

# **ХИМИЯ**

*Методические указания к лабораторным работам  
для студентов бакалавриата направления 12.03.01*

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ  
2021**

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации  
Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего образования  
Санкт-Петербургский горный университет

Кафедра общей химии

# ХИМИЯ

*Методические указания к лабораторным работам  
для студентов бакалавриата направления 12.03.01*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ  
2021

УДК 546 (073)

**ХИМИЯ:** Методические указания к лабораторным работам / Санкт-Петербургский горный университет. Сост.: *О.Л. Лобачева, Н.В. Джевага*. СПб, 2021. 44 с.

Изложены правила работы в лаборатории общей и неорганической химии, краткие указания по технике безопасности, методика проведения опытов и обработки результатов экспериментальных работ.

Предназначены для студентов бакалавриата направления 12.03.01 "Приборостроение".

Научный редактор проф. *В.Е. Коган*

Рецензент канд. хим. наук *М.А. Тойкка* (Санкт-Петербургский государственный университет)

© Санкт-Петербургский  
горный университет, 2021

## **ХИМИЯ**

*Методические указания к лабораторным работам  
для студентов бакалавриата направления 12.03.01*

Сост. *О.Л. Лобачева, Н.В. Джевага*

Печатается с оригинал-макета, подготовленного кафедрой  
общей химии

Ответственный за выпуск *О.Л. Лобачева*

Лицензия ИД № 06517 от 09.01.2002

Подписано к печати 11.06.2021. Формат 60×84/16.  
Усл. печ. л. 2,6. Усл.кр.-отт. 2,6. Уч.-изд.л. 2,3. Тираж 75 экз. Заказ 593.

Санкт-Петербургский горный университет  
РИЦ Санкт-Петербургского горного университета  
Адрес университета и РИЦ: 199106 Санкт-Петербург, 21-я линия, 2

## **ВВЕДЕНИЕ**

Лабораторные работы по общей и неорганической химии проводятся с целью закрепления теоретического материала, который излагается на лекциях и самостоятельно прорабатывается студентами по учебникам и учебным пособиям. В ходе лабораторного практикума студенту ставится задача освоить приемы и методы ведения химического эксперимента, приобрести навыки работы с аппаратурой и реактивами, научиться основным способам обработки экспериментальных данных и оценки погрешностей полученных результатов.

Методические указания в сжатой форме знакомят студентов с основными теоретическими положениями, относящимися к данной лабораторной работе или группе лабораторных работ со схожей тематикой, основным оборудованием и приемами работы на нем, правилами оформления лабораторных протоколов, обработкой результатов эксперимента.

## **ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ**

Лабораторные работы выполняют на рабочем столе, где находятся необходимые приборы, посуда и реактивы. Все опыты следует проводить только с такими количествами веществ, растворами таких концентраций и в такой посуде, как указано в задании.

Никакие вещества в химической лаборатории нельзя пробовать на вкус, а нюхать следует с большой осторожностью, направляя к себе пары или газ движением кисти рук. Находясь в лаборатории, нельзя принимать пищу, пить и пользоваться косметикой.

При нагревании раствор в пробирке может бурно вскипеть, поэтому не следует поворачивать ее отверстием к себе или к соседу.

Концентрированные кислоты и щелочи, сильно пахнущие и ядовитые жидкости хранят в вытяжном шкафу в склянках из толстого стекла. Работать с ними можно только под тягой, нельзя переносить эти жидкости на рабочее место.

Смешивать жидкости, при взаимодействии которых выделяется тепло, можно только в химической посуде из термостойкого стекла. Серную кислоту при её разбавлении следует приливать в воду, а не наоборот.

Горючие органические жидкости и растворы, содержащие соли ртути или серебро, после работы выливают не в раковину, а в сборники с соответствующими надписями, которые установлены в вытяжном шкафу. Фильтры с осадками также следует складывать в специальные сборники.

Все наблюдения в ходе опытов необходимо записывать в рабочий журнал, который предъявляется преподавателю. Результаты лабораторных работ и выводы оформляют в виде протокола.

