

**МИНОБРНАУКИ РОССИИ**

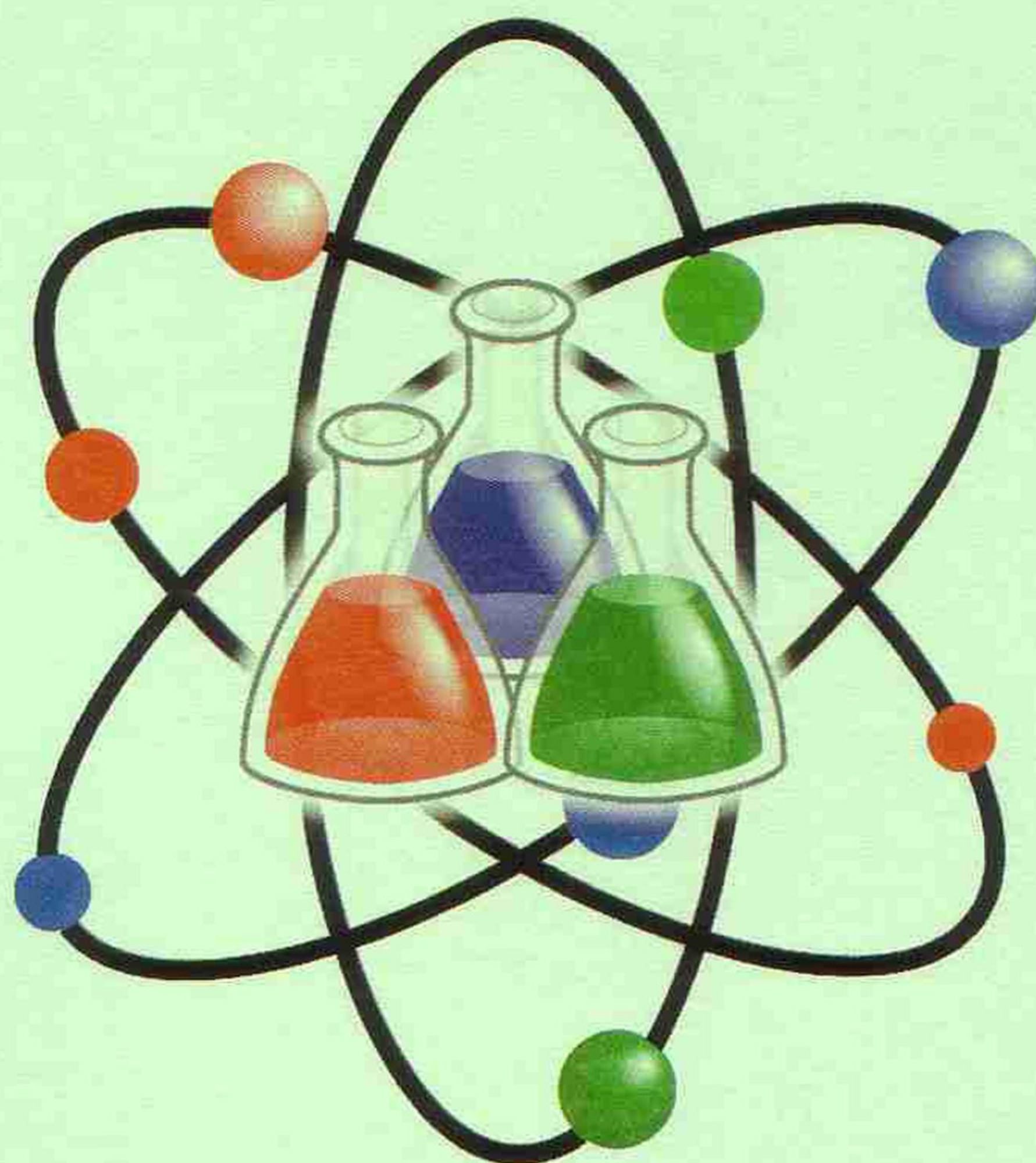
**Филиал федерального государственного бюджетного образовательного учреждения  
высшего образования  
«Майкопский государственный технологический университет»  
в поселке Яблоновском**

**С.М. ЦИКУНИБ  
В.А. ХРИСОНИДИ**

**Учебно-методические указания  
по выполнению лабораторных работ по дисциплине**

**«Химия»**

**Часть 2.**



**п. Яблоновский  
2022**

**УДК 54(07)**

**ББК 24**

**У 91**

**Рецензенты:**

**Чуев И.Н.** к.э.н., доцент, заведующий кафедрой \_транспортных процессов и техносферной безопасности филиала ФГБОУ ВО «МГТУ» в п. Яблоновском.

**Амбарцумян Л.И.** к.х.н., доцент кафедры торговли и общественного питания, Краснодарский филиал ФБГОУ ВО «РЭУ» им. Г.В.Плеханова.

Составители - к.т.н., доцент **Цикуниб СМ.**, ст. преп. **Хрисониди В.А.**

Цель учебно-методических указаний - оказать учебно-методическую помощь бакалаврам и специалистам, для повышения качества усвоения учебного материала и формирования устойчивых компетенций по дисциплине «Химия».

## Содержание

|                                                                                                                                             |    |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----|
| ВВЕДЕНИЕ.....                                                                                                                               | 4  |
| ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ.....                                                        | 5  |
| Лабораторная работа № 5. Установление характера и определение тепловых эффектов различных реакций .....                                     | 7  |
| Лабораторная работа № 6. Влияние различных факторов на скорость реакций .....                                                               | 10 |
| Лабораторная работа № 7. Смещение химического равновесия.....                                                                               | 15 |
| Лабораторная работа № 8. Гидролиз солей и установление типа соли по значению водородного показателя (рН) гидролизата (капельный метод)..... | 17 |
| Лабораторная работа № 9. Исследование образцов воды по показателям кислотности.....                                                         | 18 |
| Лабораторная работа № 10 Окислительно-восстановительные реакции.....                                                                        | 21 |
| Лабораторная работа № 11. Окислительно-восстановительные реакции с участием металлов .....                                                  | 24 |
| ЛИТЕРАТУРА.....                                                                                                                             | 28 |

## ВВЕДЕНИЕ

Изучение химии как одной из фундаментальных естественных наук необходимо для формирования научного мировоззрения, для развития образного мышления, творческого роста будущих специалистов.

Важную роль играет химия в жизни каждого человека, в его практической деятельности. Еще в 1751 г. М.В. Ломоносов в своем знаменитом «Слове о пользе химии» писал: «Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие. Куда ни посмотрим, куда ни оглянемся – везде обращаются перед очами нашими успехи ее применения». Особенно велико значение науки о веществе в технике, развитие которой немыслимо без понимания процессов превращения веществ. Глубокое понимание законов химии и их применение позволяет как совершенствовать существующие, так и создавать новые процессы, машины, установки и приборы.

Получение электроэнергии, топлива, металлов, различных материалов (сверхчистых, сверхтвердых, сверхпроводящих и т. п.) непосредственно связано с химическими реакциями. Возросла роль химии в развитии электротехники, микроэлектроники, радиотехники, космической техники, автоматики и вычислительной техники.

Понимание законов химии и их использование исключительно важно при решении проблемы повышения эффективности производства и качества продукции, так как ухудшение качества и надежности продукции во многих случаях вызывается нежелательными химическими процессами, например, коррозией металлов, старением полимеров и т. п. Изучение механизмов химических реакций позволяет выбрать рациональные методы охраны окружающей среды.

Химия – это наука, изучающая вещества и процессы их превращения, сопровождающиеся изменением состава и строения. В химическом процессе происходит перегруппировка атомов, разрыв химических связей в исходных веществах и образование химических связей в продуктах реакции. В результате химических реакций происходит превращение химической энергии в теплоту, свет и пр.

Язык химии – формулы вещества и уравнения химических реакций. В формуле вещества закодирована информация о составе, структуре, реакционной способности этого вещества. Из уравнения реакции можно получить информацию о химическом процессе и его параметрах. Научиться расшифровывать эту информацию – важная задача изучения курса химии.

