

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РЕСПУБЛИКИ КАЗАХСТАН
КАРАГАНДИНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ

**Оралова А.Т., Такибаева А.Т.,
Малыбаева М.К., Рахимберлинова Ж.Б.**

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ХИМИЯ»
ДЛЯ СТУДЕНТОВ ВСЕХ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ ПРОГРАММ

Караганда 2020

Рецензенты:

- Касенов Р.З.** - директор НИИ «Новые материалы», к.х.н., доцент
- Шащанова Р.Б.** - доцент Карагандинского государственного технического университета, к.х.н.

Оралова А.Т., Такибаева А.Т., Малыбаева М.К., Рахимберлинова Ж.Б.

Методические указания к лабораторным работам по дисциплине «Химия» для студентов всех образовательных программ / Оралова А.Т., Такибаева А.Т., Малыбаева М.К., Рахимберлинова Ж.Б. Карагандинский государственный технический университет. - Караганда: Изд-во КарГТУ, 2020. – 29 с.

В методические указания входят восемь лабораторных работ по основным разделам дисциплины «Химия», выполнение которых способствует эффективному усвоению изучаемого материала. Также изложены правила техники безопасности при проведении лабораторных работ, список рекомендуемой литературы.

Методические указания предназначены для проведения лабораторных работ по дисциплине «Химия» для студентов всех образовательных программ, изучающих данную дисциплину.

Содержание

	Стр.
Введение	3
Правила техники безопасности при проведении лабораторных работ	4
Лабораторная работа №1	
Основные классы неорганических соединений	6
Лабораторная работа №2	
Определение эквивалентной массы металла	8
Лабораторная работа №3	
Химическая кинетика и химическое равновесие	11
Лабораторная работа №4	
Растворы	17
Лабораторная работа №5	
Ионообменные реакции. Гидролиз солей	17
Лабораторная работа №6	
Окислительно-восстановительные свойства элементов	20
Лабораторная работа №7	
Гальванические элементы. Коррозия	23
Лабораторная работа №8	
Электролиз водных растворов	25
Список рекомендуемой литературы	27

Введение

Настоящие методические указания предназначены для выполнения практических работ по дисциплине «Химия» для студентов всех образовательных программ» всех форм обучения.

Выполнение лабораторных работ заключается в выполнении работы, обсуждении полученных результатов, ответах на контрольные вопросы и выполнении заданий по СРО.

При работе над контрольными вопросами и СРО следует пользоваться рекомендуемой литературой.

Правила техники безопасности при проведении лабораторных работ

1. Студентам при выполнении лабораторных работ необходимо быть в рабочих халатах, защищающих одежду и кожу от попадания и разъедания реактивами.

2. Рабочее место следует поддерживать в чистоте, не загромождать его посудой и посторонними предметами.

3. К выполнению каждой лабораторной работы можно приступить только после получения инструктажа по технике безопасности и разрешения преподавателя.

4. Приступая к работе, необходимо: осознать методику работы, правила ее безопасного выполнения; проверить соответствие взятых веществ тем, которые указаны в методике работы.

5. Опыт необходимо проводить в точном соответствии с его описанием в методических указаниях, особенно придерживаться очередности добавления реактивов.

6. Если в ходе опыта требуется нагревание реакционной смеси, надо следовать предусмотренным методическим указаниям способа нагрева: на водяной бане, на электроплитке или на газовой горелке и др.

7. Пролитые на пол и стол химические вещества обезвреживают и убирают под руководством лаборанта (преподавателя) в соответствии с правилами.

8. При работе в лаборатории следует соблюдать следующие требования: выполнять работу аккуратно, добросовестно, внимательно.

9. По окончании работы следует привести в порядок свое рабочее место: помыть посуду, протереть поверхность рабочего лабораторного стола, закрыть водопроводные краны, выключить электрические приборы.

Правила техники безопасности в лаборатории при работе с кислотами и щелочами

1. Кислоты и щелочи в большинстве относятся к веществам повышенной класса опасности и способны вызвать химические ожоги и отравления. Поэтому необходимо внимательно следить за тем, чтобы реактивы не попадали на лицо, руки и одежду.

2. Не ходить по лаборатории с концентрированными кислотами и щелочами, а наливать их только в отведенном для этого месте.

3. Разливать концентрированную азотную, серную и соляную кислоты следует только при включенной вентиляции в вытяжном шкафу.

4. Запрещается набирать кислоты и щелочи в пипетку ртом. Для этого следует применять резиновую грушу и прочее оборудование для отбора проб.

5. Для приготовления растворов кислот необходимо помнить: приливать воду в кислоту запрещается!

6. Растворять твердые щелочи следует путем медленного добавления их небольшими кусочками к воде при непрерывном перемешивании. Кусочки щелочи нужно брать только щипцами.

7. При смешивании веществ, которое сопровождается выделением тепла, необходимо пользоваться термостойкой толстостенной стеклянной или фарфоровой посудой.

8. Разлитые кислоты или щелочи необходимо немедленно засыпать песком, нейтрализовать и только после этого проводить уборку.

9. При попадании на кожу или одежду кислоты надо смыть ее большим количеством воды, а затем 3-5% раствором питьевой соды или разбавленным раствором аммиака.

10. При попадании на кожу или одежду щелочи после смывания ее большим количеством воды нужно провести обработку 2-3% раствором борной, лимонной или уксусной кислот.

11. Вещества, фильтры, бумагу, использованные при работе, следует выбрасывать в специальное ведро, концентрированные растворы кислот и щелочей также сливать в специальную посуду.

Правила техники безопасности в лаборатории с легковоспламеняющимися и горючими жидкостями (ЛВЖ и ГЖ)

1. Все работы с ЛВЖ и ГЖ должны осуществляться в вытяжном шкафу при включенной вентиляции, отключенных газовых проводках и электронагревательных приборах.

2. Запрещается нагревать на водяных банях вещества, которые могут вступать между собой в реакцию, сопровождающуюся взрывом или выделением паров и газов.

