

Документ подписан простой электронной подписью  
Информация о владельце:  
ФИО: Кудрявцев Максим Геннадьевич  
Должность: Проректор по образовательной деятельности  
Дата подписания: 04.12.2024 18:42  
Уникальный программный ключ:  
790a1a8df2525774421adc1fc96453f0e902bfb0

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ  
ФЕДЕРАЦИИ  
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВА-  
ТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«РОССИЙСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
УНИВЕРСИТЕТ НАРОДНОГО ХОЗЯЙСТВА имени  
В.И.Вернадского»**

**Факультет Экосистемного планирования территорий  
Кафедра Экологии и биоресурсов**

*Для многократного использования*

# **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ И ЗАДАНИЯ  
ДЛЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ**

**студентам 1\*, 1 курсов по направлению подготовки  
35.03.03 «Агрохимия и агропочвоведение», 35.03.04 Агрономия,  
35.03.05 «Садоводство», 06.03.01 «Биология», 36.03.02 «Зоотехния»**

**Москва 2024**

Составители:  
профессор Бухарова А.Р.,

УДК 54(076.5)

Неорганическая и аналитическая химия: Методические указания и задания для лабораторных работ / РУНГХ; Сост. А.Р.Бухарова,. - М. 2024.

Предназначены для студентов 1 и 1\* курсов по направлению подготовки 35.03.03 «Агрохимия и агропочвоведение», 35.03.04 Агрономия, 35.03.05 «Садоводство», 06.03.01 «Биология», 36.03.02 «Зоотехния»

Рецензенты: профессор Соловьев А.В., доцент Гончаров А.В.

## ВВЕДЕНИЕ

Практикум по неорганической и аналитической химии – первый лабораторный практикум в вузе, во время которого будущий специалист приобретает навыки лабораторного эксперимента вообще и химического в частности. Он является важным этапом подготовки к работе в лабораториях агрохимии, почвоведения, микробиологии, химической защиты и т. д.

*Цели* методических указаний – ознакомление с навыками выполнения лабораторных операций, лаконичной записи наблюдений, представления результатов в виде таблиц и графиков, пользования табличными и справочными материалами. Проверка опытным путём химических закономерностей, что способствует более глубокому освоению предмета.

### Раздел 1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ

**1.1. Методические указания по изучению.** В процессе прохождения курса химии на лабораторно-экзаменационной сессии каждый студент должен: получить зачет по предсессионной контрольной работе на основании собеседования с преподавателем или тестового контроля; полностью выполнить лабораторный практикум и убедить преподавателя в том, что он разобрался в лабораторных работах; сдать экзамен.

**В случае пропуска** лабораторных работ их все равно необходимо выполнить или с другой группой (если имеется такая возможность), или индивидуально. В последнем случае необходимо: а) получить разрешение в деканате на отработку; б) побеседовать с преподавателем по существу работы и получить у него допуск к ее выполнению; в) согласовать время выполнения с заведующей лабораторией и выполнить работу. Вопрос об оплате индивидуальной отработки решается в деканате.

**1.2. Указания к самостоятельной (внеаудиторной) работе по подготовке к лабораторным занятиям.** Результативность освоения программного материала прямо пропорциональна усилиям, затраченным на его проработку. Начинать полезно с предварительной подготовки к лабораторным работам.

**Упражнения**, которые входят в домашние нужно выполнить письменно. Опять же с любыми затруднениями можно обращаться к любому преподавателю кафедры.

**Выполнение лабораторной работы.** Выслушав пояснения преподавателя и посмотрев методические указания, сформулируйте еще раз цель работы. Подберите нужные посуду и реактивы. Получаемые данные сразу заносите в рабочий журнал, в журнале допускаются аккуратные исправления или дополнения с указанием «измерено второй раз».

***По окончании всей работы вымойте посуду, расставьте ее по местам!***

## Меры предосторожности при работе в лаборатории и первая помощь при несчастных случаях

1. Все опыты с ядовитыми или пахучими веществами следует проводить в вытяжном шкафу.
2. Особую осторожность надо соблюдать при работе с концентрированными веществами, производящими при попадании на кожу сильные ожоги.
3. Не следует нюхать выделяющиеся при реакции газы. Выделяющиеся газы необходимо распознавать издали, слегка направляя ток воздуха к себе.
4. Следует нагревать пробирку, держа ее отверстием от себя и от находящихся рядом людей.
5. Для реакции в пробирку надо брать небольшое количество реактивов (не более 1/3 от объема пробирки).
6. **Избыток реактивов выливать из пробирок, колб, стаканов обратно в «большую» склянку с реактивами не следует** во избежание загрязнения основной массы реактива.
7. При **ожогах кислотой** нужно немедленно обмыть обожженное место большим количеством воды, затем промыть 3-процентным раствором гидрокарбоната натрия (питьевой соды) и смазать мазью от ожогов.
8. При **попадании щелочи** на кожу нужно немедленно промыть пораженное место большим количеством воды, затем однопроцентным раствором уксусной кислоты и смазать мазью от ожогов.
9. При попадании щелочи или кислоты в глаз нужно его немедленно промыть большим количеством воды, затем насыщенным раствором борной кислоты (при попадании щелочи) или слабым раствором гидрокарбоната натрия - питьевой соды (при попадании кислоты).

### 1.3. Библиографический список

#### *Основной*

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. для вузов и ссузов / Н.Л.Глинка; под ред. В.А.Попкова, А.В. Бабкова. -18-е изд., перераб. и доп. -М. : Юрайт, 2012. – 898 с.
2. Князев, Д.А. Неорганическая химия: учеб. для бакалавров / Д.А. Князев, С.Н. Смартин. – 4-е изд. М.: Юрайт, 2012. – 592 с.
3. Химия. Общая химия с основами аналитической: учеб. пособие [Электр. ресурс]/А.Р. Цыганов и др. - Горки:БГСХА,2012.-213с.// ФГБОУ ВО РГАЗУ. - Режим доступа:<http://ebs.rgazu.ru/?q=node/2789>

#### *Дополнительный*

4. Александрова Э.А. Аналитическая химия. Теоретические основы и лабораторный практикум: учеб. пособие для вузов: в 2-х кн. Кн. 1. Химические методы анализа / Э.А. Александрова, Н.Г. Гайдукова. - М.: КолосС, 2011. – 549 с.
5. Ахметов А.С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / А.С Ахметов - 4-е изд. испр. - М.: Академия, 2010. –743 с.

## Раздел 2. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ИЗУЧАЕМЫМ ТЕМАМ

### 2.1. Тема 1. Классы неорганических соединений и аналитика

#### 2.1.1. Цели изучения темы

Ознакомиться с основными классами неорганических веществ и их свойствами, основами качественного анализа; освоить приемы работы с лабораторной посудой и реактивами.

#### 2.1.2. Консультационная часть. Основные классы неорганических соединений

Все вещества делятся на простые и сложные.

**Простые вещества** состоят из атомов одного элемента. Простыми являются  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $S$ ,  $Na$ ,  $Cu$ ,  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $S_8$ . Степень окисления элементов в простых веществах равна нулю.

Сложные состоят из атомов двух и более элементов:  $CuO$ ,  $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $H_3PO_4$ ,  $NaOH$ ,  $HClO$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $(NH_4)_2SO_4$ .

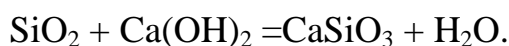
**Сложные вещества** включают основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты и соли.

**Оксиды** – это соединения из двух элементов, одним из которых является кислород. Кислород в оксидах имеет степень окисления -2. Оксиды подразделяются на несолеобразующие ( $CO$ ,  $N_2O$ ,  $NO$ ), которые не образуют в химических реакциях соли, и на солеобразующие. К солеобразующим относятся кислотные, основные и амфотерные оксиды.

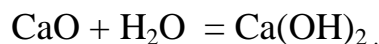
**Кислотными** называют оксиды, которые при взаимодействии с водой образуют кислоты:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

Кислотные оксиды образуются неметаллами и металлами в высшей степени окисления. Например,  $CO_2$ ,  $SO_3$ ,  $SiO_2$ ,  $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ . Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями:

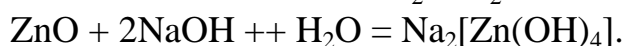
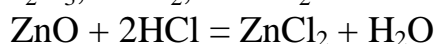


**Основными** называют оксиды, которые при взаимодействии с водой образуют основания:



Основные оксиды образуются только металлами. Например,  $K_2O$ ,  $CaO$ ,  $FeO$ ,  $MgO$ ,  $MnO$ . В отличие от кислотных оксидов взаимодействуют с кислотами:  $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ .

**Амфотерными** называют оксиды, которые проявляют свойства и кислотных, и основных оксидов:  $ZnO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $SnO_2$ ,  $MnO_2$



При взаимодействии оксидов с водой образуются гидроксиды: основания, оксокислоты и амфотерные гидроксиды.

**Основания** – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла (за исключением  $NH_4^+$ ) и гидроксильных групп. Название образуется из

слова «гидроксид» и русского названия элемента, образующего соединение. Если элемент имеет переменную валентность, значение валентности указывается в скобках. Количество гидроксильных групп в молекуле основания соответствует степени окисления металла. Величины степеней окисления металлов, образующих основания, представлены в таблице растворимости (табл.2 в приложении 1).  
Примеры:

NaOH – гидроксид натрия,  
Fe(OH)<sub>2</sub> – гидроксид железа (II),  
Fe(OH)<sub>3</sub> – гидроксид железа (III).

Растворимые в воде основания называют **щелочами**.