По окончании работы в лаборатории следует вымыть использованную посуду, поставить на место реактивы, привести в порядок рабочий стол и вымыть руки.

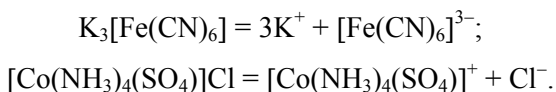
Реактивы размещены в вытяжном шкафу, на полке для реактивов, а наиболее часто используемые растворы - в установленных на каждом рабочем месте штативе. Пробки на пробирках и склянках с растворами снабжены пипетками для отбора растворов в рабочие пробирки. Сухие реагенты отбирают с помощью шпателей.

## **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1. ИССЛЕДОВАНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ**

***Цель работы:*** познакомиться с методами получения комплексных соединений и их свойствами.

### ***Общие сведения***

Комплексными называют соединения, в структуре которых можно выделить центральный атом – акцептор электронов, находящийся в донорно-акцепторной связи с определенным числом доноров-лигандов. Лигандами могут быть как ионы, так и нейтральные молекулы. Центральный атом и лиганды образуют внутреннюю сферу комплексного соединения, которую при записи формулы выделяют квадратными скобками. Внутренняя сфера часто имеет заряд, который компенсируют противоположно заряженные ионы, располагающиеся во внешней сфере. Внешнесферные ионы не имеют связей с центральным атомом, а образуют ионные связи с комплексными ионами. Поэтому в полярных растворителях комплексные соединения диссоциируют на комплексный и внешнесферный ионы, например:



В первом случае в растворе практически отсутствуют цианид-ионы, поэтому соединение не относится к сильнодействующим ядам. Второе соединение будет давать в растворе качественную реакцию на хлорид-ион (образование осадка  $\text{AgCl}$ ) и не будет давать осадок  $\text{BaSO}_4$  с растворами солей бария.

Первое соединение является анионным комплексом, поскольку содержит в своей структуре и образует при диссоциации в растворе комплексные анионы. Второе соединение является катионным комплексом. Существуют и нейтральные комплексы, у которых внутренняя сфера не имеет заряда, соответственно, внешняя сфера отсутствует, например:  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ .

При записи формулы комплексного соединения его составные части располагают в порядке возрастания электроотрицательности. На первом месте помещают внешнесферные катионы, затем центральный атом, далее нейтральные лиганды, лиганды-анионы и в конце формулы записывают внешнесферные анионы. Читают формулу в английском языке слева направо, но в русском – справа налево. При этом название внутренней сферы произносят в одно слово, используя соединительную гласную «о», название комплексного аниона заканчивают суффиксом «-ат-». Молекулы воды в качестве лигандов обозначают приставкой «аква-», а молекулы аммиака – приставкой «аммино-». Степень окисления центрального атома при записи названия комплекса указывают римской цифрой в круглых скобках, заряды ионов – арабскими цифрами. Например, первое из приведенных выше комплексных соединений мы назовем: гексацианоферрат (III) калия, второе – хлорид сульфатотетраамминокобальта (III), третье – дихлородиамминоплатина (II).

Число связей, образуемых лигандом с центральным атомом, называют дентатностью лиганда. Например,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NH}_3$  – монодентатные лиганды, а сульфат-ион – бидентатный лиганд. Число связей, образуемых центральным атомом с лигандами, называют координационным числом. Если лиганды монодентатные, координационное число равно числу лигандов, например, координационное число же-

леза в  $K_3[Fe(CN)_6]$  равно 6, координационное число платины в  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$  равно 4. Однако в  $[Co(NH_3)_4(SO_4)]Cl$  лигандов пять, а координационное число кобальта равно 6, поскольку сульфат-ион бидентатен.