3. При случайном пролипании ЛВЖ (сероуглерод, бензин, диэтиловый эфир и др.), а также при потерях горючих газов необходимо немедленно отключить все источники открытого огня, электронагревательные приборы.

4. Сосуды, в которых проводились работы с ЛВЖ и ГЖ, после окончания исследований должны быть немедленно освобождены от оставшейся жидкости и промыты.

5. Опыты с ядовитыми веществами и веществами, которые имеют сильно выраженный запах, можно проводить только в вытяжном шкафу.

6. При тушении бензина, спирта, эфира пользоваться песком, которым следует засыпать вспыхнувшее пламя.

7. Категорически запрещается выливать легковоспламеняющиеся жидкости в раковины, ведра, мусорные ящики и урны

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

ТЕМА: Основные классы неорганических соединений.

ЦЕЛЬ: изучить химические свойства оксидов, гидроксидов, кислот и солей.

ЗАДАЧА: изучить классы неорганических соединений, их свойства, отличительные особенности.

ОБОРУДОВАНИЕ: мерные цилиндры; пробирки; спиртовка; держатель с зажимом; необходимые реактивы (MgO , H_2O (дист.), $CuSO_4$, $NiCl_2$, $AgNO_3$, $ZnSO_4$, $NaOH$).

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ: нагревать вещества в пробирке осторожно, исключить выброс жидкости равномерным обогревом всей поверхности пробирки, направлять ее в сторону от наблюдающих, использовать небольшие количества реактивов.

СОДЕРЖАНИЕ И ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ: сделайте вывод об изменении характера оксидов и гидроксидов в периодах и плавных подгруппах периодической системы.

ОПЫТ 1 Основные свойства оксида и гидроксида магния

Поместите в пробирку небольшое количество оксида магния и прибавьте туда же 5...10 мл воды. Взболтайте содержимое пробирки, испытайте реакцию среды 1...2 каплями раствора фенолфталеина. Отметьте слабую растворимость гидроксида магния и характер среды (кислый, щелочной или нейтральный). Составьте уравнение реакции взаимодействия оксида магния с водой.

ОПЫТ 2 Прочность нерастворимых в воде гидроксидов

Нерастворимые в воде гидроксиды получают при взаимодействии соли со щёлочью:

а) в три пробирки налейте по 2...3 мл растворов следующих солей: в первую - сульфата меди ($CuSO_4$), во вторую - хлорида никеля ($NiCl_2$), в третью - нитрата серебра ($AgNO_3$). Добавьте в каждую пробирку равный объем раствора щелочи ($NaOH$). Наблюдайте образование осадков. Отметьте цвет выпавших осадков. Помните, что $AgOH$ практически не существует, так как в момент возникновения быстро распадается на оксид Ag_2O и воду. Составьте уравнения реакций. Осадки гидроксидов сохраните;

б) Осадки гидроксидов, полученные в опыте, нагрейте вместе с жидкостью почти до кипения, Во избежание толчков и выбрасывания содержимого нагревание нужно вести на небольшом пламени, часто встряхивая пробирку. Пробирку направляют в сторону от наблюдающих, Составьте уравнения реакций. Сделайте вывод о прочности гидроксидов,

ОПЫТ 3 Амфотерные гидроксиды

Налейте в две пробирки по 5 мл раствора солей цинка и никеля. В каждую пробирку добавьте по каплям раствор едкого натра. Отметьте цвета осадков и напишите уравнения реакций. Разделите каждый полученный гидроксид в две пробирки. Испытайте отношение к кислотам и щелочам. В одну пробирку прибавьте соляной кислоты, в другую раствор едкого натра (NaOH). Сделайте вывод какой гидроксид является амфотерным.

Опыт 4 Основные соли

Налейте в две пробирки по 2...3 мл раствора сульфата меди (CuSO₄). В одну из них прибавьте равный объем раствора щелочи (NaOH), а в другую щелочь (NaOH) прибавляйте каплями пипеткой, чтобы она в этом эксперименте была в недостатке. В обоих случаях должны появиться осадки. Обратите внимание на различие окраски полученных осадков. Осторожно нагрейте осадки вместе с жидкостью почти до кипения. Объясните, почему в одной из пробирок осадок чернеет, а в другой нет. Составьте уравнение реакции.

Содержание отчета

1. Молекулярные уравнения реакций.
2. Ионные уравнения (полные и сокращенные).
3. Наблюдения и выводы.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие соединения относятся к классу оксидов, гидроксидов, кислот и солей?
2. Как изменится характер оксида металла при увеличении его валентности?
3. Чем определяется основность кислоты, что такое кислотный остаток, сколько кислотных остатков может быть у многоосновных кислот?
4. Чем определяется кислотность (атомность) основания, что такое основной остаток, сколько основных остатков может быть у многокислотных оснований?
5. Как осуществить превращение кислых и основных солей в нормальные?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

ТЕМА: определение эквивалентной массы металла.

ЦЕЛЬ: ознакомиться с объемным методом определения молярной массы эквивалента металла.

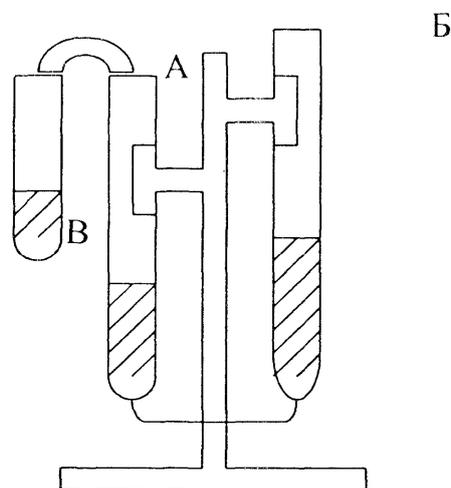
ЗАДАЧА: изучить метод определения эквивалентной массы металла.