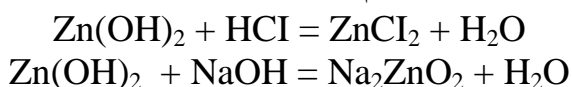
**Кислоты** – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка.

Заряд кислотного остатка определяется из формулы соответствующей кислоты. Кислотный остаток имеет отрицательный заряд, величина отрицательного заряда кислотного остатка равна количеству ионов водорода в молекуле кислоты. Для определения заряда кислотного остатка можно воспользоваться таблицей растворимости солей, где указаны заряды некоторых катионов и анионов. По химическому составу кислоты различают:

бескислородные кислоты – кислотный остаток не содержит атомы кислорода, кислородсодержащие – кислотный остаток содержит атомы кислорода.

В таблице 1 Приложения приведены формулы и названия наиболее часто встречаемых кислот и их нормальных солей.

*Амфотерные гидроксиды* проявляют как основные, так и кислотные свойства. Амфотерный гидроксид можно представить и как основание, и как кислоту. Например, Zn(OH)<sub>2</sub> или H<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub> или H<sub>3</sub>AlO<sub>3</sub>. Амфотерные гидроксиды взаимодействуют и с кислотами и со щелочами:



**Соли** – это сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла (за исключением NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) и кислотного остатка. Это продукты замещения атомов водорода в кислоте на атом металла. При взаимодействии кислот и оснований образуются соли.

Соли подразделяются на: средние (нормальные), кислые и основные.

*Средние соли* – продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла: Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>S, MgBr<sub>2</sub>.

*Кислые соли* – продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла: Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>, KHSO<sub>4</sub>, Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

*Основные соли* – продукты неполного замещения гидроксильных групп в основаниях на кислотный остаток: Mg(OH)Cl, Fe(OH)<sub>2</sub>NO<sub>3</sub>, (CaOH)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Название кислых солей составляют от названия средних солей с добавлением приставки «гидро-»:

KHSO<sub>4</sub> – гидросульфат калия,  
NaH<sub>2</sub>AsO<sub>4</sub> – дигидроарсенат натрия.

Название основных солей составляют от названия средних солей с добав-

лением приставки «гидроксо-»

$Mg(OH)Cl$  – гидроксохлорид магния,

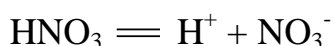
$Fe(OH)_2NO_3$  – дигидроксонитрат железа (III).

### Электролитическая диссоциация.

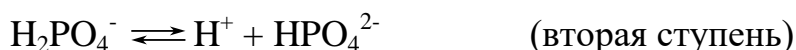
#### Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах

Вещества делятся на электролиты и неэлектролиты. Водные растворы электролитов проводят электрический ток (растворы солей, оснований, кислот); неэлектролитов не проводят электрический ток (раствор сахара в воде). Это происходит благодаря тому, что молекулы электролитов под действием полярных молекул воды распадаются на положительно и отрицательно заряженные частицы. Заряженные частицы называются *ионами*. Положительно заряженные ионы - *катионы*, отрицательно заряженные – *анионы*. Процесс распада молекул электролитов на ионы в водных растворах называется *электролитической диссоциацией*.

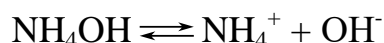
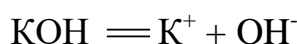
С точки зрения электролитической диссоциации *кислотами называются электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода*.



Основность кислоты определяется числом катионов водорода, которые образуются при диссоциации. Двух- и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато (постепенно). Например:



*Основания - электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы*. Например:

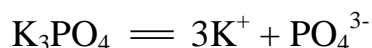
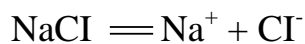


Кислотность основания определяется числом его гидроксогрупп. Двух- и многокислотные основания диссоциируют ступенчато:



*Соли (средние или нормальные) - электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов (а также катион аммония  $NH_4^+$ ) и анионы кислотных остатков*.

Например:



Названия и формулы основных неорганических кислот и соответствующих им солей представлены в табл. 1 (приложение 1).

### Степень диссоциации

Поскольку электролитическая диссоциация — процесс обратимый, то в растворах электролитов наряду с их ионами присутствуют и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются степенью диссоциации.

Степень диссоциации — это отношение числа распавшихся на ионы молекул  $N'$  к общему числу растворенных молекул  $N$ :  $\alpha = \frac{N'}{N}$

Степень диссоциации электролита выражается в долях единицы или в процентах. Различают *сильные и слабые электролиты* (табл.2 Приложение)

### Реакции ионного обмена

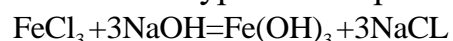
Согласно теории электролитической диссоциации реакции в водных растворах электролитов являются ионными, а уравнения этих реакций — ионными уравнениями. При составлении ионных уравнений реакций следует руководствоваться тем, что вещества малодиссоциированные ( $H_2O$ ), малорастворимые (выпадающие в осадок) и газообразные записываются в молекулярной форме. Сильные электролиты, как полностью диссоциированные, записывают в виде ионов. Сумма электрических зарядов левой части уравнения должна быть равна сумме электрических зарядов правой части. При составлении реакций ионного обмена ставится знак обратимости. Чтобы сделать вывод о протекании реакции до конца, нужно использовать данные таблицы растворимости солей, оснований и кислот. Записываются уравнения ионного обмена следующим образом:

1. Уравнение реакции в молекулярной форме;
2. Полное ионное уравнение реакции;
3. Сокращенное ионно-молекулярное уравнение реакции.

Для закрепления этих положений рассмотрим два примера.

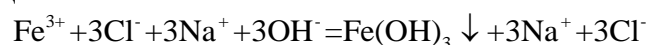
*Пример 1.* Напишите уравнения реакций между растворами хлорида железа (III) и гидроксида натрия в молекулярной и ионной формах.

1. Запишем уравнение реакции в молекулярной форме:



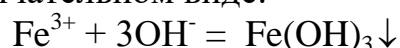
Выясним, какие вещества записываются в виде молекул. По таблице растворимости (Приложение, табл.1) определяем, что  $Fe(OH)_3$  нерастворимое основание, поэтому записывается в виде молекулы.

2. Перепишем это уравнение, изобразив хорошо диссоциирующие вещества в виде ионов:



Это ионное уравнение реакции.

3. Исключим из обеих частей ионного уравнения одинаковые ионы и запишем уравнение реакции в окончательном виде:



Это сокращенное ионно-молекулярное уравнение реакции. Как видно из этого уравнения, сущность реакции сводится к взаимодействию ионов  $Fe^{3+}$  и  $OH^-$ , в результате чего образуется осадок  $Fe(OH)_3 \downarrow$ .

### *Диссоциация молекул воды. рН*

Вода как слабый электролит в незначительной степени диссоциирует на ионы  $H^+$  и  $OH^-$ , которые находятся в равновесии с недиссоциированными молекулами:



Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде называется ионным произведением воды ( $K_w$ ). - величина постоянная, при 22°C численно равная  $10^{-14}$ :

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

Постоянство ионного произведения воды означает, что любой водный раствор кислоты, основания или соли содержит как  $H^+$ , так и  $OH^-$  ионы. Концентрацию водородных ионов принято выражать через водородный показатель, обозначаемый символом рН.

*Водородным показателем рН называется десятичный логарифм концентрации водородных ионов, взятый с обратным знаком:*

$$pH = -\lg[H^+] \quad \text{или} \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

где  $[H^+]$  — концентрация ионов водорода, моль/л.

С помощью рН реакция растворов характеризуется так:  
нейтральная — рН=7, кислая — рН < 7, щелочная — рН > 7.

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1**

#### **Основные классы неорганических веществ, их свойства и качественный анализ**

**Цель работы:** Изучение свойств некоторых классов неорганических веществ. Проведение характерных реакций наиболее распространенных катионов согласно кислотно-основной классификации катионов. Изучение качественных аналитических реакций анионов.

**Опыт 1.** Определение окраски некоторых индикаторов в различных средах

Каждый индикатор меняет окраску раствора в определенном, характерном для него интервале значений рН, который называется областью перехода индикатора.

Определите в нейтральной, кислой и щелочной средах окраску наиболее часто применяемых индикаторов: метилоранжа, лакмуса, фенолфталеина.

**Выполнение работы.** В одну пробирку внесите 3-5 мл (3-5 капель) 0,1 н. раствора хлороводородной кислоты, во вторую – такой же объем раствора гидроксида натрия; в третью – дистиллированной воды. Добавьте в каждую пробирку по 2 капли метилоранжа. Отметьте цвет индикатора в различных средах. Аналогичные опыты проделайте и с другими индикаторами.

**Запись данных опыта.** Результаты окраски индикатор в различных средах представьте в виде таблицы:

Таблица 1

Наименование индикатора	В кислой среде	В нейтральной среде	В щелочной среде
Метилоранж			
Лакмус			
Фенолфталеин			

Для быстрого определения среды в растворах (рН) пользуются универсальной индикаторной бумажкой, к которой прилагается шкала, показывающая окраску индикаторной бумажки в различных средах.

**Опыт 2.** Получение нерастворимых в воде гидроксидов

**Выполнение работы.** Нагрейте в пробирке небольшое количество раствора хлорида железа (III) и прибавьте к нему раствора гидроксида натрия до получения осадка и обесцвечивания раствора над ним. То же самое (без нагревания) проделайте с солями алюминия, магния, калия.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Отметьте цвет образующихся осадков. Во всех ли случаях они образуются? Для объяснения воспользуйтесь таблицей растворимости.

*Осадки сохраните для опыта 3.*

**Опыт 3.** Отношение гидроксидов к щелочам и кислотам

**Выполнение работы.** Полученные в опыте 2 осадки нерастворимых гидроксидов разлейте в две пробирки. В одну из них добавьте избыток раствора гидроксида натрия, в другую – раствор соляной кислоты. Осадок, какого гидроксида растворяется и в щелочах, и в кислотах?