### *Выполнение работы*

#### *Образование комплексных соединений*

**Опыт 1. Образование и разрушение амминокомплекса серебра.** Налить в пробирку 3–4 капли раствора нитрата серебра, добавить столько же раствора хлорида натрия (или хлорида калия). Отметить выпадение осадка хлорида серебра. Затем в вытяжном шкафу добавить в пробирку 3–5 капель концентрированного раствора аммиака и несколько раз встряхнуть. Осадок должен раствориться вследствие образования амминокомплекса серебра. Подкислить раствор аммиаката серебра азотной кислотой. Должен образоваться осадок хлорида серебра.

**Опыт 2. Получение амминокомплекса никеля.** Налить в пробирку 3–4 капли раствора сульфата никеля. Добавить каплю разбавленного раствора аммиака, который находится в штативе с реактивами. В пробирке образуется студенистый осадок сульфата гидроксоникеля. Добавить в вытяжном шкафу 4–10 капель концентрированного раствора аммиака до полного растворения осадка. Обратите внимание на окраску раствора, обусловленную образованием в растворе катиона гексаамминоникеля (2+). К полученному раствору добавить 1 мл насыщенного раствора бромиды натрия (или бромиды калия). Должен выпасть осадок бромиды гексаамминоникеля. Запишите уравнения всех реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт 4. Получение комплексного основания кадмия.** Получить в пробирке осадок гидроксида кадмия, добавляя к раствору его соли равный объем раствора едкого натра. На полученный гидроксид подействовать концентрированным раствором аммиака до полного растворения осадка.

Написать уравнения реакций получения гидроксида тетраамминкадмия и его электролитической диссоциации. Какое основание является более сильным электролитом: гидроксид кадмия или его комплексное основание? Ответ обосновать.

**Опыт 5. Получение комплексного йодида ртути.** Налить в пробирку 3–4 капли раствора нитрата ртути (II) и добавить 1–2 капли раствора йодида калия. Отметить цвет образующегося осадка дииодида ртути. В пробирку по каплям добавить избыток раствора йодида калия до полного растворения полученного осадка, которое обусловлено образованием в растворе комплексных анионов тетрагидромеркурата. Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов  $K^+$ ,  $I^-$ ,  $Hg^{2+}$ ? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он мог образовать в данном растворе сложный ион?

Этот анион можно выделить в осадок ионами серебра: в пробирку добавить 1–2 капли раствора нитрата серебра. Отметить цвет осадка и записать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Примечание: соли ртути ядовиты. Поэтому опыт проводить осторожно и затем тщательно вымыть руки.

**Опыт 6. Образование гидроксокомплекса цинка.** В пробирку налить 3–4 капли раствора сульфата цинка и добавить по каплям раствор гидроксида натрия, находящийся в штативе с реактивами, до выпадения осадка гидроксида цинка. Затем в вытяжном шкафу добавить по каплям 6 н. раствор едкого натра до полного растворения осадка вследствие образования комплексного аниона тетрагидроксоцинка (2–). Какое свойство гидроксида цинка иллюстрирует данный опыт? Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт 7. Образование труднорастворимого гексацианоферрата (III).**

**А.** Налить в пробирку 3–4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Добавить 2–3 капли раствора хлорида железа (III). Отметить окраску образующегося осадка берлинской лазури, используемой для производства художественных красок. Реакция служит для обнаружения катионов  $Fe^{3+}$ .

**Б.** Налить в пробирку 3–4 капли раствора гексацианоферрата (III) калия  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Добавить 2–3 капли раствора сульфата железа (II). Отметить окраску образующегося осадка, который в прошлом веке называли турнбулевой синью. В настоящее



время установлено, что берлинская лазурь и турнбулева синь – одно и то же вещество, а именно: гексацианоферрат (III) железа (II)  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ . Данная реакция служит для обнаружения катионов  $\text{Fe}^{2+}$ .

Запишите уравнения всех проведенных реакций в молекулярной и ионной формах.

### **Опыт 8. Образование труднорастворимых гексацианоферратов (II).**

Налейте в две пробирки по 3–4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. В первую пробирку добавьте 2–3 капли раствора сульфата цинка, во вторую – столько же раствора сульфата меди (II). Отметьте цвета образующихся осадков и запишите уравнения реакций.