Современная химия представляет собой систему отдельных научных дисциплин: общей, неорганической, аналитической, органической, физической, коллоидной, биохимии, геохимии, космохимии, электрохимии и т. д.

Основой химической науки являются атомно-молекулярное учение, закон сохранения материи, периодический закон и теория строения вещества, учение о химическом процессе.

Получение полноценных знаний по химии должно основываться на конкретном представлении об изучаемых веществах и их превращениях, чему в значительной мере должно способствовать серьезное и самостоятельное выполнение лабораторных работ и решение задач и упражнений.

## **ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ**

Студент допускается к выполнению лабораторной работы при наличии подготовленного лабораторного журнала, включающего название лабораторной работы, цель, краткие теоретические сведения, практическую часть (название опытов, таблицы и пр.).

Студент, не подготовившийся к выполнению лабораторной работы заранее, готовится к ней во время занятия и отрабатывает пропущенную работу во внеурочное время. В таком случае оценка в баллах при защите лабораторной работы снижается.

Лабораторный практикум считается выполненным, если студент отработал и защитил все лабораторные работы.

С самого начала студент должен приучить себя к аккуратности, работать в лаборатории следует без лишней торопливости, соблюдать тишину и порядок на лабораторном столе.

Необходимо внимательно следить за ходом опыта, отмечая и записывая в лабораторный журнал все наблюдения (изменение окраски растворов, выпадение и растворение осадков, изменение температуры и т.д.). Отмеченные наблюдения, как правило, составляют основу выводов о результате исследуемого процесса, реакции.

Для проведения опыта не следует расходовать реактивов больше требуемого по методике количества. Если же случайно взяли избыток реактива, то эти излишки следует отправить в отходы во избежание загрязнения реактива. Нельзя путать пробки от капельных пипеток и реактивных склянок.

Работы с вредными, дурно пахнущими веществами, концентрированными кислотами и щелочами надо проводить осторожно и только в вытяжном шкафу при включенной вытяжке. Пролитую кислоту или раствор щелочи нейтрализуют,

затем смывают струей воды из водопроводного крана, после чего приводят в порядок рабочее место.

Попавшую на тело кислоту или щелочь нужно быстро смыть струей воды, затем с помощью лаборанта обработать пораженное место специальными растворами, имеющимися в каждой лаборатории в доступном месте.

При порезах стеклом необходимо удалить из раны осколки стекла, смыть кровь 2 %-м раствором перманганата калия, смазать края раны йодом и забинтовать. При раздражении дыхательных путей удушливыми газами следует вывести пострадавшего на свежий воздух.

*При всех несчастных случаях необходимо немедленно обратиться к лаборанту или преподавателю.*

Отработанные растворы кислот и щелочей следует сливать в специальные банки для отходов, находящиеся в вытяжном шкафу.

Самостоятельно, без указания на то преподавателя, проводить дополнительные опыты не разрешается.

Запрещается принимать пищу в лаборатории.

По окончании работы необходимо вымыть использованную посуду, руки, а приведенное в порядок рабочее место сдать дежурному лаборанту.

ПРИМЕЧАНИЕ. Лабораторные работы зачитывается после защиты и выполнения тестовых заданий, которые необходимо получить у преподавателя.

## Лабораторная работа № 5. Установление характера и определение тепловых эффектов различных реакций

**Цель работы:** экспериментальное установление характера тепловых эффектов химических процессов и овладение методикой термодинамических расчетов в химии.

### Опыт 1 Определение изменения энтальпии реакции нейтрализации

Реакция нейтрализации сильной кислоты сильным основанием в разбавленном растворе отвечает уравнению:



Стандартная теплота нейтрализации сильной кислоты сильным основанием составляет 57 кДж на один моль образующейся воды.

В таблице 1 приведены варианты реагентов для реакции нейтрализации, которые выдаются преподавателем.

Таблица 1 – Варианты реагентов для реакции нейтрализации

| Вариант | Растворы    |                          |
|---------|-------------|--------------------------|
|         | щелочь      | кислота                  |
| 1       | KOH, 1 М    | HCl, 1 М                 |
| 2       | NaOH, 1 М   | HNO <sub>3</sub> , 1 М   |
| 3       | NaOH, 0,5 М | HNO <sub>3</sub> , 0.5 М |
| 4       | KOH, 2 М    | HCl, 2 М                 |

**Реактивы:** растворы гидроксидов натрия и калия, соляной и азотной кислот соответствующих концентраций (см. табл. 1).

**Посуда и принадлежности:** химический стакан емкостью на 200 мл; два мерных цилиндра; термометр.

**Методика проведения опыта:** получите у преподавателя задание (вариант из табл. 1), запишите вариант в лабораторный журнал.

Налейте в мерный цилиндр 100 см<sup>3</sup> раствора щелочи заданной концентрации, перелейте его в стакан и определите температуру жидкости термометром. Запишите температуру в лабораторный журнал.

Налейте в другой мерный цилиндр 100 см<sup>3</sup> раствора кислоты заданной концентрации и измерьте температуру раствора, также ее зафиксировав.

Быстро влейте отмеренный объем кислоты в щелочь и отметьте температуру, которую покажет термометр после сливания растворов.

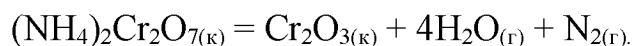
Отразите ваши наблюдения в лабораторном журнале. Напишите молекулярное уравнение проведенной реакции.

После завершения опыта напишите вывод, в котором укажите, к какому типу реакций по тепловому эффекту можно отнести изучаемый процесс.

Рассчитайте тепловой эффект изученной химической реакции по следствию из закона Гесса, используя данные таблицы 2. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

## Опыт 2 Термическое разложение бихромата аммония

В основе опыта лежит следующая химическая реакция:



**Реактивы и материалы:** кристаллический бихромат аммония, большой лист бумаги, спички.

**Посуда и принадлежности:** фарфоровая чашка на 50-100 мл, шпатель.

**Методика проведения опыта:** в фарфоровую чашку шпателем насыпьте горкой примерно две чайные ложки бихромата аммония. Чашку поставьте на лист бумаги. Подожгите горку кристаллов в середине горящей спичкой. После начала реакции спичку выньте. Наблюдайте «извержение вулкана». Отрадите ваши наблюдения в лабораторном журнале.

После завершения опыта напишите выводы, в которых укажите:

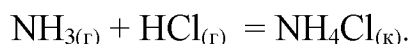
– к какому типу реакций по тепловому эффекту можно отнести изучаемый процесс;

– с какой целью проводили предварительное нагревание исходной соли.

Запишите уравнение, по которому можно рассчитать тепловой эффект химической реакции. Найдите тепловой эффект, используя данные таблицы 2. Составьте термохимическое уравнение проведенной реакции.

## Опыт 3 Образование хлорида аммония

В основе опыта лежит следующая химическая реакция:



**Реактивы:** концентрированный раствор аммиака, концентрированная соляная кислота.

**Посуда и принадлежности:** широкий стакан емкостью 500-1000 мл, два фарфоровых тигля, стеклянная или керамическая пластинка.

**Методика проведения опыта:** Внесите в один тигель несколько капель соляной кислоты и поставьте его на пластинку. Во второй тигель налейте несколько капель раствора аммиака и поставьте рядом на пластинку. Закройте тигли одним стаканом. Наблюдайте за процессом появления соли и отразите это в лабораторном журнале. Запишите наблюдения. Рассчитайте значения изменения энтальпии, энтропии и энергии Гиббса реакции, используя данные таблицы 2.

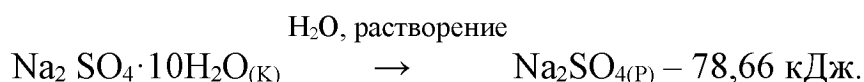
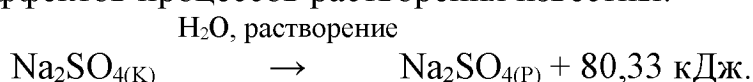
В выводе объясните, почему данная реакция протекает самопроизвольно, подтвердив ответ термодинамическими расчетами.