**Запись данных опыта.** Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Из опыта сделайте вывод о свойствах полученных гидроксидов.

**Опыт 4.** Получение нерастворимых солей по реакциям ионного обмена между солями

**Выполнение работы.** Сливая попарно имеющиеся в лаборатории растворы солей, а также пользуясь таблицей, получите осадки следующих солей: сульфата бария, иодида свинца, сульфида меди.

**Запись данных опыта.** Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Отметьте цвет образующихся осадков.

### Аналитические задачи на определение катионов и анионов

При выполнении заданий по этой теме необходимо усвоить теоретические основы качественного анализа, ознакомиться с классификацией ионов на аналитические группы, научиться проводить качественные реакции на обнаружение некоторых ионов, уметь писать уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Химические реакции, пригодные для качественного анализа, должны сопровождаться заметным внешним эффектом. Это может быть выделение газа, изменение окраски раствора, выпадение осадка, растворение осадка, образование кристаллов характерной формы. В первых четырех случаях за проте-

канием реакции наблюдают визуально.

Для получения правильных результатов необходимы реакции, выполнению которых не мешают другие присутствующие ионы. Для этого нужны **специфические** (взаимодействующие только с определяемым ионом) или **селективные (избирательные) реагенты**, реагирующие с ограниченным количеством ионов. Примером реакции с участием специфического реагента является выделение газообразного  $\text{NH}_3$  при действии сильных оснований ( $\text{KOH}$  или  $\text{NaOH}$ ) на вещество, содержащее ион  $\text{NH}_4^+$ . При этом ни один катион не помешает обнаружению иона  $\text{NH}_4^+$ , потому что только он реагирует со щелочами с выделением  $\text{NH}_3$ . К сожалению, селективных, тем более специфических реагентов мало, поэтому при анализе сложной смеси приходится прибегать к разделению смеси катионов или анионов на составные части, называемые аналитическими группами. Выполняют это с помощью специальных **групповых реагентов**, взаимодействующих с группой ионов с образованием одного и того же аналитического сигнала (чаще всего осадка) табл.3, 4 Приложения. Результаты анализа заносят в табл. 2.

Таблица 2

#### Решение аналитических задач

№ пробирки	Определяемый ион	Реагент	Видимый эффект реакции наблюдения	Уравнение	Исследуемое вещество

#### Опыт 5. Аналитическая задача №1 «Определение катионов и анионов»

Студент получает две пробирки с растворами солей. Эти соли известны (допустим,  $\text{KCl}$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ). Нужно определить, что находится в каждой пробирке. Перенесите часть растворов в чистые пробирки. Пользуясь оформленными протоколами (табл. 2) определите качественные реагенты на определенные ионы, входящие в состав солей, проведите качественные реакции на обнаружение этих ионов. При этом воспользуйтесь табл. 3 Приложения «Классификация катионов» и табл. 4 Приложения «Классификация анионов». 2. Запишите реакции ионного обмена, результаты оформите в протоколе (табл.2).

#### Опыт 6. Аналитическая задача № 2 «Идентификация соли»

Исследуемые соли могут быть образованы **катионами**:  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  и **анионами**:  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ .

#### Схема идентификации соли

Предварительные испытания:

1. Внешний вид (цвет).
2. Действие разбавленной  $\text{HCl}$  на сухое вещество (определение  $\text{CO}_3^{2-}$ -ионов).
3. Растворение вещества в  $\text{H}_2\text{O}$ .
4. Выбор растворителя:  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $2\text{M HCl}$  (при комнатной температуре и

при нагревании).

**Ход анализа.** 1. Обнаружение ионов  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ .

2. Определение группы катионов действием  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  (в недостатке и избытке),  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

3. Обнаружение анионов. 4. Обнаружение катионов.

Получите у преподавателя контрольную аналитическую задачу №2 и решите ее, пользуясь схемой анализа (см. выше).

## 2.2. Тема 2. Скорость химических реакций

**2.2.1. Цели изучения темы.** *Теоретические* - получить навык в написании выражений для **зависимостей скоростей** простых процессов **от концентраций** реагирующих веществ и в написании выражений для констант химического равновесия в соответствии с законом действия масс. Разобраться в закономерностях влияния концентрации и температуры на скорость реакции. *Практические* - найти по экспериментальным данным константу скорости, температурный коэффициент Вант Гоффа.

### 2.1.2. Консультационная часть

**Скорость химической реакции** – это изменение концентрации реагирующего вещества в единицу времени. Математически для средней скорости во временном интервале  $\Delta \tau$  имеем формулу:

$$\bar{V} = \Delta C / \Delta \tau,$$

где  $V$  – средняя скорость, а  $C$  – концентрация одного из реагирующих веществ. Надо, конечно, оговаривать, по какому веществу мы фиксируем скорость реакции. Если концентрации веществ известны **только** в начале реакции или в какой-то данный момент времени, то используем кинетическое уравнение, выражающее закон действия масс через концентрации реагирующих веществ.

Для процесса типа  $\text{A} + 2\text{B} + 3\text{D} = \text{F}$  - оно имеет вид  $V = k C_A \times C_B^2 \times C_D^3$ ,

где  $k$  – константа скорости реакции, величина которой отражает зависимость скорости от природы реагирующих веществ и температуры.

### 2.1.3. Упражнения для самоподготовки

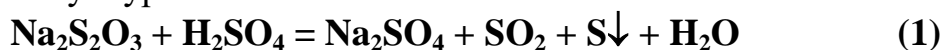
**Задание 1.** Заполните пропуски в таблице, а для уравнений химических процессов составьте кинетические уравнения:

№ п.п.	Уравнение процесса	Компонент	Концентрации, моль/л		Время реакции, с	Средняя скорость, $\bar{V} = \Delta C / \Delta t$ , моль/л
			$C_{нач}$	$C_{кон}$		
	Пример $2 H_2 + O_2 = 2 H_2O$	[H <sub>2</sub> ]	0,4	0,1	10	0,03
		[O <sub>2</sub> ]	0,55		10	0,015
		[H <sub>2</sub> O]	0,40		20	0,015
1	$2CH_4 + 3 O_2 = 2 CO + 4 H_2O$	[CH <sub>4</sub> ]	2,4	?	40	0,015
		[O <sub>2</sub> ]	3,2	2,3	?	0,030
		[CO]	0,2	0,6	80	?
		[H <sub>2</sub> O]	?	2,5	60	0,040
2	$H_2S + 3 SO_3 = 4 SO_2 + H_2O$	[H <sub>2</sub> S]	2,5	1,5	?	0,05
		[SO <sub>3</sub> ]	4,5	2,0	50	?
		[SO <sub>2</sub> ]	?	2,1	70	0,03
		[H <sub>2</sub> O]	0,2	?	30	0,04

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

### Исследование зависимости скорости химической реакции от условий ее проведения

**Консультационная часть.** Будем экспериментально проводить реакцию, суммарно описываемую уравнением:



В конце реакции мы наблюдаем, появление белой мути за счет выпадения серы в осадок. Это позволяет относительно четко фиксировать время протекания реакции, а значит определять ее условную скорость. Меняя внешние воздействия, будем наблюдать, как меняется скорость. Количественные результаты измерений используем для определения параметров математических уравнений, отражающих зависимость скорости от концентрации и от температуры.

#### Опыт 1. Зависимость скорости разложения тиосульфата натрия от его концентрации

**Задание:** найти константу скорости реакции (1).

*Приборы и посуда:* бюретки, пробирки, мерный цилиндр, секундомер.

*Реактивы:* растворы тиосульфата натрия, серной кислоты, дистиллированная вода.

**Общее описание работы.** В соответствии с законом действия масс скорость реакции прямо пропорциональна концентрации реагирующего вещества. В нашей реакции (1) участвуют два вещества. Будем менять концентрацию одного из них (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), оставляя концентрацию серной кислоты постоянной. Тогда зависимость скорости реакции от концентрации будет описываться уравнением

$$V = k [Na_2S_2O_3] \quad (2)$$

Наша задача опытным путем найти константу скорости  $k$ . Из уравнения (2) видим, что  $k$  можно определить, измерив, скорость  $V$  для какой-то концентрации [Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>]. Это уже даст искомую величину  $k = V/[Na_2S_2O_3]$ . Но это будет результат, полученный лишь из одного измерения. А вдруг он ошибочен? С целью

получения достаточно точного значения  $k$ , проведем измерения при пяти различных концентрациях, и результаты усредним. Тогда мы сможем подставлять полученное достоверное значение  $k$  в уравнение (2) и находить  $V$  при любых иных разумных  $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ .

**Ход работы. Пробный опыт.** Сначала прорепетируем наше исследование. Надо научиться фиксировать время окончания реакции по появлению мути (за счет выпадения серы) в процессе протекания реакции (1).

*Прделаем следующие манипуляции:* в одну пробирку из бюретки наливаем 5 мл раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  с концентрацией 0,1 моль/л, в другую пробирку - 5 мл раствора 0,1 М серной кислоты.

Выливаем содержимое первой пробирки во вторую, встряхиваем смесь и определяем по секундомеру или часам с секундной стрелкой **время от сливания до появления мути**. Для этого очень внимательно следим за столкновениями молекул в пробирке, пока не появится сера. Удобно рассматривать пробирку на темном фоне. **Появление** мути фиксируем остановкой секундомера, который был запущен на старте реакции. Отмечаем это время как предварительное, записав его вне таблицы. Стремимся фиксировать именно начало помутнения, так как все остальные моменты будут плохо воспроизводимы.