**Опыт 9. Образование труднорастворимого гексанитрокобальтата (III) натрия-калия.** Реакция служит для обнаружения в растворах катионов калия. Налейте в пробирку 3–4 капли раствора  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  и добавьте 2–3 капли раствора хлорида калия. Отметьте окраску образующегося осадка комплексной соли  $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  и запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

### ***Протокол лабораторной работы***

По каждому опыту записать используемые при проведении эксперимента реактивы и результаты проведения реакций: образование осадка, выделение газа, изменение цвета раствора и т.д.

### ***Содержание отчета по лабораторной работе***

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, результаты проведения реакций, ответы на вопросы.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2. ИССЛЕДОВАНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

**Цель работы:** познакомиться с наиболее распространенными окислителями и восстановителями, с продуктами их взаимодействия между собой и научиться составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций.

### *Общие сведения*

Окислительно-восстановительными называют реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.

Степень окисления – это гипотетический заряд, который был бы на атомах данного элемента, если бы соединение было построено из ионов.

Высшая степень окисления элемента равна номеру группы периодической системы, в которой данный элемент расположен. Низшая отрицательная степень окисления равна числу электронов, которое может принять данный элемент на застраиваемый *пр*-подуровень:  $z_{\min} = N - 8$ , где  $N$  – номер группы. Многие элементы проявляют в соединениях постоянные значения степени окисления: фтор  $-1$ ; кислород  $-2$ , кроме пероксидов, в которых степень окисления кислорода  $-1$ ; щелочные металлы  $+1$ ; щелочноземельные металлы  $+2$ ; водород, кроме гидридов и органических соединений,  $+1$ .

Окислителем называют элемент, который в ходе реакции понижает степень окисления, а восстановителем – элемент, который повышает степень окисления. Окислитель при этом принимает электроны на валентную оболочку, а восстановитель отдает электроны.

### *Выполнение работы*

Для всех реакций, выполняемых в ходе работы, необходимо составить уравнения полуреакций окисления и восстановления, а также полные ионные и молекулярные уравнения.

**Опыт 1. Окислительные свойства пероксида водорода.** Налить в пробирку 3–4 капли раствора пероксида водорода, добавить 2–3 капли 2 н. раствора серной кислоты и столько же раствора иодида калия. К содержимому пробирки добавить крахмал. Обратить внимание на окраску раствора.

## **Опыт 2. Восстановительные свойства галогенидов.**

**А.** К нескольким каплям раствора бромида калия добавить столько же хлорной воды и 4–5 капель четыреххлористого углерода, выполняющего роль экстрагента (в  $\text{CCl}_4$  бром растворяется лучше, чем в воде). Встряхнуть пробирку, закрыв ее пальцем. Обратить внимание на окраску органической фазы.

**Б.** К 3–4 каплям раствора иодида калия добавить 3–4 капли  $\text{CCl}_4$  и 2–3 капли бромной воды. Четыреххлористый углерод является экстрагентом йода. Обратить внимание на окраску органической фазы.

**Опыт 4. Окислительные свойства сернистой кислоты.** Налить в пробирку 3–4 капли раствора сернистой кислоты (или по 3–4 капли раствора сульфита натрия и 2 н. серной кислоты) и столько же насыщенной сероводородной воды (или раствора сульфида натрия). Определить, какой продукт образовался в результате реакции.

**Опыт 5. Восстановительные свойства сернистой кислоты.** К нескольким каплям разбавленного раствора йода прилить 4–5 капель раствора сернистой кислоты (или по 4–5 капель 2 н. серной кислоты и раствора сульфита натрия). Отметить изменение окраски раствора.

**Опыт 6. Окислительные и восстановительные свойства нитритов.** К подкисленному 2 н. серной кислотой раствору йодида калия добавить несколько капель раствора нитрита натрия. К смеси добавить 2–3 капли раствора крахмала, который служит индикатором йода. Объяснить изменение окраски раствора. Обратить внимание на запах выделяющегося газа – оксида азота (II).