ОБОРУДОВАНИЕ: 2 бюретки на 50 мл, пробирки, мерные цилиндры на 10 мл, необходимые реактивы: Zn (стружка), HCl (10%). H₂O (дист.), CoCl₂.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ: исключить возможность выливания H₂O из бюреток. Работать с водородом осторожно.

СОДЕРЖАНИЕ И ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ:

1. Собрать прибор, как показано на рисунке



А - газовая бюретка; Б - уравнивающая склянка; В - реакционная пробирка

Рисунок 1 - Прибор для определения объема выделившегося водорода

2. Проверить герметичность системы из двух сообщающихся бюреток с дистиллированной водой и рабочей пробирки, Для этого вынув пробку из реакционной пробирки, устанавливают с помощью уравнивающей склянки уровень воды в газовой бюретке вблизи нулевого деления. Затем закрывают пробирку пробкой, опускают уравнивающую склянку на 10...15 см и закрепляют ее в кольцо на штативе. Если уровень воды в бюретке остается постоянной, то систему считают герметичной.

3. Отсоединяют реакционную пробирку и точно устанавливают с помощью уравнивающей бюретки уровень воды в газовой бюретке на нулевое деление.

4. На аналитических весах взвешивают кусочек цинка (0,030 г - 0,050...г) с точностью до 0,0001 г.

5. В реакционную пробирку помещают 10 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 10% и 2...3 капли раствора хлорида кобальта CoCl_2 (катализатор). Наклонив пробирку, помещают навеску цинка на верхнюю часть внутренней стенки, после чего пробирку плотно закрывают пробкой, продолжая держать ее в наклонном положении, чтобы цинк раньше времени не попал в кислоту. Встряхнув пробирку, сбрасывают цинк в кислоту.

Содержание отчета

1. Рисунок прибора.
2. Данные опыта, записанные в последовательности:
 - а) Масса цинка - m_{Zn} , г;
 - б) Объем выделившегося водорода - $V(\text{H}_2)$, л;
 - в) Атмосферное давление - P , кПа;
 - г) Комнатная температура - $T=273+t^\circ\text{C}$;
 - д) Давление водяного пара - h , кПа;
 - е) Давление водорода в бюретке - $P-h$, кПа;
3. Расчет молярной массы эквивалента цинка:
 - а) Приводят объем выделившегося водорода к нормальным условиям;
 - б) Рассчитывают молярную массу эквивалента цинка согласно закону эквивалентов;
 - в) Находят теоретическое значение молярной массы эквивалента цинка;
 - г) Находят относительную ошибку опыта.

Расчет молярной массы эквивалента цинка:

1. Приводят объем выделившегося водорода к нормальным условиям по формуле:

$$V_0 = V \frac{(P - h)T^0}{P^0T},$$

где V_0 - объем водорода приведенный к н.у.;

V - объем водорода, полученный при эксперименте;

P - атмосферное давление;

h - давление водяного пара;

T^0 - стандартная температура;

T - температура в аудитории, К;

P^0 - стандартное давление.

2. Рассчитывают молярную массу эквивалента цинка согласно закону эквивалентов:

$$m_{\text{экв}}\text{Zn (практ.)} = \frac{11,2 \frac{\text{г}}{\text{моль}} m(\text{Zn}), \text{г}}{V_0, \text{л}}, \text{ г/моль}$$

где $m(\text{Zn})$ - масса цинка, г;

V_0 - 11,2 г/моль эквивалентный объем водорода.

3. Находят теоретическое значение молярной массы эквивалента цинка:

$$m_{\text{экв. Zn}} (\text{теор.}) = \frac{A(\text{Zn})}{2},$$

где A - атомная масса цинка;

2 - валентность цинка.

4. Относительную ошибку опыта:

$$\% \text{ ошибки } \bar{\tau} = \frac{m (\text{экв. Zn практ}) - m (\text{экв. Zn теор.})}{m (\text{экв. Zn теор.})} * 100\%.$$

Контрольные вопросы и задания

1. Что называют химическим эквивалентом вещества? Примеры.
2. Что называют молярной массой эквивалента? Примеры.
3. Что называют молярным объемом эквивалента? Примеры.
4. Закон эквивалентов и его математическое выражение.
5. При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г его оксида, определите молярную массу эквивалента металла.

Лабораторная работа №3

ТЕМА: Химическая кинетика и химическое равновесие

ЦЕЛЬ: изучить влияние концентрации, температуры и катализатора на скорость химической реакции различных факторов на смещение химического равновесия.

ЗАДАЧА: изучить основные положения химической кинетики.

ОБОРУДОВАНИЕ: 3 бюретки на 50 мл, мерные цилиндры на 10 мл., пробирки, необходимые реагенты $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4 , H_2O (дист.), FeCl_3 , KCNS , KCl (тв.).

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ: Учитывая тот факт, что в результате реакции в первом опыте получается мелкодисперсная сера, которая может быть вредна для человеческого организма, содержимое пробирок необходимо сразу собрать в отдельный сосуд.

Содержание и порядок выполнения работы

ОПЫТ 1. Зависимость скорости реакции от концентрации

Тиосульфат натрия разлагается в растворе серной кислоты по уравнению реакции



1. В пять пронумерованных пробирок наливают из бюреток раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с заданной концентрацией и воду в количествах, указанных в таблице 1. В другие пять пробирок наливают из бюретки серную кислоту $\text{C}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0.1$ моль/л в объеме 5 мл.