*Основные исследования* запрограммированы в таблице. Для проведения **первого измерения** (концентрация  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  в реакционной смеси в 10 раз меньше исходной) в одну пробирку в соответствии с первой строкой **таблицы 3** наливаем из бюретки 1 мл 0,1 М раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и сюда же приливаем также с помощью бюретки 4 мл  $\text{H}_2\text{O}$ . В другую пробирку наливаем 5 мл 0,1 М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Сливаем содержимое пробирок вместе, встряхиваем смесь и фиксируем в таблице время от начала смешения до появления мути.

Отметим, что общий объем смеси в реакционной пробирке – 10 мл. В этом объеме: 1 мл ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) + 4 мл ( $\text{H}_2\text{O}$ ) + 5 мл ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Исходный миллилитр раствор тиосульфата, имевший концентрацию 0,1 М, таким образом, разбавлен в 10 раз и его новая концентрация равна 0,01 моль/л. Это зафиксировано в первой строке пятой слева колонки табл. 3.

Таблица 3

№ п.п.	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ мл	Объем $\text{H}_2\text{O}$ , мл	Объем раствора $\text{H}_2\text{SO}_4$ , мл	Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в реакционной пробирке, моль/л	Время до появления мути, $t$ (с)	Условная скорость $V_{\text{усл}} = 100/t$ ( $\text{с}^{-1}$ )
1	1	4	5	0,01 м/л		
2	2	3	5			
3	3	2	5			
4	4	1	5			
5	5	0	5			

**Второе измерение** скорости реакции проводим аналогично, сливая растворы двух пробирок в соответствии со второй строкой таблицы 3. В одной из них – 2 мл  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  + 3 мл  $\text{H}_2\text{O}$ , в другой – 5 мл  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Общий объем смеси снова 10 мл; концентрация тиосульфата натрия в «реакторе» в этом случае 0,02 моль/л. Это

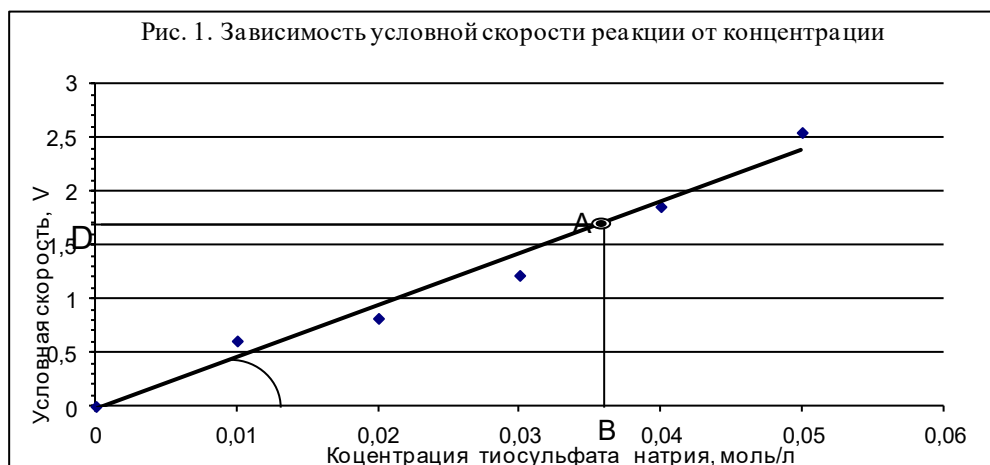
значение вам придется зафиксировать самостоятельно в соответствующей строке и графе таблицы. Остальные три измерения проводим, по-прежнему руководствуясь таблицей 3.

**Анализ результатов.** Значения для **последней** колонки таблицы вычисляем, руководствуясь тем обстоятельством, что скорость любого процесса обратно пропорциональна времени его протекания. В нашем случае в последней колонке таблицы 8 произвольно выбрано в числителе число 100, чтобы получать более удобные для анализа числа. Ведь мы будем просто сравнивать скорости, не интересуясь их абсолютной величиной. А для сравнительных оценок важно только, чтобы, кроме времени, все было постоянно.

Доказательством справедливости закона действия масс служит прямо пропорциональная зависимость между скоростью реакции ( $V$ ) и концентрацией тиосульфата натрия  $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ . Найдем эту зависимость графически по экспериментальным данным.

Для построения графика на **миллиметровой** бумаге откладываем на оси  $x$  значения концентраций тиосульфата натрия, а на оси  $y$  – соответствующие этим концентрациям величины условных скоростей реакции. Масштаб подбираем так, чтобы график занял всю предоставленную площадь миллиметровки. **Для каждой оси координат можно делать свой масштаб, не надо его унифицировать.** В этих координатах нанесем своих экспериментальных точек.

После нанесения на график экспериментальных точек из таблицы 8 осуществляем графическое усреднение результатов. Для этого проводим прямую линию, проходящую **через начало координат** и **усредняющую** расположение экспериментальных точек. Здесь самая точная точка – начало координат, так как при нулевой концентрации никакая реакция не идет, а значит и скорость реакции равна нулю независимо от экспериментатора. Сильно выпадающее из общей зависимости или сомнительное значение можно измерить еще раз. Примерный график представлен на рис. 1.



Ваш график, как отмечалось, следует сделать на **миллиметровой** бумаге. Обратите внимание на то, что точки на графике могут отстоять в стороне от проведенной «усредняющей» линии за счет экспериментальных погрешностей. Рас-

положения точек (выше и ниже прямой) должны, строго говоря, компенсировать друг друга. Такой прием усреднения называется графическим аппроксимированием. Аппроксимирующая прямая усредняет все результаты и обязательно проходит через начало координат, о чем говорилось выше.

В математике прямая линия, проходящая через начало координат, описывается уравнением:  $y = ax$ . Коэффициент  $a = y/x$  в этом уравнении можно найти, используя значения координат для любой точки этой прямой. Отметим, что отношение  $y/x$  является тангенсом угла наклона описываемой прямой по отношению к оси  $x$ .

Найдём по нашему графику величину константы скорости, которая по уравнению (2) выглядит:

$$k = V_{\text{усл}}/[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3].$$

Это можно сделать, используя любую точку на построенной нами прямой. По возможности **выбираем точку** на прямой так, чтобы она лежала на пересечении жирных линий миллиметровки, что облегчает нахождение её координат. Разделив величину координаты  $y$  ( $V_{\text{усл}}$ ) выбранной точки на величину координаты  $x$  (концентрация  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ), получаем среднее значение  $k$  для нашей реакции в наших условиях.

В случае графика на рис.1 выбрана точка А. Отношение длин отрезков АВ/ОВ дает величину  $k$  и является тангенсом угла АОВ. Полученную величину  $k$  можно подставить в уравнение (2) и использовать для расчета скорости реакции при любой произвольной концентрации.

Отметим, что константу скорости можно было бы найти и алгебраическим путем. Из экспериментальных данных по уравнению (2) можно вычислить пять величин  $k$  и найти усредненное значение. Однако, проведенное нами графическое усреднение более корректно, поскольку учитывает разную «весомость» экспериментальных данных.

## **Опыт 2. Зависимость скорости реакции разложения тиосульфата натрия от температуры**

**Задание.** Определить температурный коэффициент Вант-Гоффа для реакции, освоенной в первом опыте.

**Консультационная часть.** В соответствии с правилом Вант-Гоффа скорость большинства реакций при повышении температуры на каждые  $10^\circ$  возрастает в 2-4 раза. Это число называется температурным **коэффициентом Вант-Гоффа**. Наше исследование будет заключаться в том, что мы определим этот температурный коэффициент для реакции тиосульфата натрия с серной кислотой.

Для того чтобы определить, **во сколько раз возрастает скорость** реакции при повышении температуры на  $10^\circ$ , надо, как минимум, измерить скорость при **одной** температуре, а затем при температуре, которая **выше на  $10^\circ$** . Деление второй скорости на первую даст искомый температурный коэффициент. Чтобы получить его точнее и охватить больший температурный интервал, проведем измерения при нескольких температурах, а результаты усредним.

*Приборы и посуда:* бюретки, пробирки, мерный цилиндр, секундомер, электроплитка, стаканы.

*Реактивы:* те же, что в предыдущем опыте.

**Ход работы. Первое** измерение проведем **при комнатной температуре** так же, как мы это делали прошлый раз. Будем проводить измерения, взяв **3 мл** раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и **5 мл** раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Результаты измерений условной скорости реакции запишем в первой строке табл. 4. Комнатную температуру определяем по термометру, взятому со стола преподавателя. Пусть, например, комнатная температура  $22^\circ\text{C}$ . Для проведения измерений **при температуре на десять градусов выше** (в нашем примерном случае при  $32^\circ\text{C}$ ) две пробирки с новыми **такими же** порциями тех же растворов помещаем в стакан (условно назовем его стаканом-термостатом) с водой, температура которой предварительно доведена до  $32^\circ$ . Для этого используются еще два стакана - с водопроводной водой и с теплой водой. Теплую воду заимствуем из литрового стакана на электроплитке.

Подливая необходимые количества теплой или холодной воды в стакан-термостат с пробирками, контролируем по термометру установку и поддержание нужной температуры. Чтобы в растворах внутри пробирок тоже установилась требуемая температура, нужно термостатировать пробирки с растворами 7–10 мин. По прошествии 7–10 минут содержимое пробирок сливаем друг с другом и определяем время реакции, удерживая пробирку с реакционной смесью в стакане-термостате и продолжая поддерживать в нем необходимую температуру до тех пор, пока не выпадет осадок. Время протекания реакции аккуратно заносим в собственную таблицу.