**Опыт 7. Восстановительные свойства хрома (III).** В пробирку внести 1–2 капли раствора сульфата хрома (III) и прилить избыток раствора щелочи до появления изумрудно-зеленой окраски гидроксокомплекса хрома  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ . Затем к этому раствору прилить пероксид водорода до перехода окраски в желтую. Объяснить изменение окраски раствора.

**Опыт 8. Окислительные свойства дихромата калия.** В три пробирки налить по 8–10 капель раствора дихромата калия и подкислить его несколькими каплями раствора серной кислоты концентрацией 20 %. В первую пробирку добавить раствор сульфита на-

трия до перехода окраски раствора в зеленую. Во вторую пробирку прилить несколько капель раствора сульфида натрия и отметить помутнение раствора за счет выпадения серы. В третью пробирку добавить раствор сульфата железа (II).

### **Опыт 9. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах.**

**А.** Кислая среда. В три пробирки налить по 3 капли раствора перманганата калия и добавить столько же 2 н. раствора серной кислоты. В первую пробирку добавить 5 капель раствора иодида калия, во вторую – столько же раствора сульфита натрия, в третью – столько же раствора сульфата железа (II).

**Б.** Нейтральная среда. В две пробирки налить по 3 капли раствора перманганата калия; в первую пробирку добавить столько же раствора сульфита натрия, во вторую – раствора сульфата марганца (II).

**В.** Сильнощелочная среда. В пробирку налить три капли раствора перманганата калия, столько же раствора щелочи и 3–4 капли раствора сульфита натрия.

Отметить изменение окраски растворов во всех пробирках. Установить, в какой среде окислительные свойства перманганата калия выше.

### ***Содержание отчета по лабораторной работе***

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, уравненные методом полуреакций или методом баланса электронов (по указанию преподавателя) и результаты проведения реакций.

### **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА**

***Цель работы:*** усвоить одно из основных химических понятий – понятие об эквиваленте – и научиться определять его количественное значение.

***Сущность работы.*** Один из основных законов химии – закон эквивалентов – гласит: «массы веществ, вступивших в реакцию, пропорциональны их химическим эквивалентам (эквивалентным

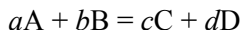
массам)». Закон эквивалентов широко используют в химических расчетах. Зная массы реагирующих веществ и значение эквивалентной массы одного из них можно определить эквивалентную массу другого. По значению эквивалентной массы нередко определяют молярную массу вещества или валентность элемента.

### *Общие сведения*

**Эквивалентом** вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. **Эквивалентной массой**  $\mathcal{E}_M$  называется масса одного эквивалента вещества, т.е. масса вещества и количество эквивалентов связаны уравнением:

$$n_{\text{э}} = \frac{m}{\mathcal{E}_M}.$$

Для газов **эквивалентным объемом** называется объем, занимаемый при данных условиях одним эквивалентом вещества. Эквивалент (эквивалентную массу) можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалент (эквивалентная масса) которого известны пользуясь **законом эквивалентов: вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных количествах**. Например, для реакции:



$$n_{\text{э}}(A) = n_{\text{э}}(B) = n_{\text{э}}(C) = n_{\text{э}}(D) \text{ или}$$

$$\frac{m(A)}{\mathcal{E}_M(A)} = \frac{m(B)}{\mathcal{E}_M(B)} = \frac{m(C)}{\mathcal{E}_M(C)} = \frac{m(D)}{\mathcal{E}_M(D)}.$$

Отсюда следует другая формулировка закона эквивалентов: массы взаимодействующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам, например,

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{\mathcal{E}_M(A)}{\mathcal{E}_M(B)}.$$

На основе закона эквивалентов можно вывести общую формулу для вычисления эквивалентных масс веществ:

$$\mathcal{E}_M = \frac{M}{Z},$$

где  $M$  – молярная масса элемента, оксида, кислоты, основания или соли, г/моль;  $Z$  – степень окисления элемента в продукте реакции, произведение числа атомов элемента и степени окисления элемента в оксидах, основность кислоты, кислотность основания, сумме зарядов всех катионов (или анионов) соли.

