковалевич, О.В. Салищева, Н.Е. Молдагулова. — Кемерово: КемТИПП, 2009. — 95 с.
9. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для технических направлений и специальностей вузов / Н.В. Коровин. — 11-е изд., стер. — М.: Высшая школа, 2009. — 557 с.
10. Краткий справочник физико-химических величин / сост.: Н.Б. Барон и др.; под ред. А.А. Равделя и А.М. Пономаревой. — СПб.: Спец. литература, 1999. — 232 с.
11. Неорганическая химия: в 3 т. Т. 2: Химия непереходных элементов / под ред. Ю.Д. Третьякова. — М.: Академия, 2004. — 368 с.
12. Неорганическая химия: в 3 т. Т. 3, кн. 1.: Химия переходных элементов / под ред. Ю.Д. Третьякова. — М.: Академия, 2007. — 352 с.
13. Неорганическая химия: в 3 т. Т. 3, кн. 2.: Химия переходных элементов / под ред. Ю.Д. Третьякова. — М.: Академия, 2007. — 400 с.
14. Органическая химия: учеб. пособие для студ. вузов, обуч. по напр. 260100, 260200, 240700, 100800. В 2-х ч. Ч. 1 / А.М. Мирошников [и др.]. — 2-е изд., перераб. и доп. — Кемерово: КемТИПП, 2010. — 160 с.
15. Органическая химия: учеб. пособие для студ. вузов, обуч. по напр. 260100, 260200, 240700, 100800. В 2-х ч. Ч. 2 / А.М. Мирошников [и др.]. — 2-е изд., перераб. и доп. — Кемерово: КемТИПП, 2011. — 160 с.

16. Основные справочные данные для лабораторных и практических занятий по неорганической химии для студентов дневной и заочной формы обучения всех специальностей /сост.: Н.В. Хитова. - Кемерово: КемТИПП, 2007. – 40 с.

17. Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учеб. — Электрон. дан. — Санкт-Петербург: Лань, 2011. — 496 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4034>.

18. Петров, А.А. Органическая химия: Учебник для вузов/ А.А. Петров, В.Б. Хорен, А.Т. Трощенко. - 5-е изд., перераб. и доп. - СПб.: Иван Федоров, 2002. - 622 с.

19. Пресс, И.А. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учеб. пособие — Электрон. дан. — Санкт-Петербург: Лань, 2012. — 496 с. — Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/4035>.

20. Юстратов, В.П. Основы химии: учеб. пособие /В.П. Юстратов, Л.Н. Мартыновская - Кемерово, 2014. - 203 с.

Содержание

Предисловие.....	3
Правила работы в химической лаборатории	4
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 1 «Классы неорганических соединений».....	6
Лабораторная работа № 1 «Классы неорганических соединений»	7
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 2 «Молярная масса металла».....	11
Лабораторная работа № 2 «Молярная масса металла»	11
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 3 «Энергетика химических реакций».....	15
Лабораторная работа № 3 «Энергетика химических реакций»	15
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 4 «Химическая кинетика и равновесие».....	19
Лабораторная работа № 4 «Химическая кинетика и равновесие»	20
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 5 «Приготовление растворов».....	25
Лабораторная работа № 5 «Приготовление растворов»	25
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 6 «Свойства растворов электролитов».....	29
Лабораторная работа № 6 «Свойства растворов электролитов»	29
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 7 «Гидролиз солей».....	33
Лабораторная работа № 7 «Гидролиз солей»	33
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 8 «Окислительно-восстановительные реакции».....	36
Лабораторная работа № 8 «Окислительно-восстановительные реакции»	37
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 9 «Гальванические элементы».....	40
Лабораторная работа № 9 «Гальванические элементы»	41
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 10 «Коррозия металлов».....	43
Лабораторная работа № 10 «Коррозия металлов»	44
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 11 «Электролиз».....	47
Лабораторная работа № 11 «Электролиз»	47
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 12 «Получение коллоидных растворов».....	51
Лабораторная работа № 12 «Получение коллоидных растворов»	51
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 13 «Определение критической концентрации мицеллообразования».....	54
Лабораторная работа № 13 «Определение критической концентрации мицеллообразования»	55
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 14 «Комплексные соединения».....	56
Лабораторная работа № 14 «Комплексные соединения»	57

Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 15 «Галогены».....	59
Лабораторная работа № 15 «Галогены»	60
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 16 «Азот».....	67
Лабораторная работа № 16 «Азот»	68
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 17 «Сера».....	73
Лабораторная работа № 17 «Сера»	74
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 18 «Химические свойства металлов».....	79
Лабораторная работа № 18 «Химические свойства металлов»	79
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 19 «Хром».....	82
Лабораторная работа № 19 «Хром»	83
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 20 «Марганец».....	86
Лабораторная работа № 20 «Марганец»	86
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 21 «Железо, кобальт, никель».....	91
Лабораторная работа № 21 «Железо, кобальт, никель»	92
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 22 «Жесткость воды».....	97
Лабораторная работа № 22 «Жесткость воды»	98
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 23 «Углеводороды».....	101
Лабораторная работа № 23 «Углеводороды»	101
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 24 «Кислородсодержащие органические соединения».....	103
Лабораторная работа № 24 «Кислородсодержащие органические соединения»	104
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 25 «Исследование термопластичных полимерных материалов».....	106
Лабораторная работа № 25 «Исследование термопластичных полимерных материалов»	107
Вопросы и задания для подготовки к выполнению лабораторной работы № 26 «Качественные реакции на катионы и анионы».....	108
Лабораторная работа № 26 «Качественные реакции на катионы и анионы»	109
Список рекомендуемой литературы.....	114

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

Сенчурова Людмила Анатольевна
Проскунов Игорь Владимирович
Соловьева Юлия Викторовна
Салищева Олеся Владимировна
Васильева Ирина Валерьевна

ХИМИЯ

Лабораторный практикум

Для студентов вузов

Художественный редактор *О.П. Долгополова*
Издано в авторской редакции

ЛР № 020524 от 02.06.97
Подписано в печать 14.07.2017. Формат 60×84^{1/16}
Бумага типографская. Гарнитура Times New Roman
Уч.-изд.л. 7,4. Тираж 100 экз.
Заказ № 78.

Оригинал-макет изготовлен
в лаборатории множительной техники
Кемеровского технологического института
пищевой промышленности (университета)
650002, г.Кемерово, ул. Институтская, 7

ПЛД № 44-09 от 10.10.99
Отпечатано в лаборатории множительной техники
Кемеровского технологического института
пищевой промышленности (университета)
650002, г.Кемерово, ул.Институтская, 7