Аналогично проводим измерения, повысив температуру еще на  $10^\circ$ , а затем еще на  $10^\circ$ .

Таблица 4

№ п.п.	$t, ^\circ\text{C}$	Время от начала опыта ( $\tau, \text{c}$ )	$V_{\text{усл}} = 100/\tau$ ( $\text{c}^{-1}$ )	Температурный коэффициент $\gamma = V_{t+10}/V_t$
1	22	68	1,47	
2	32	32	3,13	$\gamma = 3,13/1,47 = 2,13$
3				

$$\gamma_{\text{средн.}} =$$

**Обсуждение результатов. Правило Вант-Гоффа** означает, что при повышении температуры на **каждые  $10^\circ$**  скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза, причем это увеличение ( $\gamma$  раз) не зависит от диапазона температур, а является характерным для данной реакции. По данным таблицы 4 найдем, **во сколько раз возросла скорость** изученной реакции при переходе от первого опыта ко второму ( $\gamma = V_2/V_1$ ), при переходе от второго опыта к третьему ( $\gamma = V_3/V_2$ ) и от третьего к четвертому ( $\gamma = V_4/V_3$ ). Все три величины  $\gamma$  должны быть приблизительно одинаковы. Среднюю величину температурного коэффициента предъявляем преподавателю в качестве конечного результата. Лежит ли это значение в интервале 2 – 4, как это предсказывает правило Вант-Гоффа?

## 2.2.5. Вопросы для самопроверки темы

1. Что такое константа скорости реакции? От каких внешних факторов она зависит? От чего не зависит константа скорости?
2. Что такое температурный коэффициент Вант-Гоффа?
3. Вспомните правило Вант-Гоффа. На сколько процентов ваш результат отклоняется от среднего значения коэффициента Вант-Гоффа?

## 2.3. Тема 3. Водные растворы

**2.3.1. Цели изучения темы. Теоретические:** - рассмотреть процессы в растворах электролитов, освоить написание уравнений диссоциации, гидролиза, закрепить понятие константа диссоциации и разобраться в ее значении для расчетов концентраций веществ в вышеуказанных процессах, в частности, для оценки концентраций ионов при диссоциации воды. Усвоить понятия рН, рОН.

*Практические цели* - овладеть приемами объемного анализа: измерения объемов с помощью мерной посуды, титрования, освоить технику измерения плотности ареометром.

**2.3.2. Консультационная часть. Растворы** – сложные системы, включающие растворитель, растворенное вещество и продукты их взаимодействия (сольватированные молекулы, ионы, их ассоциаты и продукты более глубокого взаимодействия, например, гидролиза).

**Концентрация** раствора – это **соотношение компонентов** (веществ) в растворе. Обычно это соотношение указывают как количество интересующего нас вещества в определенном количестве раствора. Реже концентрацию указывают как отношение количества одного из веществ к количеству растворителя. **Количество** растворенного **вещества** может быть **выражено в различных**, но строго определенных для данного способа **единицах**: г, кг, моль, моль – эквивалент, так же, как и количество раствора: 100 г, 1000 мл.

В зависимости от выбранных единиц измерения растворенного вещества и раствора различаются способы выражения концентрации растворов. Наиболее употребительны **массовая доля, процентная концентрация, молярная и эквивалентная (нормальная) концентрации, титр**.

**Массовую долю**, величина которой всегда меньше единицы, выражают, как правило, **в процентах**. Например, массовая доля данного вещества в растворе 0,01 (одна сотая) или 1%. Массовая доля величина безразмерная.

**Молярные концентрации** указывают **количества молей** (могут быть моли молекул, атомов, ионов или эквивалентов) **в одном литре раствора**. Поскольку в одном моле всегда содержится одинаковое число частиц (число Авогадро), молярные концентрации фактически и определяют число частиц в литре раствора. Если указано **число молей молекул** данного вещества концентрацию называют **молярностью**, если указано **число молей эквивалентов** – **нормальностью** раствора.

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3

#### Приготовление и денсиметрический анализ раствора заданной концентрации

**Задание.** Приготовить 100 мл водного раствора соли, концентрация и состав которого указаны преподавателем. **Определить плотность** полученного раствора и **рассчитать** по значению плотности фактическую **концентрацию раствора**. Найти относительную ошибку опыта из сравнения исходной и измеренной концентрации.

Здесь предстоит творческая и сугубо **индивидуальная** работа. Каждый студент **сам** готовит **свой раствор** определенной концентрации, **сам** его (раствор) **анализирует** и сравнивает результат анализа с тем, что было приготовлено.

*Приборы и посуда:* ареометр, термометр, мерная колба, мерный цилиндр, часовое стекло, промывалка.

*Реактивы:* сухая соль, дистиллированная вода.

**Ход работы.** Результаты исследований записываем в табл. 5. Колонку **1** заполняем под диктовку преподавателя. Это эксклюзивные данные. Например, студент получил задание приготовить 100 мл раствора поваренной соли, концентрация которого 0,76 моль/л. Прежде, чем хвататься за соль и мерную посуду, надо выяснить, **сколько брать** предложенной преподавателем **соли**. Дана молярная концентрация, а готовить надо 100 мл раствора. Придется вычислить, сколько же граммов соли для этого надо. Следует решить задачу: **сколько граммов соли содержится в 100 мл** предназначенного вам **раствора**.

**Перевод молей в граммы**, как и раньше, осуществляем с использованием молекулярной массы своей соли. При подсчете молекулярной массы используем данные Периодической системы об атомных массах. Используемые значения атомных масс **округляем** до целых единиц. Только для хлора берем 35,5. **Молекулярную массу кристаллогидрата вычисляем** путем **сложения молекулярной массы безводной соли с массой соответствующего количества молекул воды**.

Вычисляем необходимую массу соли с точностью до 3-го знака после запятой. Результат записываем в колонку **2** таблицы 7 и **округляем** (а не просто отбрасываем последнюю цифру) до второго знака после запятой, так как химикотехнические весы все равно не позволяют взвешивать точнее. Весь свой расчет показываем преподавателю. Получив одобрение преподавателя, перемещаемся в весовую комнату для взятия **навески своей соли**. При взвешивании обращаем внимание на измельченность соли.

Таблица 5

Соль и молярная концентрация раствора	Расчетная масса соли (г) на 100 мл раствора	Фактическая плотность раствора, $\rho$ г/мл	Фактическая концентрация в пересчете на безводную соль		Относительная ошибка, %
			%	моль/л	
<b>Пример: NaCl 0.76 моль/л</b>	<b>4,446 г = 4,45 г</b>	<b>1,025 г/мл</b>	<b>3,71 %</b>	<b>0,65 моль/л</b>	<b>16,9%</b>
Ваши данные					

**Приготовление раствора.** Переносим навеску соли в *мерную колбу* через сухую стеклянную или самодельную бумажную воронку. Пересыпаем соль медленно и аккуратно. Заполняем большую половину мерной колбы дистиллированной водой из промывалки и добиваемся растворения соли путем перемешивания. **Перемешивание** эффективно проводить не встряхиванием, а вращательными движениями, ухватив тремя пальцами колбу за верхнюю часть ее длинного горла. После **полного растворения** соли, доводим объем раствора до метки (риски), приливая дистиллированную воду. Последние **капли** воды приливаем из бутылки с дистиллированной водой, которая находится над раковиной и имеет специальный зажим (он называется зажим Мора). Последние капли должны довести **нижний** край мениска до риски.

**Определение плотности раствора.** Плотность раствора определяется **ареометром**. Это прибор поплавкового типа. Его глубина погружения в жидкость в соответствии с законом Архимеда зависит от плотности жидкости. **Учтите интервал плотностей**, который измеряет каждый ареометр из предоставленного вам набора. Расположите их в порядке возрастания интервала плотностей (от более легкого к более тяжелому).

Перелейте свой раствор из мерной колбы в высокий цилиндр. Осторожно опустите в него самый **легкий ареометр**. Если его откалиброванная шейка окажется выше уровня жидкости, то возьмите более тяжелый ареометр. Надо подобрать ареометр так, чтобы уровень жидкости попал в зону шкалы ареометра.

После того как положение выбранного ареометра установится, производим отсчет. Следим, чтобы во время отсчета ареометр не прилипал к стенкам цилиндра. **Деление, против которого находится верхний край мениска жидкости, соответствует плотности раствора.** Во время отсчета глаз наблюдателя должен находиться на уровне мениска. С помощью ареометра плотность определяется с точностью до 0,001 г/мл.

Для проведения повторных измерений ареометр приподнимаем над раствором на 1 – 2 см, позволяем ему опять погрузиться и снова снимаем показания. Добиваемся сходимости показаний и заносим результат в колонку **3** таблицы 12. До и после измерений **ареометр ополаскиваем** дистиллированной водой и обтираем фильтровальной бумагой. Обращаемся с ареометром с осторожностью и с полной серьезностью.

**Процентную** концентрацию приготовленного раствора находим по **таблице**, в которой для данной плотности раствора указана процентная концентрация. Для растворов NaCl такая таблица представлена в приложении. Для других растворов соответствующие таблицы имеются в лаборатории.

Окидывая внимательным взором таблицу (таблицу берем у преподавателя), с удовлетворением обнаружили, что измеренная плотность раствора NaCl (1,025 г/мл) соответствует процентной концентрации между 3 и 4%. Точное значение концентрации своего раствора находим методом графического интерполирования. Для этого в координатах **плотность – концентрация** необходимо построить на миллиметровке калибровочную прямую (рис. 2). Плотности для двух реперных точек А и В, отвечающих концентрациям 3% и 4%. Наша плотность ле-

жит в диапазоне плотностей 1,020 – 1,027. Никакие другие точки (в том числе и нулевые) для построения калибровочного графика не нужны.