Сливают попарно приготовленные растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 (первый раствор приливают ко второму) и отсчитывают время до начала помутнения содержимого каждой пробирки. Результаты записывают в таблицу 1

Таблица 1 – Результаты эксперимента

Объем, мл			$\text{C}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ моль/л	Время до появления мути, t, с	$V_{\text{усл.}} = 1/t,$ C^{-1}	К
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (а)	H_2O (б)	H_2SO_4 (в)				
1	4	5	0,01			
2	3	5	0,02			
3	2	5	0,03			
4	1	5	0,04			
5	0	5	0,05			

В этом опыте измеряется не скорость реакции, а промежуток времени между началом реакции и ее видимым результатом. Однако этот промежуток времени обратно пропорционален скорости реакции V ,

поэтому величина $1/t$ назовем условной скоростью ($V_{\text{усл}}$). Строят график зависимости скорости разложения тиосульфата натрия от концентрации. Математически скорость реакции выражается уравнением $V = kCa * Cb$, где $C(a)$ и $C(b)$ - концентрации веществ $Na_2S_2O_3$ и H_2SO_4 ; K - коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции. Рассчитайте V и K (таблица 1(по уравнению, если $C(H_2SO_4) = 0,5$ моль/л. Какой вывод можно сделать о порядке исследуемой реакции на основании полученной зависимости?

ОПЫТ 2. Зависимость скорости реакции от температуры

В три пронумерованных пробирки наливают по 5 мл $C(H_2SO_4) = 1$ моль/л, а в другие - по 5 мл $C(Na_2S_2O_3) = 1$ моль/л. Помещают все пробирки в стакан с водой и через 10-15 минут, измерив температуру воды в стакане, сливают вместе содержимое одной пары пробирок с H_2SO_4 и $Na_2S_2O_3$ и отсчитывают время до начала помутнения. Приливают в стакан немного горячей воды так, чтобы температура воды в стакане увеличилась примерно на 20° . Вновь выдерживают растворы при этой температуре 5-7 минут. Слив содержимое второй пары пробирок с H_2SO_4 и $Na_2S_2O_3$, определяют также время до начала появления мути. Опыт с последней парой пробирок проводят при температуре приблизительно 40° выше первоначальной. Результаты записывают в таблицу 2.

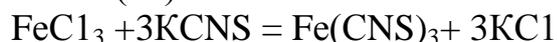
Таблица 2 — Зависимость скорости реакции от температуры

T°, C	Время от начала отсчета	$V_{\text{усл.}} = 1/t, C^{-1}$

Строят график зависимости скорости реакции от температуры

ОПЫТ 3. Влияние различных факторов на положение равновесия химической реакции.

Влияние концентрации. Для опыта удобно воспользоваться реакцией образования роданида железа (III)



Роданид железа интенсивно окрашен в красный цвет, $FeCl_3$ - в желтый, а KCl и $KCNS$ - бесцветны. При изменении концентрации $Fe(CNS)_3$ окраска раствора меняется, что указывает на направление смещения равновесия.

К 2 мл воды в небольшом стакане прибавляют по 1-2 капле насыщенных растворов $FeCl_3$ и $KCNS$ (или NH_4CNS). Полученный раствор разливают в 4 пробирки. В 1-ю пробирку наливают несколько капель концентрированного раствора $FeCl_3$, во 2-ю - несколько капель концентрированного раствора $KCNS$ (или NH_4CNS), в 3-ю —немного кристаллического KCl (или NH_4Cl), 4-ю оставляют для сравнения. Пользуясь законом масс, объясните изменение окраски в первых трех пробирках. Результат запишите в таблицу 3.

Таблица 3- Влияние концентрации на смещение равновесия.

Добавленный раствор	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия

Содержание отчета

1. Составить табл. зависимости скорости реакции от концентрации и построить график.
2. Составить табл. зависимости скорости реакции от I и построить график.

Контрольные вопросы

1. Согласно закону действия масс составьте выражение скорости реакции $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?

2. Согласно закону действия масс составьте выражение скорости гетерогенной реакции $2\text{Al}_{(\text{к})} + 6\text{HCl}_{(\text{р})} = 2\text{AlCl}_{3(\text{р})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$.

3. На сколько градусов изменилась t ; реакционной смеси, если скорость реакции возросла в 128 раз (температурный коэффициент реакции равен 2)?

4. Составьте выражение константы равновесия процессов:



В каком направлении сместится направление каждой из этих реакций, если увеличить t ?

Лабораторная работа №4

ТЕМА: Растворы

ЦЕЛЬ: изучение свойств растворов

ЗАДАЧА: изучить основные свойства растворов

ОБОРУДОВАНИЕ: HCl, NaOH, H₂SO₄, фенолфталеин, метилоранж, универсальный индикатор, лакмус.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ: растворы выливать не в раковину, а в специальную посуду, содержимое которой либо утилизировать, либо выливать в специальное место.

СОДЕРЖАНИЕ И ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

Опыт 1. Индикаторы

В 3 чистые пробирки налейте по 2 мл (на глаз): в 1-ю - дистиллированной воды, во 2-ю — раствор кислоты $C(\text{HCl}) = 0,1$ моль/л, в 3-ю раствор щелочи $C(\text{NaOH}) = 0,1$ моль/л. В каждую пробирку добавьте по 1 капле метилоранжа. Отметьте окраску индикатора и запишите наблюдения в таблицу 1. То же самое проделайте с фенолфталеином.

Аналогичным образом определить изменения цвета индикаторной бумаги в различных средах: нейтральной, кислотной, щелочной. Для этого от книжки с универсальной индикаторной бумагой оторвите одну полоску, разделите ее на 3 части. Каждую из частей погрузите на несколько секунд в исследуемый раствор: вода дистиллированная, $C(\text{HCl}) = 0,1$ моль/л, $C(\text{NaOH}) = 0,1$ моль/л. Выньте бумагу и сразу же сравните окраску сырой бумаги с цветной шкалой. Шкала состоит из 10 разноцветных прямоугольников, демонстрирующих изменение цвета универсального индикатора при изменении pH от 1 до 10. Над каждым прямоугольником указано значение pH, соответствующее данному цвету. Укажите реакцию среды. Почему окраска зависит от pH среды? Результаты запишите в таблицу 1.