## Опыт 4 Определение характера тепловых эффектов растворения солей (УИРС)

При растворении кристаллических солей в воде происходит разрушение их кристаллических решеток, которое сопровождается поглощением теплоты ( $\Delta H_{\text{р}} > 0$ ), и образование гидратированных ионов, приводящее к выделению теплоты гидратации ( $\Delta H_{\text{гидр}} < 0$ ). Если растворяемая соль не подвергается гидролизу, то общая теплота растворения соли складывается из этих составляющих:  $\sum \Delta H_{\text{общ}} = \Delta H_{\text{р}} + \Delta H_{\text{гидр}}$ . В зависимости от значения  $\sum \Delta H_{\text{общ}}$

растворение протекает с разогреванием (экзотермичный процесс) или охлаждением (эндотермичный процесс).

В этом опыте следует сравнить тепловые эффекты, которые сопровождают растворение безводного сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и его кристаллогидрата  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , установить термохимический тип процесса растворения солей и знаки изменения энтальпии, а также рассчитать теплоту гидратации сульфата натрия. Теплота гидратации соли определяется по разности теплот растворения безводной соли и ее кристаллогидрата. Значения тепловых эффектов процессов растворения известны:



Реакция образования кристаллогидрата при растворении безводной соли:



**Реактивы:** кристаллический безводный сульфат натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , кристаллогидрат  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , дистиллированная вода.

**Посуда и принадлежности:** два стакана емкостью 300-400 мл, мерный цилиндр, термометр, шпатель.

**Методика проведения опыта:** В стакан налейте 50-100 мл воды, погрузите в нее термометр и внесите несколько шпателей безводной соли. Отметьте, идет ли растворение соли, выделяется ли теплота. Налейте воду в другой стакан, опустите в нее термометр и внесите примерно столько же кристаллогидрата  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Отметьте, с каким тепловым эффектом происходит его растворение. Укажите, процесс растворения какой соли экзотермичен, а какой – эндотермичен. Рассчитайте теплоту гидратации при образовании кристаллогидрата  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  из безводной соли, используя приведенные термохимические уравнения.

В выводах:

– укажите термохимические типы процессов растворения безводной соли и ее кристаллогидрата;

– объясните, почему: а) образование кристаллогидрата происходит самопроизвольно; б) при упаривании многих солевых растворов соли выделяются в виде кристаллогидратов, для разложения которых требуется нагревание.

Таблица 2 – Термодинамические константы веществ

| Вещество                                         | $\Delta H_{298}^{\circ}$ , кДж/моль | $\Delta G_{298}^{\circ}$ , кДж/моль | $S_{298}^{\circ}$ , Дж/моль·К |
|--------------------------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------|
| $\text{Cr}_2\text{O}_3(\text{к})$                | -1440,6                             | -1050,0                             | 81,2                          |
| $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{к})$ | -1799,0                             | –                                   | –                             |
| $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$                   | -241,8                              | -228,6                              | 188,7                         |

Продолжение таблицы 2

| Вещество                                               | $\Delta H^{\circ}_{298}$ , кДж/моль | $\Delta G^{\circ}_{298}$ кДж/моль | $S^{\circ}_{298}$ , Дж/моль·К |
|--------------------------------------------------------|-------------------------------------|-----------------------------------|-------------------------------|
| H <sub>2</sub> O (ж)                                   | -285,8                              | -237,3                            | 70,1                          |
| N <sub>2</sub> (г)                                     | 0                                   | 0                                 | 191,5                         |
| NH <sub>3</sub> (г)                                    | -46,2                               | -16,6                             | 192,6                         |
| NH <sub>4</sub> Cl (к)                                 | -315,4                              | -343,6                            | 94,6                          |
| HCl (г)                                                | -92,3                               | -95,3                             | 186,8                         |
| HCl (ж)                                                | -167,5                              | -131,2                            | 55,2                          |
| Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (к)                    | -1388,0                             | -1270,2                           | 149,7                         |
| Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ·10H <sub>2</sub> O(к) | -4327,6                             | -3645,3                           | 592,3                         |
| NaOH(р)                                                | -470,4                              | -48,1                             | 422,4                         |
| KOH(р)                                                 | -482,7                              | -91,7                             | 440,9                         |
| HCl(р)                                                 | -167,1                              | -56,5                             | 131,3                         |
| HNO <sub>3</sub> (р)                                   | -207,4                              | -147,2                            | 111,6                         |
| NaNO <sub>3</sub> (р)                                  | -448,0                              | -206,2                            | 373,8                         |
| KCl(р)                                                 | -419,3                              | -157,4                            | 413,8                         |

### Лабораторная работа № 6. Влияние различных факторов на скорость реакций

**Цель работы:** изучение факторов, влияющих на скорость химических реакций – концентрации веществ, температуры, катализа, величины и состояния поверхности реагирующих веществ в гетерогенной системе.

#### Опыт 1 Зависимость скорости гетерогенной реакции от величины поверхности твердого вещества

В основе опыта лежит следующая химическая реакция:



**Реактивы и материалы:** кусочки мела (CaCO<sub>3</sub>), фильтровальная бумага, 2 Н раствор соляной кислоты.

**Посуда и принадлежности:** пробирки, стеклянная палочка.

**Методика проведения опыта:** Возьмите два примерно одинаковых кусочка мела величиной с горошину. Один из них положите на фильтровальную бумагу и стеклянной палочкой измельчите в порошок. Полученный порошок поместите в пробирку. Второй кусочек мела целиком опустите в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте одинаковые объемы (по 1-2 мл) раствора соляной кислоты. Наблюдайте за ходом реакции в обеих пробирках, отразите наблюдения в лабораторном журнале.

Напишите выражение скорости проведенной реакции, используя закон действующих масс.

В выводе объясните, почему скорость растворения мела в этих случаях различна.

### **Опыт 2 Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ**

В основе опыта лежит взаимодействие мела с соляной и уксусной кислотами:



**Реактивы и материалы:** порошок мела, фильтровальная бумага, 1 М раствор соляной кислоты, 1 М раствор уксусной кислоты.

**Посуда и принадлежности:** пробирки; микрошпатель.

**Методика проведения опыта:** Шпателем насыпьте в две пробирки одинаковое количество порошка мела. В одну пробирку налейте 1-2 мл раствора соляной кислоты, в другую – такой же объем раствора уксусной кислоты. Сравните результаты наблюдений в обеих пробирках.

Напишите выражения скоростей проведенных реакций, используя закон действующих масс.

В выводе объясните причины различия скоростей обеих реакций.

### **Опыт 3 Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ при постоянной температуре (полумикро-метод)**

В основе опыта лежит реакция, протекающая по уравнению:



Образующаяся в реакции сера выделяется в виде мутного осадка. Время от начала реакции до появления первых следов помутнения при постоянной температуре зависит от концентрации реагирующих веществ.

**Реактивы:** 2 Н раствор серной кислоты, 1 Н раствор тиосульфата натрия, дистиллированная вода.

**Посуда и принадлежности:** микропробирки, пипетки, секундомер.

**Методика проведения опыта:** Для проведения опыта в четырех пробирках приготовьте равные объемы растворов тиосульфата натрия ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) различной концентрации. Для этого в каждую пробирку внесите пипеткой по каплям раствор тиосульфата натрия и воду в количествах, указанных в таблице 3.

Приняв относительную концентрацию раствора в первой пробирке (4 капли  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  + 8 капель  $\text{H}_2\text{O}$ ) за единицу, заполните колонку 6 таблицы 1.5 соответствующими значениями относительной концентрации  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  для остальных пробирок.

В пробирку № 1 внесите каплю раствора серной кислоты, одновременно включите секундомер и отметьте время, прошедшее от сливания растворов до появления помутнения. Аналогично поступайте и с другими пробирками,

стараясь каждый раз зафиксировать время достижения одинаковой степени помутнения. Рассчитайте относительную практическую скорость реакции для каждого случая, зная исходную относительную концентрацию раствора тиосульфата натрия в каждом случае.