Масштаб подобрали так, чтобы суметь отсчитать необходимую концентрацию с точностью до 0,01%.

Аналогично, но независимо следует продумать и масштаб для оси плотностей. На ней в данном случае указываются только значения в интервале 0,007 г/мл (от 1,020 до 1,027 г/мл). Никаких нулевых концентраций наносить на график не надо. **Работаем только в зоне измеренной плотности.** Естественно калибровочная прямая не проходит через начало координат, а лишь через две реперные точки.



Рис.2. Зависимость плотности раствора NaCl от его концентрации в области 3-4%. Калибровочная прямая и результат.

После построения калибровочной прямой находим, что раствору с измеренной плотностью 1,025 г/мл соответствует точка D. А этой точке на оси концентраций соответствует значение 3,71% (ось абсцисс). Эта величина была уверенно занесена в левую часть колонки 4 в табл.5.

Чтобы заполнить правую часть колонки 4 необходимо решить задачу: какова **молярность** раствора NaCl, который содержит 3,71% безводной соли и имеет плотность 1,025 г/мл. Для этого решили пропорцию, и нашли молярность своего раствора, равную 0,65 моль/л.

*Студенты, готовившие раствор из кристаллогидрата, при пересчете из процентной концентрации в молярную концентрацию (внутри колонки 4) должны брать для окончательного расчета молярную массу безводной соли, а не кристаллогидрата, так как кристаллизационная вода «рассосалась» по всему раствору.*

**Нахождение ошибки измерения.** Вы готовили раствор с концентрацией 0,76 моль/л. (Потому что такое задание получили от преподавателя). Оказалось же, по данным измерений, что получился раствор с концентрацией 0,65 моль/л. **Разность** этих величин есть **абсолютная ошибка**. Для ее расчета обычно от большей величины отнимают меньшую. В данном случае абсолютная ошибка составляет 0,11 моль/л. В колонку 5 таблицы 7 надо вставить **относительную ошибку**. Она показывает, сколько процентов составляет абсолютная ошибка (у нас 0,11) от измеренной величины (у нас 0,65).

### 2.3.3. Вопросы для обсуждения

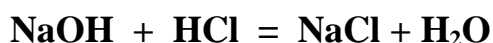
1. Что такое плотность раствора, в каких единицах ее выражают?
2. Почему растворы кипят при более высокой температуре, а замерзают при более низкой температуре, чем чистые растворители? Почему этот температурный сдвиг имеет разное направление?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4

### Определение количества гидроксида натрия в растворе методом объемного анализа

**Основы метода объемного анализа.** Одним из распространенных методов количественных определений является метод объемного анализа (титриметрический метод). *Сущность метода в следующем.* Пусть в каком-то растворе надо определить содержание какого-либо вещества. Надо подобрать реактив, который реагирует с анализируемым веществом, продумать, как оценить конец реакции и измерить объемы реагирующих растворов. По расходу реагента и уравнению реакции тогда можно рассчитать концентрацию анализируемого раствора, а потом и абсолютное количество исследуемого вещества в пробе.

**Основы расчетов в методе объемного анализа.** Одна из простейших реакций нейтрализации – взаимодействие растворов гидроксида натрия и соляной кислоты по уравнению



В соответствии с законом эквивалентов, все вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах. Если реакция проведена до конца, то количество эквивалентов исходных веществ в точности **равно** количеству эквивалентов продуктов реакции. Из этого закона вытекает простое и удобное для запоминания соотношение для реагирующих растворов

$$N_{\text{щ}} \times V_{\text{щ}} = N_{\text{к}} \times V_{\text{к}} \quad (6)$$

Здесь  $N_{\text{щ}}$  и  $N_{\text{к}}$  – нормальности растворов щелочи и кислоты, а  $V_{\text{щ}}$  и  $V_{\text{к}}$  – прореагировавшие объемы этих растворов, соответственно. Поскольку объемы находятся как в правой, так и в левой частях соотношения (6), их можно выражать в любых, но обязательно в одинаковых единицах (например, в мл).

*Пример.* Пусть имеется 300 мл раствора NaOH неизвестной концентрации. Для анализа воспользуемся раствором HCl, нормальность которого 0,0850 моль-экв/л. Пусть при проведении опыта установлено, что на нейтрализацию 20 мл раствора NaOH израсходовано 14,2 мл нашего 0,0850 N раствора HCl. Надо найти массу гидроксида натрия в исходном растворе.

Сначала, используя соотношение (6), найдем нормальность раствора NaOH ( $N_{\text{щ}}$ ). Выпишем из условия результаты анализа

$$V_{\text{щ}} = 20 \text{ мл}; \quad N_{\text{к}} = 0,0850 \text{ моль-экв./л}; \quad V_{\text{к}} = 14,2 \text{ мл}$$

и подставим их в уравнение (6) для нахождения  $N_{\text{щ}}$

$$N_{\text{щ}} = (0,0850 \times 14,2) / 20 = 0,06035 \text{ моль-экв./л.}$$

Напомним, что **нормальность показывает количество моль-эквивалентов в литре раствора.** У нас по условию дано 300 мл. В этом объеме раствора будет находиться лишь

$$(0,06035 \times 300) / 1000 = 0,018105 \text{ моль-экв.}$$

Осталось **пересчитать это количество в граммы** (ведь в условии нам предписано найти массу растворенного вещества). Растворенное вещество – одноосновное основание NaOH. Его эквивалент равен молекулярной массе (40 а.е.м). Искомая масса растворенного гидроксида натрия

$$0,018105 \times 40 = 0,7242 \text{ г.}$$

*Следует обратить внимание на то, что округления в предварительных расчетах могут существенно исказить окончательный результат. Поэтому целесообразно сначала получить окончательное выражение, подставить в него все данные, сделать расчет и лишь, потом округлить результат до требуемого или разумного знака после запятой.*

Результат будет тот же, поскольку все дело в правильном использовании единиц измерения (наименований). Напомним, что сюда надо вставить значение  $N_{\text{щ}} = 0,06035$ , найденное по результатам анализа.

Итак, проводя анализ, мы **измеряем объем раствора кислоты, который расходуется на определенный объем раствора щелочи**. Зная концентрацию одного из растворов (например, кислоты), мы можем по соотношению **(б)** рассчитать концентрацию другого раствора (например, щелочи) и наоборот.

**Практическое выполнение анализа.** Титриметрическое определение сводится к проведению реакции смешиванием растворов реагирующих веществ. Один из растворов содержит вещество неизвестной концентрации – **анализируемый раствор**, концентрация второго раствора известна – это **рабочий раствор или титрант**. При смешении титрант добавляют маленькими порциями к известному объему анализируемого раствора до наступления **точки эквивалентности**. Точка эквивалентности – завершение реакции - устанавливается по резкому изменению видимых или измеряемых свойств раствора.

**Выполнение лабораторной работы.** Все время будем проводить одну и ту же реакцию нейтрализации едкого натра соляной кислотой. **Но один раз нам будет неизвестна концентрация кислоты, а второй раз – щелочи**. Вся работа, таким образом, будет проходить в два этапа – один этап «учебный», второй - контрольный.

### **Этап 1. Определение концентрации рабочего раствора кислоты**

В химических склянках в лаборатории находится один и тот же раствор соляной кислоты (как бы неизвестной концентрации) и один и тот же раствор едкого натра, нормальность (нормальную концентрацию) которого вам сообщит преподаватель.

**Задача** – найти нормальную концентрацию раствора кислоты. Работа заключается в том, что надо **взять определенный объем раствора щелочи** (мерной пипеткой) **и измерить** (бюреткой), **какой объем кислоты с этой щелочью прореагирует**. Измерения надо повторять до получения сходящихся результатов, а затем по соотношению **(б)** вычислить нормальность кислоты. Напоминаем, что этот этап работы совершенно одинаков и обязателен для **всех** студентов, присутствующих на занятиях.

**Ход работы.** С помощью мерной пипетки переносим в коническую колбу

(она служит реактором) 10 мл NaOH ( $V_{щ}$ ), концентрация которого ( $N_{щ}$ ) известна (указывается преподавателем). Из склянки с индикатором добавляем в реактор 2-3 капли метилоранжа. **Бюретку** заполняем соляной кислотой и оттитровываем ею щелочь. Конец титрования определяем по изменению окраски индикатора.

**Процедуру повторяем.** Для этого споласкиваем колбочку-реактор дистиллированной водой, снова вносим туда пипеткой 10 мл щелочи, снова заполняем бюретку соляной кислотой и снова проводим титрование.

**И еще раз все повторяем,** как в предыдущем абзаце. Если результаты определений сильно отличаются друг от друга, т.е. более чем на 0,4 мл, то берем новые пробы и титруем до получения сходящихся результатов. Результаты определения объема раствора кислоты ( $V_k$ ), которая нейтрализовала 10 мл раствора щелочи, записываем в табл.б.

Титрование проводим до тех пор, пока не получится сходимость в последних трех опытах. Среднее значение  $V_k$  из таблиц.б используем для вычисления по соотношению (6) нормальности рабочего раствора соляной кислоты  $N_k = (N_{щ} \times 10) / 7,23$ . Здесь еще надо использовать значение  $N_{щ}$ , которое всей группе сообщил преподаватель. Величину  $N_k$  рассчитываем с **точностью до 5-го знака после запятой** и округляем до 4-го знака.