### ***Выполнение работы***

1. Наполнить водой кристаллизатор и бюретку (стеклянную трубку с делениями и краном для выпуска жидкости вниз). Проверить, плотно ли закрыт кран бюретки.

2. Закрепить бюретку в штативе. Уровень воды в ней не должен быть выше крайнего деления шкалы.

3. В колбу Вюрца (круглодонная колба с боковым отводом) при помощи мерного цилиндра отобрать 15–20 мл соляной кислоты.

4. Вытереть насухо горло колбы фильтром.

5. Расположив колбу горизонтально, поместить в ее горло навеску металла и плотно закрыть колбу пробкой.

6. Поместить присоединенную к боковому отводу колбы Вюрца стеклянную трубку в опущенный в воду конец бюретки.

7. После этого отметить уровень жидкости в бюретке. Показания следует снимать по положению нижнего края вогнутого мениска жидкости при нахождении его на уровне глаз. Цифры на шкале бюретки означают объем в мл, при снятии показаний необходимо учитывать, что бюретка со шкалой перевернута.

8. Затем колбу переводят в вертикальное положение, сбрасывая навеску металла в кислоту. В результате реакции выделяется водород, который вытесняет воду из бюретки. Во время протекания реакции не следует держать колбу в руках во избежание ее нагрева и искажения результатов за счет теплового расширения газа.

9. Когда выделение пузырьков водорода прекратится, отметить конечный уровень воды в бюретке.

10. При помощи полоски миллиметровой бумаги измерить высоту столба воды в бюретке от нижнего края мениска до уровня воды в кристаллизаторе.

### *Содержание протокола лабораторной работы*

Масса навески металла,  $m_{Me} = \dots\dots\dots$ г.

Объем соляной кислоты,  $V_{HCl} = \dots\dots\dots$ мл.

Объем воды в бюретке в начале эксперимента  $V_1 = \dots\dots\dots$ мл.

Объем воды в бюретке в конце эксперимента  $V_2 = \dots\dots\dots$ мл.

Объем выделившегося водорода  $V_{изм} = V_1 - V_2 = \dots\dots\dots$ мл.

Высота столба воды в бюретке,  $h = \dots\dots\dots$ мм.

Атмосферное давление в лаборатории  $P_{атм} = \dots\dots\dots$ мм.рт.ст.

Температура в лаборатории,  $T = \dots\dots\dots$ °С.

### *Обработка результатов эксперимента*

1. Водород находится в бюретке под давлением ниже атмосферного на величину давления водяного пара, а также разрежения, создаваемого за счет давления столба жидкости в бюретке. Поэтому давление водорода вычисляют по формуле:

$$P = P_{атм} - P_1 - P_2,$$

где  $P_1$  – давление столба воды в бюретке, Па,  $P_1 = 9,8hd_{aq}$ , 9,8 – переводной коэффициент из мм вод.ст. в Па;  $d_{aq}$  – плотность воды, равная 1 г/см<sup>3</sup>;  $P_2$  – давление насыщенного водяного пара, которое находят по таблице 1.

Зависимость давления насыщенного водяного пара от температуры

Таблица 1.

T, К	278	288	293	298	303	308
P <sub>2</sub> , Па	1226,4	1706,2	2332,7	3172,5	4238,9	5625,3

2. Массу выделившегося водорода  $m_H$  вычисляют по уравнению Менделеева–Клапейрона:

$$m_H = \frac{M_H PV}{RT},$$

где  $M_H$  – молярная масса водорода, г/моль;  $V$  – объем водорода, м<sup>3</sup>;  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль·К.