Таблица 1 - Окраска индикатора в различных средах

№ пп	Индикатор	Наблюдаемая окраска		
		В нейтральной среде	В сильно-кислой среде	В сильно-щелочной среде

Опыт 2. Определение концентрации раствора щелочи титрование

Возьмите раствор кислоты с известной молярной концентрации эквивалента и раствор щелочи №1, №2, №3, концентрацию которой нужно определить. Чистую бюретку ополоснуть раствором кислот. Затем закрепить бюретку вертикально в зажиме штатива (рисунок 1). Заполнить бюретку раствором кислоты. Заполнить наконечник так, чтобы в нем не осталось пузырьков воздуха. Установить нижний мениск раствора кислоты бюретки в нуль.

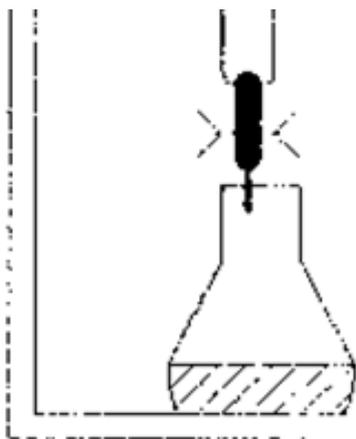


Рисунок 1 - Прибор для титрования

Наберите из бюретки 10 мл раствора щелочи и вылейте ее в коническую колбу емкостью 100 мл. в колбу с NaOH прибавьте 2 капли метилоранжа. Колбу поставьте на обернутую в белой бумагой доску штатива под наконечник бюретки. Приступите к титрованию: из бюретки спускайте раствор кислоты небольшими порциями, примерно по 2 мл, в раствор щелочи, при этом непрерывно перемешивайте, область в которую попадает кислота, окрашивается в розовый цвет, начнет переходить в желтый, начните добавлять раствор по 1 капле, и так продолжайте до тех пор, пока от 1-й капли раствор примет не исчезающую окраску. На этом титрование заканчивается.

Отметьте по делению бюретки, с точностью до 0,05мл, объем раствора кислоты, израсходован на нейтрализацию щелочи. Полученные значения объема запишите в таблицу 2.

Таблица 2 – Результаты титрования

Титрование	V взятого раствора щелочи, мл	V раствора кислоты, мл	Ср. знач. V кислоты, мл
1-е опред.			
2-е опред.			
3-е опред.			

Повторите титрование еще 2 раза, начиная каждый раз с нулевого деления бюретки. Расхождения между результатами между титрованиями не должны превышать 0,1 мл. и всех значений V кислоты находят ср. величину.

Вычисления

Определить молярную массу концентрацию эквивалента по зависимости

$$\frac{V_c}{V_k} = \frac{C_{Hk}}{C_{Hc}}$$

Вычислите содержащиеся щелочи (г/л) по формуле:

$$m = C_{Hc} \cdot m_{\text{э}NaOH}, \text{ г/л.}$$

Вычислите титр раствора

$$T_{NaOH} = \frac{m_{\text{э}/c} - C_H}{1000}, \text{ г/см}^3.$$

Содержание отчета

1. Определите значение теплового эффекта растворения.
2. Результаты расчета концентрации щелочи.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие системы называются растворами?
2. Что называется концентрацией?
3. Перечислить способы выражений концентраций растворов.
4. Почему при растворении одних веществ энергия выделяется, а при других поглощается?

Лабораторная работа №5

ТЕМА: Ионнообменные реакции. Гидролиз солей

ЦЕЛЬ: Изучить условия протекания реакции двойного обмена и гидролиза солей.

ЗАДАЧА: изучить ионообменные реакции и гидролиз солей. Научится составлять уравнения реакции данных процессов.

ОБОРУДОВАНИЕ: пробирки, необходимые реактивы: NH_4OH , NH_4Cl , CH_3COOH , CH_3COONa , NaOH , H_2SO_4 , BaCl_2 .

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ: уметь работать с опасными жидкостями: кислотами, щелочами и солями.

СОДЕРЖАНИЕ И ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

ОПЫТ 1. Смещение ионного равновесия

А. Налейте в 2 пробирки по 2 мл раствора гидроксида аммония. $C(\text{NH}_4\text{OH}) = 0,1$ моль/л по 1 капле фенолфталеина. Затем в 1- у из пробирок бросьте 0,1 кристалла хлорида аммония. Пробирку встряхните несколько раз. Наблюдайте ослабление интенсивности окраски раствора.

Гидроксид аммония- слабый электролит. В его растворе имеет место равновесие: $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, что обуславливает окраску фенолфталеина. Добавление NH_4^+ , который диссоциирует на ионы NH_4^+ в растворе. А это нарушает равновесие между молекулами ЖЦО и ионами NH_4^+ и OH^- , смещая его вправо т.е. ионы NH_4^+ и OH^- соединяются и образуют недиссоциированные молекулы.

В результате концентрация ионов OH^- в растворе очень сильно понижается и окраска бледнеет.

Б. Налейте в 2-е пробирки по 2 мл раствора уксусной кислоты

$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1$ моль/л и по 1 капле раствора метилового оранжевого. Затем в 1-у пробирку ввести 2-3 кристаллика ацетата натрия CH_3COONa .

Пробирку встряхните несколько раз. Сравните интенсивность окраски в пробирках. Объясните причину изменения окраски раствора. Как влияет добавление одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита?

ОПЫТ 2. Ионные реакции с образованием слабого электролита

А. Положите в пробирку несколько кристаллов хлорида аммония и прилейте раствор гидроксида натрия. Составьте уравнение реакции.

Б. Опустите в пробирку несколько кристаллов ацетата натрия и прилейте разбавленную серную кислоту. Напишите уравнение реакции.

ОПЫТ 3. Ионные реакции с образованием осадков

Налейте в 3 пробирки по 1 мл раствора хлорида бария и добавьте в 1 из них несколько капель раствора сульфата натрия, в другую - раствор серной кислоты, в 3-ю - раствор сульфата алюминия. Наблюдайте появления одинакового осадка. Составьте уравнение реакции. Что можно сказать о сущности реакции проделанном опыте?