Таблица 6

#### Пример оформления результатов титрования

№ опыта	Объем раствора щелочи $V_{щ}$ мл	Объем раствора кислоты $V_k$ мл	Средний объем раствора кислоты $V_k$ мл
1	10	7,8	7,23
2	10	7,2	
3	10	7,3	

Сверяем найденное значение нормальной концентрации кислоты  $N_k$  со значениями, полученными соратниками по титрованию. С этой целью каждый студент записывает свое значение  $N_k$  на доске в лаборатории, предоставляя его на всеобщее обозрение. Отличия должны быть не более 0,005 моль-экв./л.

#### Этап 2. Определение количества щелочи в растворе

Каждый студент получает у преподавателя мерную колбу с некоторым количеством раствора **NaOH**. В каждой колбе – разное количество. Надо провести анализ и узнать, сколько же там граммов едкого натра.

**Ход работы.** Получив у преподавателя колбу с контрольной задачей, заносим номер колбы в лабораторный журнал. Дистиллированной водой аккуратно **доводим объем** раствора в колбе **до метки** (по нижнему уровню мениска), так же, как это делалось на прошлом занятии по приготовлению раствора соли. Этот раствор будем порциями по 10 мл с помощью пипетки отбирать для серии анализов.

С помощью пипетки **отбираем** из мерной (нумерованной) колбы **10 мл** анализируемого раствора щелочи и переносим в коническую колбу (реактор). Добавляем, как в первом этапе, в реактор 2-3 капли индикатора метилоранжа и **титруем** нашу щелочь рабочим **раствором кислоты** из бюретки. Концентрацию

рабочего раствора HCl мы уверенно нашли на первом этапе и даже записали на доску. Израсходованный объем кислоты записываем в таблицу типа 6.

Титрование **повторяем**. Снова споласкиваем реактор дистиллированной водой, вносим в него мерной пипеткой 10 мл анализируемого раствора, добавляем метилоранж и титруем до момента перехода окраски. Результат опять заносим в таблицу. Когда, наконец, достигнута сходимость (три значения  $V_k$  отличаются не больше, чем на 0,4 мл), усредняем результаты и среднее значение  $V_k$  используем для расчета нормальности анализируемого раствора щелочи по соотношению (6). Помним, что нам надо найти  $N_{\text{щ}}$ , используя для расчета величину  $N_k$ , найденную на первом этапе. Затем вычисляем, сколько граммов едкого натра (NaOH) находилось в 100 мл (это объем мерной колбы с контрольной задачей) неизвестного раствора. Расчет проводим до четвертого знака после запятой. Рассчитываем ошибку определения. В этом случае преподаватель сообщит вам истинное значение массы NaOH в колбе. Используя свой результат и указанное преподавателем значение, рассчитываем относительную ошибку определения.

## 2.4. Тема 4. Метод окислительно-восстановительного титрования

**2.3.1. Цели изучения темы.** В качестве примера применения метода окислительно-восстановительного титрования и определения железа в водных растворах в лабораторной работе рассматривается определение содержания железа (его массы) в растворе соли Мора.

**2.3.2. Консультационная часть.** Окислительно-восстановительные методы объемного анализа (титриметрия) основаны на применении окислительно-восстановительных реакций.

### Окислительно-восстановительные реакции

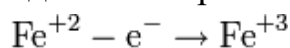
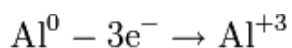
*Окислительно-восстановительными называются реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.* При вычислении степеней окисления необходимо учитывать следующее:

1. Свободный атом электронейтрален (положительный заряд атома уравновешен суммарным отрицательным зарядом всех электронов в атоме), заряд одного электрона -1. Поэтому, если нейтральный атом приобретает один электрон, его условный заряд (степень окисления) будет -1, если теряет, соответственно, +1.

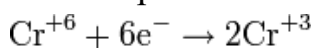
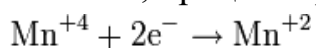
2. Степень окисления простых веществ равна нулю ( $H_2^0$ ,  $O_2^0$ ,  $Na^0$ ).

3. Степень окисления водорода в большинстве соединений +1 (кроме гидридов – NaH и др.), кислорода -2 (кроме  $H_2O_2$ ,  $F_2O$ ).

Атомы, молекулы или ионы, которые в данной реакции отдают электроны называются восстановителями, а процесс отдачи электронов — окислением:



Атомы, молекулы или ионы, которые присоединяют электроны являются окислителями, процесс присоединения электронов – восстановление.

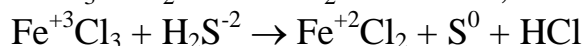


## Метод электронного баланса

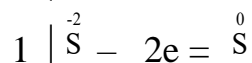
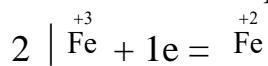
Сущность окислительно-восстановительных процессов сводится к перераспределению электронов между атомами (или ионами) реагирующих веществ, при этом атомы окислителя приобретают ровно столько электронов, сколько их отдают атомы восстановителя. Этим условием определяются коэффициенты в уравнениях.

*Последовательность операций следующая:*

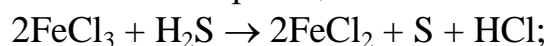
1. Записывают формулы реагентов и продуктов реакции в молекулярном виде и определяют степени окисления атомов, меняющих ее в процессе реакции:



2. По изменению степеней окисления устанавливают число электронов, отдаваемых восстановителем, и число электронов, принимаемых окислителем, и составляют электронный баланс с учетом принципа равенства числа отдаваемых и принимаемых электронов:



Множители электронного баланса записывают в уравнение окислительно-восстановительной реакции как основные стехиометрические коэффициенты:



Затем подбирают стехиометрические коэффициенты остальных участников реакции (по схеме уравнивают сначала металлы, затем кислотные остатки, водород):



Правильность уравнивания проверяют по кислороду.

## Перманганатометрия

Метод, основанный на окислении перманганатом, называется **перманганатометрией**. В перманганатометрии раствор  $\text{KMnO}_4$  служит не только рабочим раствором, но и индикатором. Ионы  $\text{MnO}_4^-$  придают раствору красновато-фиолетовую окраску, но при восстановлении в процессе титрования они обесцвечиваются, переходя в ионы  $\text{Mn}^{2+}$ . Обесцвечивание будет происходить до тех пор, пока в растворе имеется восстановитель. Как только весь восстановитель окислится, при малейшем избытке  $\text{MnO}_4^-$  появляется розовая окраска. Таким образом, точка эквивалентности фиксируется при помощи самого рабочего раствора перманганата.

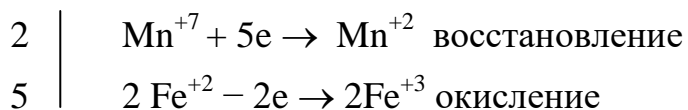
## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

### Применение окислительно-восстановительных реакций

#### в количественном анализе

Определение содержания  $\text{Fe}^{2+}$  в растворах считают одним из важнейших применений перманганатометрии. Рассмотрим перманганатометрическое определение  $\text{Fe}^{2+}$  в растворе соли Мора, имеющей состав  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . При

титровании перманганатом раствора этой соли в кислой среде происходит реакция



В качестве окислителя используется перманганат калия. Расчеты, как и в методе нейтрализации, основаны на равенстве эквивалентов окислителя и восстановителя. Соответствующее уравнение похоже на такое же в методе нейтрализации:

$$N_{\text{ок}} \times V_{\text{ок}} = N_{\text{восст.}} \times V_{\text{восст.}} \quad (7)$$

Здесь  $N$  (или  $C_{\text{экв}}$ ) и  $V$  - нормальности и объемы прореагировавших растворов окислителя (перманганат калия) и восстановителя (соль  $\text{Fe}^{2+}$ ).

Нормальность перманганата вам рассекретит преподаватель, объем раствора восстановителя вы отмеряете пипеткой, а объем окислителя вы вычислите как средний из сходящихся результатов титрования. Подставив эти значения в уравнение (7), вы сумеете определить нормальность своего раствора соли железа. Останется решить задачу: сколько граммов железа содержится в 100 мл раствора, нормальность которого известна.

Нормальность показывает количество моль-эквивалентов в литре раствора. В 100 мл их будет в 10 раз меньше, а для перевода моль-эквивалентов в граммы надо знать массу одного эквивалента.

**Задание :** Решить аналитическую задачу на определение железа в растворе соли Мора.

*Реактивы* - соль Мора, серная кислота, перманганат калия.

*Посуда* – мерные колбы, мерный цилиндр, пипетка, бюретка.

**Ход работы.** Получив у преподавателя колбу с контрольной задачей, заносим номер колбы в лабораторный журнал. Дистиллированной водой аккуратно доводим объем раствора в мерной колбе на 100 до метки (по нижнему уровню мениска). Заткнув колбу пробкой или большим пальцем, перемешиваем раствор методом «кувыркания». Этот раствор будем порциями по 10 мл с помощью пипетки отбирать для серии анализов.

Ополосните полученным раствором пипетку, перенесите 10,00 мл его в коническую колбу. Подкислите 8 - 10 мл 2 н.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и на холоду (при нагревании  $\text{Fe}^{2+}$  окисляется кислородом воздуха до  $\text{Fe}^{3+}$ ) титруйте раствором перманганата калия до появления бледно-розовой окраски, не исчезающей при встряхивании в течение 1 - 2 мин. Повторите титрование не менее 3-х раз, возьмите среднее из отсчетов и вычислите массу железа в анализируемом растворе.

**Проведение расчетов.** Нормальность раствора восстановителя (соли Мора) легко выводится из уравнения (7)

$$N_{\text{Fe}} = (N_{\text{ок}} \times V_{\text{ок}}) / V_{\text{Fe}}$$

Здесь в правой части все члены известны. Нормальность окислителя (раствора перманганата) нам на доске написал преподаватель, объем этого раствора ( $V_{\text{ок}}$ ) мы определили из сходящихся результатов титрования, а объем раствора

восстановителя для каждого титрования ( $V_{Fe}$ ) мы отмеряли пипеткой путем деликатного всасывания.