Таблица 3 – Зависимость скорости реакции от концентрации веществ

| Номер пробирки | Количество капель                 |                      |                         | Общее число капель | Относительная концентрация (с) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ | Время появления мути, $\tau$ | Относительная скорость реакции<br>$V = \frac{c}{\tau}$ |
|----------------|-----------------------------------|----------------------|-------------------------|--------------------|------------------------------------------------------------------|------------------------------|--------------------------------------------------------|
|                | $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ | $\text{H}_2\text{O}$ | $\text{H}_2\text{SO}_4$ |                    |                                                                  |                              |                                                        |
| 1              | 2                                 | 3                    | 4                       | 5                  | 6                                                                | 7                            | 8                                                      |
| 1              | 4                                 | 8                    | 1                       | 13                 | 1                                                                |                              |                                                        |
| 2              | 6                                 | 6                    | 1                       | 13                 |                                                                  |                              |                                                        |
| 3              | 8                                 | 4                    | 1                       | 13                 |                                                                  |                              |                                                        |
| 4              | 12                                | –                    | 1                       | 13                 |                                                                  |                              |                                                        |

Зависимость между концентрацией раствора тиосульфата натрия и скоростью реакции изобразите графически, откладывая на оси абсцисс концентрацию раствора, а на оси ординат – скорость реакции. Какой линией выражается найденная зависимость? Напишите выражение скорости проведенной реакции по расходу реагентов и ее скорости по накоплению продуктов, используя закон действующих масс.

Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия и объясните, почему эта зависимость существует.

#### Опыт 4 Зависимость скорости реакции от температуры

**Реактивы:** 2 Н раствор серной кислоты, 1 Н раствор тиосульфата натрия; дистиллированная вода.

**Посуда и принадлежности:** микропробирки, пипетки, секундомер, водяная баня (стакан с горячей водой), термометр.

**Методика проведения опыта:** зависимость скорости реакции от температуры можно рассмотреть на примере реакции, описанной в опыте 3.

При комнатной температуре приготовьте раствор из 4 капель 1 Н раствора тиосульфата натрия и 8 капель воды, внесите в него 1 каплю 2 Н раствора серной кислоты. Отметьте время появления мути в пробирке.

Повторите опыт для температур на 10, 20 и 30 °С выше комнатной, предварительно поместив пробирки на 5 мин в стакан с водой соответствующей температуры. Результаты наблюдений запишите в таблицу 4.

По данным таблицы 4 постройте график зависимости относительной скорости реакции от температуры. Рассчитайте значение температурного

коэффициента, исходя из полученных данных. Укажите, каков физический смысл этого коэффициента.

Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры и объясните причину этой зависимости.

Таблица 4 – Зависимость скорости реакции от температуры

| № п/п | Температура опыта, °С | Время протекания реакции, $\tau$ , с | Относительная скорость реакции, $V = \frac{1}{\tau}$ | Во сколько раз изменяется относительная скорость реакции при повышении температуры на 10 °С |
|-------|-----------------------|--------------------------------------|------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1     |                       |                                      |                                                      |                                                                                             |
| 2     |                       |                                      |                                                      |                                                                                             |
| 3     |                       |                                      |                                                      |                                                                                             |
| 4     |                       |                                      |                                                      |                                                                                             |

### Опыт 5 Зависимость скорости реакции от катализатора

В основе опыта лежит реакция разложения пероксида водорода:



#### Опыт 5.1 Гомогенный катализ

**Реактивы и материалы:** 3-процентный раствор пероксида водорода, 2 Н раствор серной кислоты.

**Посуда:** пробирки.

**Методика проведения опыта:** В две пробирки налейте по 1-2 мл раствора пероксида водорода. В одну внесите 0,5-1 мл раствора серной кислоты. Отметьте, изменяется ли скорость газообразования при добавлении кислоты.

В выводе отметьте, к какому типу относится использованный катализатор: является положительным или отрицательным, гомогенным или гетерогенным.

#### Опыт 5.2 Гетерогенный катализ

**Реактивы:** 3-процентный раствор пероксида водорода; порошок оксида марганца (IV).

**Посуда и принадлежности:** пробирки; микрошпатель.

**Методика проведения опыта:** В две пробирки налейте по 1-2 мл раствор пероксида водорода. В одну внесите на кончике шпателя немного порошка оксида марганца (IV). Наблюдайте за разложением пероксида водорода в обеих пробирках.

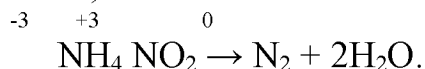
В выводах отразите, как влияет данный катализатор на скорость химической реакции, к какому типу вы его отнесете и почему.

### Опыт 6 Колебательная реакция с выделением газообразного азота

**Колебательными** называют реакции, в ходе которых концентрации промежуточных соединений и скорость реакции испытывают колебания. Колебания могут быть периодическими, непериодическими или иметь непрерывный спектр. Колебательные реакции протекают, например, при

окислении CO, H<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>OH, а также лежат в основе важнейших биологических процессов (мышечного сокращения, генерации биоритмов).

Процесс, изучаемый в опыте, осуществляется по окислительно-восстановительной реакции разложения водного раствора нитрита аммония (реакция диспропорционирования):



В ходе этой реакции последовательно протекают следующие стадии: образование центров газовыделения (пересыщенного раствора азота), рост пузырьков газа (насыщенного раствора из-за уменьшения концентрации растворенного газа), выделение газа (в результате уменьшения концентрации растворенного азота ниже предела насыщаемости), остановка процесса возникновения центров газовыделения. Поскольку разложение водного раствора нитрита аммония продолжается, раствор снова становится пересыщенным, и в конечном счете формирование пузырьков ведет к новому выделению газообразного азота. Таким образом, колебания реакции связаны с ростом пузырьков азота, обусловленного периодическим выделением азота за пределы сферы реакции.

**Реактивы:** сульфат аммония, нитрит натрия, раствор серной кислоты (0,2 М).

**Посуда и оборудование:** стеклянный стакан (примерно на 2 л), стеклянная палочка, мерный цилиндр или стакан на 1 л, мерный цилиндр на 100 мл, две конические колбы (250 мл), магнитная мешалка.

#### Методика проведения опыта

Приготовление растворов реагентов. *Раствор серной кислоты* ( $C_M = 0,2$  М). При охлаждении и перемешивании осторожно растворяют 11 мл концентрированной серной кислоты в 500 мл дистиллированной воды в мерной колбе на 1 л и после охлаждения доводят объем раствора до 1 л дистиллированной водой.

*Раствор А.* Растворяют 26 г сульфата аммония в 100 мл 0,2 М раствора серной кислоты в конической колбе.

*Раствор В.* Растворяют 28 г нитрита натрия в 100 мл дистиллированной воды в конической колбе.

В стеклянный цилиндр налейте по 10 мл растворов А и В и быстро их перемешайте. Дальнейшее наблюдение за ходом реакции ведите при медленном перемешивании на магнитной мешалке. Отметьте начало выделения газа, затем оно прекращается. Отметьте начало нового газообразования (примерно через 8 с). Через минуту процесс выделения газа становится более энергичным и четким. Наблюдаемая колебательная реакция продолжается около 4 мин.

Напишите выражение скорости проведенной реакции по закону действия масс.

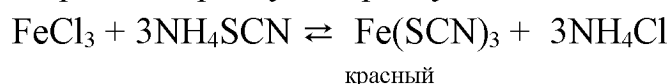
В выводе отразите, почему проведенная реакция является колебательной, и укажите характерные особенности таких реакций.

## Лабораторная работа № 7. Смещение химического равновесия

**Цель работы:** изучение факторов, которые вызывают смещение химического равновесия и позволяют управлять направленностью обратимых процессов.

### Опыт 1. Влияние концентрации веществ на смещение химического равновесия (УИРС)

При взаимодействии хлорида железа (III) с роданидом аммония протекает обратимая реакция с образованием слабого электролита – роданида железа (III), имеющего интенсивную кроваво-красную окраску:



Поскольку остальные вещества неокрашенные ( $\text{NH}_4\text{SCN}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) или слабоокрашенные (разбавленный раствор хлорида железа (III) имеет светло-желтую окраску), смещение равновесия легко наблюдать по изменению интенсивности красной окраски<sup>1</sup>.

**Реактивы:** насыщенные растворы хлорида железа (III) и роданида аммония; кристаллические роданид аммония и хлорид аммония; дистиллированная вода.