ОПЫТ 4. Гидролиз солей

Определить рН растворов следующих солей: Na_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaCl , CH_3COOH . Напишите уравнение реакции гидролиза этих солей. Определить рН раствора с помощью индикаторной бумаги. Для этого налейте в 4 пробирки раствор указанных солей, опустите в каждый раствор полоску индикаторной бумаги на несколько секунд/ Выньте бумагу и сразу же сравните с цветной шкалой. Почему процесс гидролиза является обратимым?

ОПЫТ 5. Зависимость гидролиза от температуры

В пробирку с раствором ацетата натрия CH_3COONa прибавьте по 2 капли фенолфталеина и нагрейте пробирку, поместите ее в стакан с кипящей водой. Нагревание ведите до появления окраски. Какой вывод можно сделать на основании проведенного опыта.

ОПЫТ 6. Особые случаи полного гидролиза

В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, прилейте такой же объем раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . Наблюдайте выпадение осадка гидроксида алюминия и пузырьков диоксида углерода. Напишите молекулярное и ионное уравнение реакций.

ОПЫТ 7. Электропроводность растворов

Для изучения электропроводности растворов применяют прибор. В приборе находится 6 химических стаканов, заполненных растворами: едкого натра, уксусной кислоты концентрированной, сахара, воды дистиллированной, уксусной кислоты 10%, воды водопроводной. В каждый стакан с раствором опущены по 2 угольных электрода, которые подключены к амперметру. Прибор включен в сеть. Последовательно включен каждый раствор и кнопкой «измерения» фиксируется сила электропроводности растворов. Чем объясняется различная электропроводность испытанных растворов? Напишите уравнения диссоциации электролитов.

Содержание отчета

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения ионно-обменных реакций.

2. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей.
3. Отметить электропроводность разных электролитов.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие растворы называются электролитами?
2. Дать определение степени диссоциации.
3. Какое значение может принимать рН в растворах?
4. В каких случаях ионно-обменные реакции идут до конца?
5. Какие соли подвергаются гидролизу? Напишите уравнение гидролиза следующих солей: K_2CO_3 , $CuSO_4$, $(NH_4)_2CO_3$, Na_2SO_4 . Указать рН среды.

Лабораторная работа №6

ТЕМА: Окислительно-восстановительные свойства элементов

ЦЕЛЬ: Изучить свойства важнейших окислителей и восстановителей.

ЗАДАЧА: изучить окислительно-восстановительные процессы, составлять соответствующие уравнения реакции.

ОБОРУДОВАНИЕ: пробирки, спиртовки, необходимые реагенты: CrCl_3 , Br_2 , NaOH , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2SO_4 , KJ , FeSO_4 , MnSO_4 , CuSO_4 , KMnO_4 , KBr , Na_2SO_3 , FeCl_3 , H_2O (дист.).

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ: Уметь работать с опасными жидкостями; кислотами и щелочами.

СОДЕРЖАНИЕ И ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

ОПЫТ 1. Переход хрома (III) в хром (VI) в щелочной среде

Налейте в пробирку 1...2 мл раствора CrCl_3 , прибавьте раствор NaOH до полного растворения осадка и перелейте 2 мл бромовой воды Br_2 . Содержимое пробирки немного нагрейте над спиртовкой. Напишите уравнение ОВР, расставить в нем коэффициенты.

ОПЫТ 2. Окислительные свойства соединений хрома(VI)

В 2-е пробирки налейте 1-2 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и раствора серной кислоты $\text{C}(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = 2$ моль/л. В 1-ю пробирку прибавьте 1 мл раствора иодистого калия KJ , во 2-ю - несколько кристалликов соли сульфата железа (II). Напишите уравнение ОВР, расставить в нем коэффициенты.

ОПЫТ 3. Восстановительные свойства соединений марганца (II)

А. К 1...2 мл раствора MnSO_4 прилейте 3-4 мл раствора щелочи и 1 мл бромной воды (Br_2). Реакция идет с образованием оксида марганца (VI).

Б. К 1...2 мл раствора соли MnSO_4 прилейте 1мл CuSO_4 (катализатор), 3- мл раствора щелочи и 1 мл бромной воды. Нагрейте до кипения и наблюдайте появление фиолетово-розовой окраски, характерной для ионов MnO_4 . Напишите уравнение ОВР, расставьте в нем коэффициенты.

ОПЫТ 4. Окислительные свойства перманганата калия

Налейте в пробирку 1...2 мл раствора KMnO_4 , подкислив раствор несколькими каплями серной кислоты, прибавьте к нему небольшими порциями раствор бромистого калия до исчезновения окраски, характерной для ионов MnO_4 . Напишите уравнение ОВР, расставьте в нем коэффициенты.

ОПЫТ 5. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

Налейте в 3 пробирки по 1 мл раствора KMnO_4 . В 1-ую из них добавьте серной кислоты, в другую - воды, в 3-ю концентрированный раствор едкого натра, объемом 1 мл. Во все 3 пробирки добавьте несколько кристалликов соли сульфата натрия Na_2SO_3 . Напишите уравнение ОВР, расставьте в нем коэффициенты.

ОПЫТ 6. Получение гидроксида железа (II) и его окисление до гидроксида железа (III)

В пробирку к 1...2 мл раствора сульфата железа (II) прилейте раствор щелочи до образования осадка. Перемешайте полученный осадок и наблюдайте через 2...3 мин побурение его вследствие перехода гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III).

Нужный для опыта растворы FeSO_4 приготовьте сами, раствор несколько кристаллов соли в 2-4 мл дистиллированной воды.

ОПЫТ 7. Восстановительные свойства соединения железа

Налейте в пробирку 1...2 мл раствора KMnO_4 , подкислите раствором серной кислоты, затем всыпьте несколько кристаллов соли (FeSO_4).