Массу железа в колбе на 100 мл рассчитываем из полученной нормальности  $N_{Fe}$ . Вспоминаем, что нормальность показывает количество моль-эквивалентов в литре. Взятый для анализа после заполнения водой объем раствора составлял 100 мл. Железо в этой реакции теряет один электрон, поэтому его эквивалент равен атомной массе (55,85 а.е.м.), а моль-эквивалент соответственно - 55,85 г. Составим общую формулу для расчета массы железа:

$$m = (N_{ок} \times V_{ок} \times 55,85) / (V_{Fe} \times 10) \text{ г.}$$

Допустим, что на титрование 10,00 мл раствора соли Мора пошло в среднем 12,50 мл 0,05181 н. раствора перманганата. Тогда нормальная концентрация раствора соли Мора

$$N(\text{или } C_{эке}) = 0,05181 \cdot 12,50 / 10,00 = 0,06476 \text{ моль-экв/л.}$$

Умножив нормальную концентрацию на молярную массу эквивалента железа (55,85 г/моль), мы нашли бы содержание его в 1 л раствора. Но анализировались лишь 100 мл раствора.

$$\text{Содержание железа в них будет равно: } 0,06476 \cdot 55,85 \cdot 0,1 = 0,1615 \text{ г.}$$

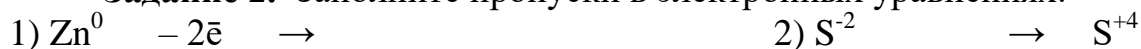
Определение имеет большое практическое значение, так как соли железа (+2) используют в сельском хозяйстве.

После расчета обращаемся к преподавателю за оценкой полученного результата.

### Вопросы для обсуждения лабораторных работ по объемному анализу

1. Что такое титрование?
2. В каких единицах выражают концентрацию при проведении объемного анализа?
3. Какие вещества могут быть индикаторами метода нейтрализации?
4. Что такое мениск?
5. В чем сущность кислотно-основного титрования?
6. В чем сущность перманганатометрического титрования?

**Задание 2.** Заполните пропуски в электронных уравнениях:



**Задание 3.** Для следующих процессов составьте электронные уравнения и установите коэффициенты методом электронного баланса:

- 1)  $\text{Cr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{As} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$
- 3)  $\text{Br}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBrO}_3 + \text{HCl}$
- 4)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{CO}_2$
- 5)  $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

## ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1

### Номенклатура некоторых кислот и солей

Название кислоты	Формула	Название соли
Азотистая	$\text{HNO}_2$	Нитриты
Азотная	$\text{HNO}_3$	Нитраты
Бромоводородная	$\text{HBr}$	Бромиды
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Бихроматы
Йодоводородная	$\text{HI}$	Йодиды
Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Силикаты
Марганцовая	$\text{HMnO}_4$	Перманганаты
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сульфиты
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	Сульфиды
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Сульфаты
Соляная	$\text{HCl}$	Хлориды
Тиосерная (серноватистая)	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосульфаты
Угльная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Карбонаты
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	Ацетаты
Фосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Фосфаты
Фтороводородная	$\text{HF}$	Фториды
Хлорноватистая	$\text{HClO}$	Гипохлориты
Хлорноватая	$\text{HClO}_3$	Хлораты
Хромовая	$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хроматы
Циановодородная (Синильная)	$\text{HCN}$	Цианиды

Таблица 2

### Степени диссоциации кислот, оснований и солей в 0,1 н. растворах при 18°

Электролит	Формула	Степень диссоциации, %
<b>К и с л о т ы</b>		
Соляная	$\text{HCl}$	92
Бромоводородная	$\text{HBr}$	92
Йодоводородная	$\text{HI}$	92
Азотная	$\text{HNO}_3$	92
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	58
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	34
Фосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	27
Фтороводородная	$\text{HF}$	8.5
Уксусная	$\text{CH}_3\text{COOH}$	1.3
Угльная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	0.17
Сероводородная	$\text{H}_2\text{S}$	0.07
Циановодородная (Синильная)	$\text{HCN}$	0.01
Борная	$\text{H}_3\text{BO}_3$	0.01
<b>О с н о в а н и я</b>		
Гидроксид бария	$\text{Ba(OH)}_2$	92
Гидроксид калия	$\text{KOH}$	80
Гидроксид натрия	$\text{NaOH}$	84
Гидроксид аммония	$\text{NH}_4\text{OH}$	1.3
<b>С о л и</b>		
Хлорид калия	$\text{KCl}$	86
Хлорид аммония	$\text{NH}_4\text{Cl}$	85
Хлорид натрия	$\text{NaCl}$	84
Нитрат й калия	$\text{KNO}_3$	83
Нитрат серебра	$\text{AgNO}_3$	81
Ацетат натрия	$\text{CH}_3\text{COONa}$	79
Сернокислый натрий	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	69
Хлорид меди	$\text{CuSO}_4$	40

Таблица 3

## Кислотно-основная классификация катионов

Номер группы	I	II	III	IV	V	VI
Название	Растворимая	Хлоридная	Сульфатная	Амфотерная	Гидроксидная	Аммиакатная
Групповой реагент	Нет	HCl (2 моль/л)	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (2 моль/л)	NaOH, избыток	NaOH	NH <sub>4</sub> OH конц.
Ионы	$K^+, Na^+, NH_4^+, Li^+$	$Ag^+, Hg^{2+}, Pb^{2+}$	$Ba^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}$	$Al^{3+}, Cr^{3+}, Zn^{2+}, Sn^{2+}, Sn^{4+}, V_{(V)}, Mo_{(VI)}$	$Bi(III), Fe^{2+}, Fe^{3+}, Mn^{2+}, Mg^{2+}, Sb(III), Sb(V), Zr^{4+}$	$Hg^{2+}, Cu^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Cd^{2+}$
Действие групповых реагентов	Практически все растворимы в воде	Хлориды нерастворимы в воде и разбавленных кислотах	Сульфаты нерастворимы в воде и кислотах	Гидроксиды растворимы в избытке щелочи и в кислотах	Гидроксиды нерастворимы в щелочах, растворимы в кислотах	Гидроксиды растворимы в избытке водного раствора аммиака

Таблица 4

## Классификация анионов

Группа	Анионы	Групповой реагент	Характеристика группы
1	$SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, SiO_3^{2-}$	BaCl <sub>2</sub> в нейтральном или слабо-щелочном растворе	Соли бария практически нерастворимы в воде
2	$Cl^-, Br^-, I^-, S^{2-}$	AgNO <sub>3</sub> в присутствии HNO <sub>3</sub>	Соли серебра нерастворимы в воде и разбавленной кислоте
3	$NO_3^-, NO_2^-, CH_3COO^-$	Группового реагента нет	Соли бария и серебра растворимы в воде



## ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	3
Раздел I. Общие методические указания для выполнения лабораторных занятий	3
Раздел 2. Лабораторный практикум по изучаемым темам	5
Тема 1. Классы неорганических соединений и аналитика	5
Тема 2. Скорость химических реакций	12
Тема 3. Водные растворы	18
Тема 4. Метод окислительно-восстановительного титрования	25
Приложение	29

## НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Составители

**А.И. Герасимова**  
**А.Р. Бухарова**  
**Е.В. Крутикова**

Редактор *М.Ю. Молчанова*

Подписано в печать 02.06.2016

Формат 60x84 1/16

Отпечатано на ризографе

Печ. л. 2,0

Уч.-изд. л 1,66

Тираж 100 экз.

Заказ

Поз пл. А-5

Издательство ФГБОУ ВО РГАЗУ  
143907, Московская обл., г. Балашиха, ш. Энтузиастов, д. 50

ДИРЕКТОРУ ИЗДАТЕЛЬСТВА

В соответствии с утвержденным ректором РГАЗУ планом издания учебно-методической литературы на 2013г., ОМР и ККО кафедры "Аграрии, земледельцы России и их семьи им. А.С. Горького" направляет для издания рукопись: автор доц.т.ч. Бросилатов А.И., проф.-ра Бурдубай, с.и.м.проф. Кудряшова С.В., наименование рукописи "Аграрии и земледельцы России. Мемориальные указатели и справочник для любительского чтения"

Ряд списков работ  
курс 1, направление 35.03.01, 35.03.04, 35.03.05, 35.03.08, 35.03.09 профили: "Аграрии и земледельцы России"; "Аграрии и земледельцы России"; "Аграрии и земледельцы России"  
Тираж 100 экз.

- Приложение: 1. Рукопись на 93 с. в 1 экз.,  
2. Рецензия на рукопись от д.с.-х.н. проф. А.В. Соколов в 1 экз.,  
3. Рецензия на рукопись от д.с.-х.н., доц.т.ч. А.В. Соколов в 1 экз.,  
4. Ответ авторов на рецензию от доц.т.ч. Бросилатов А.И., с.и.м.проф. Кудряшова С.В. в 1 экз.,  
5. Выписка из протокола заседания кафедры № 9 от "10" "05" 2013г.,  
6. Выписка из протокола заседания методической комиссии № 9 от "16" "05" 2013г.

Зав. кафедрой [подпись] / Соколов А.В. / фамилия и, о.  
Председатель метод. комиссии [подпись] / Васильев М.И. / фамилия и, о.  
Декан [подпись] / Закабурин Е.И. / фамилия и, о.  
Библиотека [подпись] / Александрова О.А. / фамилия и, о.

Рукопись принял специалист ОМР и ККО [подпись] / Дурнев И.И. / фамилия и, о.  
Позиция плана А-5  
Дата « 2 » 05 2013г.