**Посуда и принадлежности:** стандартные пробирки; два микрошпателя.

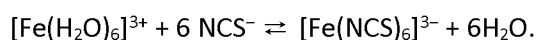
**Методика проведения опыта:** В пробирку добавьте по три капли растворов хлорида железа (III) и роданида аммония. Полученный темно-красный раствор разбавьте дистиллированной водой до светло-красной окраски. В этой системе установилось начальное состояние равновесия (пробирка №1, табл. 5).

Разделите полученный раствор на три пробирки. В одну пробирку (пробирка № 2) прибавьте 1-2 микрошпателя кристаллов роданида аммония, в другую (пробирка № 3) – 1-2 микрошпателя кристаллов хлорида аммония. Пробирку № 1 оставьте в качестве контроля для сравнения.

Сопоставьте интенсивность окрасок растворов во всех пробирках и отразите это в наблюдениях. На основании закона действующих масс напишите выражение для скорости прямой реакции, скорости обратной реакции и константы равновесия данной обратимой реакции.

---

<sup>1</sup> Рассматриваемая реакция относится к группе процессов с образованием ацидокомплексов, которые часто придают растворам характерную окраску и поэтому могут служить для открытия тех или иных ионов металлов в растворе. В данном случае использована весьма чувствительная реакция между тиоцианатными анионами  $\text{NCS}^-$  и солями железа  $\text{Fe(III)}$ , которая приводит к анионам состава  $[\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{3-}$ , окрашивающих раствор в кроваво-красный цвет:



Поскольку и аквакомплекс  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ , и ацидокомплекс  $[\text{Fe}(\text{NCS})_6]^{3-}$  являются слабыми электролитами, реакция обратима. Для простоты записи можно ограничиться уравнением реакции приведенным выше в описании опыта.

Сделайте вывод о влиянии концентрации веществ на смещение химического равновесия и о причинах этого смещения. Объясните, почему изменение концентраций веществ влияет на скорость реакции.

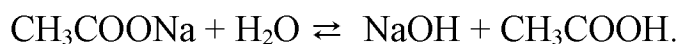
Отметьте, сколько состояний равновесия Вы наблюдали. Определите, изменялась ли константа равновесия в ходе эксперимента или оставалась постоянной и почему. Результаты опыта занесите в таблицу 5.

Таблица 5 – Влияние концентрации веществ на смещение химического равновесия

| Номер пробирки | Добавленное вещество | Изменение интенсивности окраски | Направление смещения равновесия (вправо или влево) |
|----------------|----------------------|---------------------------------|----------------------------------------------------|
| 1              | контроль             |                                 |                                                    |
| 2              | NH <sub>4</sub> SCN  |                                 |                                                    |
| 3              | NH <sub>4</sub> Cl   |                                 |                                                    |

## Опыт 2. Влияние температуры на равновесие реакции обратимого гидролиза ацетата натрия

В основе опыта лежит реакция гидролиза ацетата натрия:



В этой обратимой реакции прямая реакция – гидролиз соли, обратная – нейтрализация. При смещении равновесия в сторону гидролиза образуется сильное основание, присутствие которого может быть установлено малиновым окрашиванием фенолфталеина, добавляемого в реакционную систему в качестве кислотно-основного индикатора.

**Реактивы:** 0,1 Н раствор ацетата натрия, спиртовой раствор фенолфталеина.

**Посуда и принадлежности:** пробирки, спиртовка, спички, держатель для пробирок.

**Методика проведения опыта:** Налейте в пробирку 3-4 мл раствора ацетата натрия и добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина. Нагрейте жидкость до кипения. В наблюдениях отметьте окраску раствора до и после нагревания. Охладите пробирку. Отметьте, изменился ли цвет жидкости в пробирке после охлаждения. Объясните, почему окраска фенолфталеина изменяется при нагревании и охлаждении.

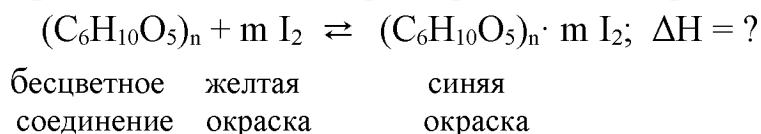
Напишите выражение константы равновесия для данной реакции.

В выводах укажите:

- с какими тепловыми эффектами протекают прямая и обратная реакции и почему;
- каково направление смещения химического равновесия в данной реакции при повышении температуры и что является причиной этого.

### Опыт 3 Влияние температуры на обратимую реакцию и установление термохимического типа прямой и обратной реакции

При действии раствора иода на крахмал образуется комплексное соединение – иодкрахмал, имеющий характерное синее окрашивание:



**Реактивы:** раствор иода в воде (с желтой окраской средней интенсивности), свежеприготовленный крахмальный клейстер (приготовить суспензию из 0,5 г крахмала в 10 мл холодной воды, вылить ее в 150 мл горячей воды и довести до кипения).

**Посуда и принадлежности:** пробирки, спиртовка, спички, держатель для пробирок.

**Методика проведения опыта:** Налейте в пробирку 2-3 мл раствора крахмального клейстера, добавьте несколько капель раствора иода. Отметьте и запишите в графе "Наблюдения" окраску полученного раствора. Нагрейте пробирку на спиртовке. Отметьте изменение окраски. Пробирку охладите под струей воды из-под крана. Отметьте, что происходит с окраской раствора при охлаждении.

В выводах укажите направления смещения химического равновесия в данной обратимой реакции соответственно при повышении и понижении температуры, а также знаки тепловых эффектов прямой и обратной реакций. Объясните причины этого.

### Лабораторная работа № 8. Гидролиз солей и установление типа соли по значению водородного показателя (рН) гидролизата (капельный метод)

**Цель работы:** ознакомиться с реакциями гидролиза солей, научиться составлять ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза, по значению рН гидролизата устанавливать тип растворенной соли, а также прогнозировать влияние растворимых солей на показатели рН среды.

**Реактивы:** зашифрованные образцы трех кристаллических солей, дистиллированная вода, универсальная индикаторная бумага.

**Посуда:** пробирки на 15 см<sup>3</sup> (3 шт.), пипетки.

**Методика проведения опыта:** Даны формулы трех солей и их зашифрованные образцы 1, 2, 3. По значению рН, возникающего при растворении этих солей, необходимо определить, какая из солей находится в каждом образце.

В пробирку налейте 8-10 см<sup>3</sup> дистиллированной воды и растворите одну лопаточку исследуемого образца соли № 1.

Возьмите полоску универсальной индикаторной бумаги и нанесите на неё пипеткой 1-2 капли полученного раствора из пробирки и выдержите 1-2 минуты. Окраску индикаторной бумаги, смоченной исследуемым раствором, сравните со стандартной шкалой значений рН. Значение рН стандартной шкалы, с которым

совпал по цвету исследуемый образец, запишите в лабораторный журнал в графу наблюдений.

Аналогичным образом исследуйте образцы солей № 2 и № 3.

Напишите уравнения электролитической диссоциации каждой соли из вашего варианта, определите ион от слабого электролита.

Составьте краткое ионно-молекулярное уравнение реакции гидролиза каждой данной соли с участием только одной молекулы воды и на основании его напишите молекулярное уравнение. Укажите в этих уравнениях под веществами силу электролитов. Сопоставьте полученные опытные данные с ожидаемым при гидролизе значением pH раствора (на основании кратких ионно-молекулярных уравнений).

На основании полученных данных определите наличие в выданных образцах солей временной и постоянной жёсткости и укажите их формулы.

Напишите вывод, в котором укажите (используя экспериментально определенные и прогнозируемые значения pH растворов), какая соль из данного набора присутствует в растворе каждого исследованного образца, и объясните почему. Укажите, почему изученные реакции гидролиза обратимы и название их обратной реакции.

В выводах отразите также, какие по составу соли жесткости подвергаются гидролизу, а какие – нет и почему, и как это влияет на качество воды.

## **Лабораторная работа № 9. Исследование образцов воды по показателям кислотности**

**Цель работы:** ознакомление с методами количественного определения ионов жесткости и кислотности воды.

### **Опыт 1 Определение водородного показателя природных и сточных вод с помощью pH-метра**

**Реактивы:** образцы исследуемых вод; аммиачный буферный раствор, состоящий из смеси  $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$  с pH 9,2; дистиллированная вода.