ОПЫТ 8. Окислительные свойства соединения железа (III)

Налейте в пробирку 1 мл раствора соли FeCl_3 и добавьте 2...3 капли раствора иодида калия KI .

Содержание отчета

1. Напишите уравнение соответствующих окислительно-восстановительных реакций (ОВР).

При составлении уравнений ОВР для удобства и единообразия следует такую последовательность: в исходных веществах записать сначала восстановитель, затем окислитель и среду (если это необходимо), в продуктах реакции сначала продукты окисления восстановителя, затем продукты восстановления окислителя, затем другие вещества. В последнюю очередь записывается вода.

2. Составить к ним таблицу электронного баланса и расставить коэффициенты.

3. Указать окислитель и восстановитель.

4. Объяснить изменение цвета раствора.

Контрольные вопросы и задания

1. Чем отличается окислительно - восстановительная реакция от других химических реакций?

2. Пользуясь периодической системой элементов Д.И. Менделеева, назвать из числа простых веществ: 1) важнейшие окислители; 2) важнейшие восстановители.

3. Назвать важнейшие сложные восстановители и сложные окислители.

4. Определите степень окисления азота, серы, марганца, хлора, хрома, железа в соединениях: NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , KClO_3 , NaCrO_2 , CrCl_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, FeCl_2 , FeCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

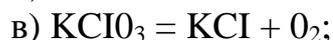
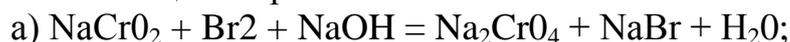
Какие соединения могут быть только восстановителями и только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?

5. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: H_2S и HI ; H_2S и H_2SO_3 ; H_2SO_3 и HClO_4 ?

6. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс - окисление или восстановление - происходит при следующих превращениях:



7. Реакции выражаются системами:



Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является + окислителем, какое восстановителем, к какому типу ОВР относится каждая реакция.

Лабораторная работа №7

ТЕМА: гальванические элементы. Коррозия

ЦЕЛЬ: Изучить природу электрохимической коррозии и методов защиты от нее.

ЗАДАЧА: Ознакомиться с устройством гальванического элемента. Научиться рассчитывать его ЭДС.

ОБОРУДОВАНИЕ: Гальванический элемент Даниеля-Якоби (медно--цинковый), необходимые реактивы: $K_3[Fe(CN)_6]$, H_2SO_4 , Zn, Sn, HCl, $K_2Cr_2O_7$, Fe, Al, уротропин.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ: Прибор требует к себе бережного отношения.

СОДЕРЖАНИЕ И ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

ОПЫТ 1. Гальванические элементы

Ознакомьтесь с устройством гальванического элемента, имеющегося в лаборатории. Нарисуйте схему и напишите уравнения реакций, происходящих на электродах при работе элемента.

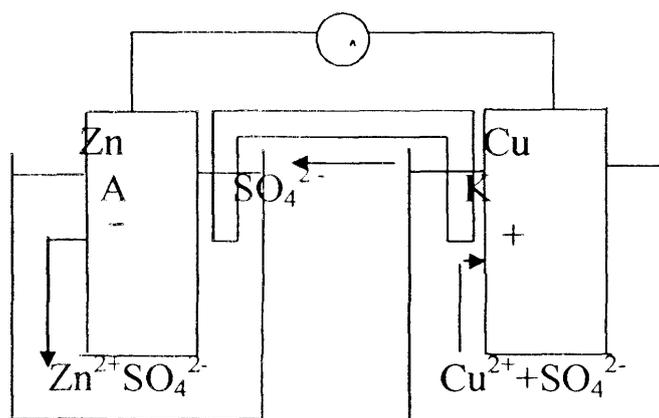
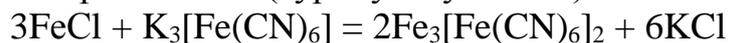


Рисунок 1 - Медно-цинковый гальванический элемент

ОПЫТ 2. Коррозия металлов

Стальную пластинку накройте полоской бумаги, смоченной реактивом содержащим красную кровяную соль - $K_3[Fe(CN)_6]$, дающую с ионом Fe^{2+} синее окрашивание (турнбулеву синь)



На бумаге появляются (через 15...20 мин) синие пятна, соответствующим анодным участкам гальванопар.

ОПЫТ 3. Коррозия оцинкованного и луженого железа

В пробирки налейте 3...4 мл серной кислоты и прибавьте по 2 капли реактива $K_3[Fe(CN)_6]$. В 2 железные канцелярские скрепки зажмите кусочек цинка и кусочек олова и пропустите в пробирки с кислотой.

Пробирку с парой олово-железо слегка нагрейте. Наблюдайте образование турнбулевой сини. Составьте схемы гальванопар и объясните их работу с помощью уравнений. Где происходит коррозия железа?

ОПЫТ 4. Влияние ингибитора на коррозию

В две пробирки налейте 5-6мл раствора соляной кислоты $C(HCl) = 1$ моль/л и добавьте по 2-е капли красной кровяной соли. В 1 из пробирок добавьте еще 3 капли ингибитора раствора $K_2Cr_2O_7$, (5%). Одновременно внесите в пробирки по небольшому гвоздю. Определите время проявления окраски и объясните происхождение процессов.

ОПЫТ 5. Специфичность действия ингибитора

В 3 пробирки налейте 3...5 мл $C(HCl) = 1$ моль/л соляной кислоты и поместите в 1-ю кусочек цинка, во 2-ю -железа, в 3-ю алюминия. Если в какой-либо пробирки реакция идет медленно, то ее следует подогреть. Добившись интенсивного выделения водорода, во все пробирки добавьте на кончике шпателя уротропина. Определите, во всех случаях уротропин является эффективным ингибитором.

Содержание отчета

1. Схема работы гальванических элементов, описывающих коррозию оцинкованного и луженого железа, а также пункта 3 из контрольных вопросов.
2. Уравнения молекулярных реакций из контрольных вопросов.
3. Ответы на контрольные вопросы.