**Посуда, принадлежности и оборудование:** pH-метр со стеклянными электродами, стакан емкостью 100 см<sup>3</sup>, цилиндр на 50 см<sup>3</sup>, промывалка с дистиллированной водой, фильтровальная бумага.

**Методика проведения опыта:** Метод pH-метрии основан на измерении электродного потенциала, возникающего на поверхности контактирующего с раствором электрода и зависящего от активности (концентрации) ионов водорода в этом растворе.

На практике для определения pH используется стеклянный электрод. Он представляет собой тонкостенную стеклянную колбочку с впаянной в неё серебряной проволокой, наполненную насыщенным раствором хлорида серебра в соляной кислоте. Электродный потенциал стеклянного электрода пропорционален концентрации ионов водорода. Стеклянный электрод используют в комбинации с электродом сравнения, например, с каломельным

электродом. Оба электрода соединены с высокоомным вольтметром, на шкале которого указаны значения pH.

В лабораторный стакан емкостью 100 см<sup>3</sup> налейте 50 см<sup>3</sup> исследуемой природной воды (один из образцов). Опустите в стакан электроды pH-метра и по шкале значений водородного показателя в диапазоне от 1 до 14 определите величину pH данного образца воды.

Полученное значение запишите в лабораторный журнал. Сделайте вывод о преимуществах данного метода определения pH по сравнению с индикаторным методом. Определите, примеси кислот или оснований содержатся в исследуемой воде, и каков уровень их содержания. Укажите, каким химическим способом можно очистить воду от этих примесей, приведите пример реакции и ее уравнение.

## **Опыт 2 Реакция нейтрализации и ее использование для определения концентрации растворов кислот и оснований**

Перед выполнением опыта 2 проверьте уровень pH образца воды с помощью универсальной индикаторной бумаги. Если образец имеет pH < 7, выполняйте опыт 2.1. Если образец имеет pH > 7, выполняйте опыт 2.2.

### **Опыт 2.1 Реакция нейтрализации и ее использование для определения нормальной концентрации растворов кислот**

**Реактивы:** образец исследуемой воды с pH < 7, 1N раствор щелочи NaOH, 0,02 %-ный раствор метилоранжа.

**Посуда, принадлежности и оборудование:** бюретка на 25 см<sup>3</sup>, конические колбы на 50 см<sup>3</sup> (3 шт.), пипетка на 10 см<sup>3</sup>, воронка.

В данном опыте используется титриметрический метод (см. с. 44).

**Кислотно-основное титрование.** В его основе лежит реакция нейтрализации кислоты основанием. В качестве индикаторов, фиксирующих полный расход кислоты и появление избытка щелочи, могут быть использованы индикаторы кислотно-основного типа: лакмус – в момент перехода красной окраски в синюю, фенолфталеин – в момент появления малиновой окраски, метилоранж – в момент перехода красной окраски в желтую.

**Методика проведения опыта:** В коническую колбу на 50 см<sup>3</sup> пипеткой внесите 10 см<sup>3</sup> исследуемой воды с pH < 7 и прибавьте 1-2 капли индикатора метилоранжа. Отметьте исходную окраску индикатора в кислой среде. Приготовьте аналогичным образом три одинаковых образца.

Бюретку через воронку заполните раствором щелочи. Оттитруйте щелочью приготовленные три образца кислоты при постоянном перемешивании содержимого колбы. Конец титрования определите по переходу окраски индикатора из красной в желтую. Титруют до появления слабо-желтой окраски, устойчивой в течение 30 с. Результаты между параллельными определениями по расходу раствора щелочи не должны отличаться более чем на 0,1 см<sup>3</sup>.

Результаты запишите в лабораторный журнал, из них определите среднее значение. Нормальность исследуемого раствора рассчитайте из формулы:

$$V_{\text{к}} \cdot C_{\text{кН}} = V_{\text{щ}} \cdot C_{\text{щН}}, \text{ отсюда } C_{\text{кН}} = V_{\text{щ}} \cdot C_{\text{щН}} / V_{\text{к}},$$

где  $V_k$  – объем раствора исследуемой воды, содержащей примесь кислоты ( $10 \text{ см}^3$ ),

$V_{\text{щ}}$  – объем раствора щелочи пошедшей на титрование;

$C^k_{\text{H}}$  – определяемая нормальная концентрация кислот в водном растворе;

$C^{\text{щ}}_{\text{H}}$  – известная нормальная концентрация раствора щелочи.

Напишите уравнение проведенной реакции в кратком молекулярно-ионном виде.

В выводах отразите, к какому типу реакций относится изучаемая реакция и почему она в данном случае необратима; что в этой реакции является аналитическим сигналом; какое название имеет метод количественного химического анализа, основанный на таких реакциях, и что в таких методах анализа называется точкой эквивалентности.

### **Опыт 2.2 Реакции нейтрализации и их использование для определения нормальной концентрации растворов щелочей**

**Реактивы:** образец исследуемой воды с  $\text{pH} > 7$ , 1Н раствор кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 0,02 %-ный раствор фенолфталеина.

**Посуда, принадлежности и оборудование:** бюретка на  $25 \text{ см}^3$ , конические колбы на  $50 \text{ см}^3$  (3 шт.), пипетка на  $10 \text{ см}^3$ , воронка.

В данном опыте используется титриметрический метод. В основе кислотно-основного титрования лежит реакция нейтрализации основания кислотой. В качестве индикаторов, фиксирующих полный расход щелочи и появление избытка кислоты, могут быть использованы индикаторы кислотно-основного типа: лакмус – в момент перехода красной окраски в синюю, фенолфталеин – в момент появления малиновой окраски, метилоранж – в момент перехода красной окраски в жёлтую.

**Методика проведения опыта:** В коническую колбу на  $50 \text{ см}^3$  пипеткой внесите  $10 \text{ см}^3$  исследуемой воды с  $\text{pH} < 7$  и прибавьте 1-2 капли индикатора фенолфталеина. Отметьте исходную окраску индикатора в щелочной среде. Приготовьте аналогичным образом три одинаковых образца.

Бюретку через воронку заполните раствором кислоты. Оттитруйте кислотой приготовленные три образца воды при постоянном перемешивании содержимого колбы. Конец титрования определите по исчезновению малиновой окраски индикатора. Результаты между параллельными определениями по расходу раствора кислоты не должны отличаться более чем на  $0,1 \text{ см}^3$ .

Результаты запишите в лабораторный журнал, из них определите среднее значение. Нормальность исследуемого раствора рассчитайте из формулы:

$$V_k \cdot C^k_{\text{H}} = V_{\text{щ}} \cdot C^{\text{щ}}_{\text{H}}, \text{ отсюда } C^{\text{щ}}_{\text{H}} = V_k \cdot C^k_{\text{H}} / V_{\text{щ}},$$

где  $V_k$  – объем раствора исследуемой воды, содержащей примесь кислоты ( $10 \text{ см}^3$ );

$V_{\text{щ}}$  – объем раствора щелочи пошедшей на титрование;

$C^k_{\text{H}}$  – определяемая нормальная концентрация кислот в водном растворе;

$C_{\text{щН}}$  – известная нормальная концентрация раствора щелочи.

Напишите уравнение проведенной реакции в кратком молекулярно-ионном виде.

В выводах отразите, к какому типу реакций относится изучаемая реакция и почему она в данном случае необратима; что в этой реакции является аналитическим сигналом; какое название имеет метод количественного химического анализа, основанный на таких реакциях, и что в таких методах анализа называется точкой эквивалентности.

## **Лабораторная работа № 10. Окислительно-восстановительные реакции**

**Все опыты в лабораторной работе 10 выполняются капельным методом и оформляются в соответствии со следующим заданием:**

1. Проведите опыт по данной методике.
2. Отметьте в лабораторном журнале все наблюдения (изменение цвета реакционной среды, образование осадка, выделение газа, образование гомогенной или гетерогенной среды, разогрев и т.п.)
3. Составьте или допишите химическое уравнение наблюдаемой реакции.
4. Для всех реакций приведите уравнения электронного баланса с указанием окислителя, восстановителя и процессов, проходящих в данной ОВР.
5. После проведения опытов напишите выводы.