Контрольные вопросы и задания

1. Охарактеризуйте основные свойства d-элементов
Дать определение понятиям: ряд напряжений, стандартный электродный потенциал, водородных электродов.
2. Написать молекулярные уравнения возможных реакций важнейших металлов и указать стрелками переход электронов:
 $Zn(NO_3)_2 + Pb =$ $Pb(NO_3)_2 + Ag =$
 $AlCl_3 + Cu =$ $Na_2SO_4 + Al =$
 $AgNO_3 + Cu =$ $H_2SO_4 + Ni =$
 $FeSO_4 + Zn =$ $HCl + Zn =$
3. Составьте схемы гальванических элементов: Al/Al^{3+} , Cu/Cu^{2+} в паре с нормальным водородным электродом. Написать уравнения процессов, протекающих на электродах.
4. Из каких полу-элементов следует составить гальванический элемент, чтобы его э.д.с. была максимальной?
 Cu/Cu^{2+} и Au/Au^{3+} ; Zn/Zn^{2+} и Fe/Fe^{2+} ; Ni/Ni^{2+} и Pb/Pb^{2+} ; Cr/Cr^{3+} и Cu/Cu^{2+} .
5. В чем сущность химической и электрохимической коррозии?

Лабораторная работа № 8

ТЕМА: Электрохимические свойства элементов

ЦЕЛЬ: Изучить процессы, протекающие при электролизе водных растворов.

ЗАДАЧА: изучить процессы электролиза.

ОБОРУДОВАНИЕ: Электролизер U-образная трубка, 2 угольных электрода, выпрямитель, необходимые реактивы: Na_2SO_4 , KI , SnCl_2 , CuSO_4 , H_2O (дист), фенолфталеин, метилоранж.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ: Работа требует бережного отношения к прибору

СОДЕРЖАНИЕ И ПОРЯДОК РАБОТЫ:

Опыт 1. Электролиз сульфата натрия

В конической колбе смешайте раствор сульфата натрия с 1...2 мл нейтрального лакмуса, залейте в электролизер, опустите электроды, включен источник постоянного тока. Через некоторое время наблюдается покраснение раствора у 1-го электрода и посинение у другого напишите уравнение катодного и анодного процессов, объясните причину изменения цвета индикатора.

Опыт 2. Электролиз раствора иодида калия

В конической колбе смешайте раствор иодида калия с 5...6 каплями фенолфталеина и крахмального клейстера. Опустите электроды, включите ток и со временем отметьте изменения цвета у катода и анода. Почему на катоде не выделяется калий металлический? Напишите уравнение катодного и анодного процессов, объясните причину изменения цвета индикатора. По окончании опыта анод отмыть от йода, обработав его раствором гипосульфита.

Опыт 3. Электролиз раствора сульфата меди

Налейте в электролизер раствор сульфата меди, опустите электроды, подключите к источнику тока. Наблюдайте появление на катоде кристаллов металлического олова. Напишите уравнение катодного и анодного процессов.

Опыт 4. Электролиз раствора сульфата меди

Налейте в электролизер раствор сульфата меди, опустите электроды подключите к источнику тока. Через некоторое время наблюдайте выделение меди. Напишите реакцию катодного и анодного процессов.

Содержание отчета

1. Чертежи электролизера.
2. Схемы электролиза опытов 1-4,

Контрольные вопросы и задания

1. В чем сущность электролиза? Сформулировать закон Фарадея.
2. Написать уравнение реакций катодного, анодного процессов, протекающих при электролизе водных растворов и солей с инертными электродами:
 $\text{NiCl}_2, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2, \text{NaOH}, \text{FeSO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{CuCl}_2.$
3. Какие продукты будут выделяться на катоде и аноде в 1-ю очередь при электролизе водных растворов смеси солей?
Электроды инертные:
 CuSO_4 и KCl FeCl_3 и Na_2SO_4
 NiSO_4 и NaCl SnCl_2 и $\text{KI}.$
4. Написать уравнение реакций, протекающих на электродах при электролизе раствора:
 - NiSO_4 с никелевыми электродами;
 - CuCl_2 с медными электродами;
 - AgNO_3 с серебряными электродами.
6. При прохождении тока силой 5 А через раствор электролита за 2ч. 2 мин. выделилось 12,4 г. металла определить его эквивалентную массу.
7. Применение электролиза в промышленности.

Список рекомендуемой литературы

1. Карапетьян Т.Х., Дракин С.Н. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 2012. – 540с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: ВШ, 2018. – 640с.
3. Гольбрайх З.Б. Сборник задач и упражнений по химии. – М. ВШ, 2017. – 272с.
4. Практикум по неорганической химии / Под ред. А.Ф. Воробьева, С.Н. Дракина. – М.: Химия, 2017. – 248с.
5. Ахметов Н.С., Азизов Ш.К., Бадыгина Л.И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. – М.: ВШ, 2018. – 303с.
6. Глинка Н.Л. Общая и неорганическая химия. – М.:ВШ, 2018. – 640с.
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 2016. – 200с.
8. Зайцев О.С. Задачи и вопросы по химии. – М.: Химия, 2015. – 304с.

РАССМОТРЕНО
на заседании кафедры ХиХТ
Протокол №
«__»_____2020 г.
Зав. кафедрой ХиХТ
_____ Такибаева А.Т.

УТВЕРЖДЕНО
УМС ФИТ
Протокол №
«__»_____2020 г.
Председатель УМБ
_____ Савченко Н.К.

Оралова А.Т., Такибаева А.Т., Малыбаева М.К., Рахимберлинова Ж.Б.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
ХИМИЯ»
ДЛЯ СТУДЕНТОВ ВСЕХ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ ПРОГРАММ

Подписано к печати _____2020г. Формат 60x90/16.
Объем 1,75 уч.изд.л. Тираж _____ экз. Заказ №_____.
Издательство КарГТУ. 100027. Караганда, Н. Назарбаева, 60