В выводах отразите:

- почему наблюдаемая окислительно-восстановительная реакция оказалась возможной (укажите окислитель, восстановитель, за счет чего они таковыми являются, и какое значение по отношению к нулю имеет в этой реакции  $\Delta E$ );
- к какому типу в соответствии с классификацией ОВР относится данная реакция и почему;
- что в данной реакции является аналитическим сигналом;
- какие частицы (молекулы, атомы или ионы) и почему можно обнаружить методом химической идентификации с помощью конкретного аналитического реактива, использованного в каждом из проведенных опытов.

**Цель работы:** изучение окислительно-восстановительных реакций разных типов с участием неметаллов и сложных веществ, имеющих в своем составе элементы в различных степенях окисления. Ознакомление с возможностями использования ОВР в химическом анализе.

### **Опыт 1 Реакция диспропорционирования брома**

**Реактивы:** бромная вода (насыщенный раствор брома в воде), раствор 2 Н NaOH (реактив для обнаружения брома).

**Посуда:** предметное стекло, пипетки.

**Методика проведения опыта:** на предметное стекло нанесите 2 капли бромной воды и добавьте к ней по каплям раствор щелочи до обесцвечивания



### Опыт 3 Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия

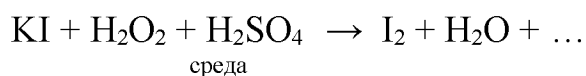
**Реактивы:** пероксид водорода ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) водный раствор с массовой долей 3%; 0,5 Н раствор иодида калия KI (реактив для обнаружения иона  $\text{O}^{-1}$  в молекуле  $\text{H}_2\text{O}_2$ ); 2 Н раствор серной кислоты.

**Посуда:** предметное стекло, пипетки.

**Методика проведения опыта:** на предметное стекло нанесите 3 каплю иодида калия, добавьте одну каплю раствора серной кислоты и 1-2 капли раствора пероксида водорода.

Укажите, для какого образовавшегося вещества характерна появившаяся окраска.

Допишите уравнение реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса:



Напишите наблюдения и выводы (см. общее задание по выполнению лабораторной работы по теме).

Укажите, какую роль и почему может играть пероксид водорода в различных ОВР.

### Опыт 4 Влияние величины стандартных окислительно-восстановительных потенциалов окислителя и восстановителя на направленность ОВР

**Реактивы:** 1 М раствор хлорида железа (III) ( $\text{FeCl}_3$ ), 1 М раствор иодида калия (KI), 1 М раствор бромид калия (KBr).

**Посуда:** два предметных стекла, пипетки, стеклянная палочка.

**Методика проведения опыта:** на два предметных стекла нанесите по 2 капли раствора хлорида железа (III). На одно стекло к раствору  $\text{FeCl}_3$  добавьте 2 капли раствора иодида калия, а на второе – 2 капли раствора бромид калия.

Отметьте, на каком из стекол и в результате чего изменился цвет раствора.

В рассмотренных реакционных системах единственным окислителем является  $\text{Fe}^{3+}$  в составе  $\text{FeCl}_3$ , а потенциальными восстановителями могут быть анионы  $\text{I}^-$  или  $\text{Br}^-$  в составе KI и KBr. Из приведенных ниже схем выберите ту, согласно которой прошла реакция, и подберите к ней коэффициенты методом электронного баланса:



Для объяснения наблюдаемых результатов рассчитайте значения  $\Delta E^0$  для обоих вариантов реакции, используя величины соответствующих окислительно-восстановительных потенциалов:

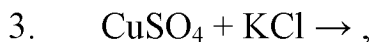
$$E^0 \text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = +0,771 \text{ В};$$

$$E^0 \text{I}_2/2\text{I}^- = +0,536 \text{ В};$$

$$E^0 \text{Br}_2/2\text{Br}^- = +1,065 \text{ В}.$$

Напишите выводы (см. общее задание по выполнению лабораторной работы по теме).

Пользуясь значениями окислительно-восстановительных потенциалов окислителя и восстановителя, определите возможность самопроизвольного протекания ОВР при стандартных условиях между указанными ниже парами реагентов:



$E^0 \text{Cl}_2/2\text{Cl}^- = +1,356 \text{ В}$ ;  $E^0 \text{I}_2/2\text{I}^- = +0,536 \text{ В}$ ;  $E^0 \text{Br}_2/2\text{Br}^- = +1,065 \text{ В}$ ;

$E^0 \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+ = +0,150 \text{ В}$ .

### **Опыт 5 Разложение нитрата калия при нагревании**

**Реактивы:** порошок нитрата калия ( $\text{KNO}_3$ , калиевая селитра).

**Посуда и оборудование:** пробирка, пробиркодержатель, спички, спиртовка, лучинка.

**При проведении опыта соблюдайте осторожность!**

**Методика проведения опыта:** в пробирку насыпьте выданное количество порошка селитры и нагрейте над пламенем спиртовки. После расплавления и закипания селитры опустите в пространство пробирки тлеющую лучинку.

Подберите коэффициенты для уравнения реакции:



Составьте уравнение реакции, объясняющей вспыхивание лучинки.

Далее выполните общее задание по выполнению и оформлению всех опытов по теме. Укажите, о выделении какого газа свидетельствует вспыхивание лучинки и почему проведённая реакция относится к внутримолекулярным ОВР.

## **Лабораторная работа № 11. Окислительно-восстановительные реакции с участием металлов**

**Цель работы:** изучение восстановительной активности металлов в реакциях с окислителями разных типов.

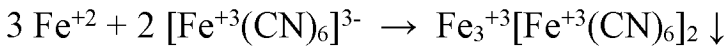
### **Опыт 1 Взаимодействие металлов с растворами солей (УИРС)**

**Реактивы:** железная пластинка, 0,5 Н растворы следующих солей: сульфата цинка ( $\text{ZnSO}_4$ ), сульфата меди ( $\text{CuSO}_4$ ), гексацианоферрата (III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (красная кровяная соль – реактив на ионы  $\text{Fe}^{+2}$ ).

**Посуда:** 2 пробирки по 10 см<sup>3</sup>, пипетки.

**Методика проведения опыта:** в одну пробирку внесите 5 мл раствора сульфата меди (II), во вторую – 5 мл раствора сульфата цинка. В обе пробирки опустите по железной пластинке. Через 2-3 мин наблюдайте появление красного налета на поверхности железа в одной из пробирок. Приведите уравнение соответствующей реакции, наблюдаемой в опыте.

Далее удалите железные пластинки и в каждую из пробирок добавьте 3 капли раствора  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Отметьте появление интенсивного синего осадка в одной из пробирок, обусловленное реакцией образовавшихся в растворе ионов  $\text{Fe}^{+2}$  с красной кровяной солью:



В наблюдениях отметьте, с какой солью ( $\text{CuSO}_4$  или  $\text{ZnSO}_4$ ) прошло взаимодействие железа. Приведите уравнение наблюдаемой в опыте реакции окисления соответствующего металла катионом другого металла. Для объяснения различной окислительной активности катионов  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{Zn}^{2+}$  и образования  $\text{Fe}^{+2}$ , а не  $\text{Fe}^{+3}$  в реакции этих катионов с железом используйте величины соответствующих окислительно-восстановительных потенциалов:  $E^0_{\text{Fe}^0/\text{Fe}^{2+}} = -0,440 \text{ В}$ ;  $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = +0,337 \text{ В}$ ;  $E^0_{\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}} = -0,763 \text{ В}$ ;  $E^0_{\text{Fe}^0/\text{Fe}^{3+}} = -0,036 \text{ В}$ .

Рассчитайте значения  $\Delta E$  для обоих случаев.

В выводах укажите: в каких случаях металлы могут окисляться катионами других металлов; почему железо окисляется катионом другого металла преимущественно до  $\text{Fe}^{+2}$ , а не до  $\text{Fe}^{+3}$ ; для каких целей используется в химическом анализе раствор красной кровяной соли, и что служит при этом аналитическим сигналом.

## Опыт 2 Взаимодействие металлов с кислотами-«неокислителями»

**Реактивы:** разбавленная соляная кислота (HCl), опилки железа, кусочки медной проволоки.

**Посуда:** две пробирки на 10 мл, мерный цилиндр.

**Методика проведения опыта:** возьмите две пробирки и поместите в первую из них – микрошпатель железных опилок, во вторую – несколько кусочков меди. Затем налейте в пробирки по 2-3 мл раствора  $\text{HCl}$ . Отметьте наблюдения и запишите уравнение происходящей реакции. В выводах отразите, какая частица в молекуле  $\text{HCl}$  является окислителем; какой металл и почему окислился, а какой – нет и почему.

### Опыт 3 Превращение металлов в водном растворе щелочи

**Реактивы:** раствор щелочи (NaOH,  $\omega = 30\%$ ), измельченная алюминиевая фольга, измельченная медная проволока.

**Посуда:** 4 пробирки по 10 см<sup>3</sup>.

**Методика проведения опыта:** в две пробирки налейте по 2-3 мл воды и опустите в одну из них несколько кусочков алюминиевой фольги, а в другую – кусочек медной проволоки. Обратите внимание на отсутствие признаков протекания реакции. Затем в другие две пробирки налейте по 2-3 мл раствора гидроксида натрия. В одну из пробирок опустите несколько кусочков алюминиевой фольги, в другую – кусочек медной проволоки. В наблюдениях отметьте, в какой из пробирок интенсивно выделяется газ и, следовательно, протекает реакция

Составьте уравнения всех стадий наблюдаемого процесса в виде самостоятельных уравнений:

1-я стадия: взаимодействие с раствором NaOH нерастворимого амфотерного оксида алюминия, образующего пленку на поверхности металла. В результате образуется растворимая комплексная соль  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ , и поверхность алюминия освобождается от пассивирующей оксидной пленки;

2-я стадия: окисление алюминия водой с образованием нерастворимого амфотерного гидроксида алюминия.

3-я стадия: взаимодействие амфотерного гидроксида алюминия со щелочью с образованием растворимой вышеприведенной комплексной соли.

Для стадий 2 и 3 напишите суммарное уравнение реакции.

В выводах укажите: какое вещество является окислителем в водном растворе щелочи, и какова при этом роль щелочи; какие по свойствам металлы могут «растворяться» в растворе щелочи в результате соответствующих реакций и почему они не «растворяются» в воде при  $\text{pH} = 7$ .

#### **Опыт 4 Взаимодействие металлов с кислотами-«окислителями»**

**Реактивы:** концентрированная серная кислота ( $\rho=1,84 \text{ г/см}^3$ ), разбавленная азотная кислота (2 Н  $\text{HNO}_3$ ), гранулы цинка, кусочки медной проволоки.

**Посуда и оборудование:** 4 пробирки по  $10 \text{ см}^3$ , водяная баня.

*Опыт следует проводить в вытяжном шкафу при включенной тяге и в присутствии лаборанта! Остатки реакционных смесей после реакции сливать в специальную посуду для слива!*

**Методика проведения опыта:** В две пробирки поместите по кусочку меди. Затем в одну из них налейте 1 мл концентрированной серной кислоты, а в другую – 1 мл разбавленной азотной кислоты.

В две другие пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну из них налейте 1 мл концентрированной серной кислоты, а в другую – 1 мл разбавленной азотной кислоты.

Содержимое тех пробирок, в которых нет явных признаков протекания реакций при комнатной температуре, осторожно при перемешивании нагрейте на водяной бане.

Отметьте наблюдения и напишите уравнения всех проведенных реакций.

В выводах отразите: какие частицы в молекулах кислот-«окислителей»  $\text{HNO}_3$  и конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  выполняют роль окислителя; почему с этими окислителями взаимодействует медь; какова зависимость глубины восстановления «кислот-окислителей» от активности металла и (в случае  $\text{HNO}_3$ ) концентрации кислоты.

#### **Опыт 5 Пассивация алюминия**

**Реактивы:** раствор 4 М соляной кислоты, раствор концентрированной азотной кислоты (2 Н  $\text{HNO}_3$ ), полоска алюминиевой фольги.

**Посуда и оборудование:** 2 пробирки по  $10 \text{ см}^3$ , промывалка с водой, пинцет.

**Методика проведения опыта:** в пробирку, заполненную на  $1/3$  раствором соляной кислоты, опустите полоску алюминиевой фольги. Отметьте наблюдения и напишите уравнение проходящей реакции.

Через 2-3 минуты после начала реакции пинцетом достаньте фольгу из пробирки и ополосните водой, затем опустите ее в пробирку с раствором концентрированной азотной кислоты на 3-4 мин, еще раз ополосните водой и вновь опустите в пробирку с соляной кислотой. В наблюдениях отметьте изменения в реакции алюминия с  $\text{HCl}$  после его контакта с концентрированной  $\text{HNO}_3$ .

Напишите вывод, в котором отразите, какое действие на алюминий оказывает конц.  $\text{HNO}_3$ , в чем причина устойчивости этого металла в ней, и почему изменилась активность алюминия в реакции с  $\text{HCl}$  после его контакта с конц.  $\text{HNO}_3$ .

## ЛИТЕРАТУРА

1. Химия [Электронный ресурс]: учебник для вузов/ Ю.А. Лебедев, Г.Н. Фадеев, А.М. Голубев, В.Н. Шаповал; под общ. ред Г.Н. Фадеева. - Москва: Юрайт, 2020. – 435 с. - ЭБС «Юрайт» - Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/450175>
2. Иванов, В.Г. Основы химии [Электронный ресурс]: учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: ИНФРА-М, 2019. - 556 с. - ЭБС «Znanium.com» - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog/product/1022478>
3. Химия. Задачник [Электронный ресурс]: учебное пособие для вузов / Ю.А. Лебедев [и др.]; под общ. ред. Г.Н. Фадеева. - Москва: Юрайт, 2020. – 238 с. - ЭБС «Юрайт» -Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/450460>
4. Мартынова, Т.В. Химия [Электронный ресурс]: учебник и практикум для вузов / Т.В. Мартынова, И.В. Артамонова, Е.Б. Годунов; под общ. ред. Т.В. Мартыновой. - Москва: Юрайт, 2020. – 368 с. - ЭБС «Юрайт» -Режим доступа: <https://urait.ru/bcode/450500>
5. Семенов, И.Н. Химия [Электронный ресурс]: учебник / Семенов И.Н., Перфилова И.Л. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2016. - 656 с. - ЭБС «IPRbooks» - Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/49800>
6. Елфимов В.И. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие / В.И. Елфимов. - М.: ИНФРА-М, 2015. - 256 с. - ЭБС «Znanium. com» - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=469079>
7. Иванов В.Г. Основы химии [Электронный ресурс]: учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: ИНФРА-М, 2014. - 560 с. - ЭБС «Znanium. com» - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=421658>

### Информационно-телекоммуникационные ресурсы сети «Интернет»

1. Пакет программ «Виртуальная лаборатория».
2. <http://chemistry.ru/>
3. <http://chemistry.narod.ru/>
4. <http://www.himhelp.ru/>
5. <http://www.xumuk.ru/>
6. <http://www.hij.ru/>

**МИНОБРНАУКИ РОССИИ**

**Филиал федерального государственного бюджетного образовательного учреждения  
высшего образования  
«Майкопский государственный технологический университет»  
в поселке Яблоновском**

**Кафедра** транспортных процессов и техносферной безопасности

**С.М. ЦИКУНИБ**

**В.А. ХРИСОНИДИ**

**Учебно-методические указания**

**по выполнению лабораторных работ по дисциплине**

**«Химия»**

**Часть 2.**

**В авторской редакции**

**Подписано в печать 14.04.2022г. Формат 60 × 84 <sup>1</sup>/<sub>16</sub>.**

**Усл. печ. л. – 2,01**

**Тираж 50 экз. Заказ № 35**

**Типография «ПринТерра»**

**350002, г. Краснодар, ул. Садовая 161/2, корп. 2, оф. 511**