3. Вычислить эквивалент металла по закону эквивалентов:

$$\mathcal{E}_M(\text{Me}) = \frac{\mathcal{E}_M(\text{H})m_{\text{Me}}}{m_{\text{H}}},$$

где  $\mathcal{E}_M(\text{H})$  – эквивалентная масса водорода, равная 1 г/экв

4. По степени окисления металла, указанной преподавателем, определить молярную массу металла. Установить, что это за металл.

5. Вычислить точное значение эквивалентной массы металла и найти относительную погрешность эксперимента:

$$\Delta = \frac{|\mathcal{E}_M^{\text{эксп}}(\text{Me}) - \mathcal{E}_M^{\text{теор}}(\text{Me})|}{\mathcal{E}_M^{\text{теор}}(\text{Me})} 100\%.$$

### *Содержание отчета по лабораторной работе*

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Ход эксперимента.
4. Экспериментальные данные
5. Обработка экспериментальных данных.
6. Вывод.

## **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4. ИССЛЕДОВАНИЕ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ**

**Цель работы:** изучить зависимость скорости реакции от концентрации реагентов и температуры, а также ознакомиться с влиянием концентрации реагентов на химическое равновесие.

**Сущность работы:** Зависимость скорость реакции от концентрации реагирующих веществ определяется кинетическим уравнением. Эту зависимость устанавливают при постоянной температуре, изменяя концентрацию одного из реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от температуры описывается эмпирическим правилом Вант-Гоффа (работает при температуре  $< 100^\circ\text{C}$ ) и уравнением Аррениуса. Определив параметры уравнения Аррениуса, можно рассчитать скорость реакции при любой заданной температуре.

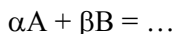


### Общие сведения

Средняя скорость реакции равна изменению молярной концентрации реагента в единицу времени при постоянстве объема системы. Единица измерения в СИ: моль/м<sup>3</sup>с. Истинная скорость реакции равна модулю производной концентрации по времени:

$$v = -\frac{dC}{d\tau}.$$

Скорость реакции пропорциональна числу столкновений между молекулами реагентов, которое определяется произведением их концентраций. Если в акте реакции участвуют несколько молекул одного из реагентов, то его концентрацию надо перемножить соответствующее число раз, то есть возвести в степень. Для одностадийной реакции типа:



скорость будет определяться так называемым **кинетическим уравнением**:

$$v = k[A]^\alpha [B]^\beta,$$

где  $[A]$  и  $[B]$  – молярные концентрации реагентов,  $k$  – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции,  $\alpha$  и  $\beta$  – частные порядки реакции по данным реагентам. Константа скорости не зависит от времени протекания реакции и концентрации реагентов, но зависит от природы участников реакции, температуры и присутствия катализаторов и имеет физический смысл скорости реакции при единичных концентрациях реагирующих веществ. Порядок по реагентам А и В отражает влияние концентрации данных реагентов на скорость реакции.

Если реакция протекает в несколько стадий, то значения  $\alpha$  и  $\beta$  могут быть не равны стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. Порядок реакции в данном случае может быть найден экспериментально. Пусть требуется, например, найти порядок реакции по реагенту А. Поскольку

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^\alpha [B]^\beta,$$

при очень малых изменениях концентрации реагентов в ходе реакции

$$\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -k[A]^\alpha [B]^\beta.$$

Обозначая промежуток времени  $\Delta t$  как  $\tau$ , после логарифмирования данного выражения получим

$$\ln \Delta[A] - \ln \tau = \ln(-k) + \alpha \ln[A] + \beta \ln[B],$$

откуда

$$\ln \tau = -\alpha \ln[A] + \ln \Delta[A] - \ln(-k) - \beta \ln[B].$$

При постоянных величинах начальной концентрации второго реагента  $[B]$  и изменения концентрации реагента  $A$  в начальном периоде реакции, т. е. величины  $\Delta[A]$ , уравнение приобретает вид:

$$\ln \tau = -\alpha \ln[A] + const.$$

Из полученного уравнения следует, что зависимость логарифма времени протекания реакции от логарифма начальной концентрации реагента  $A$  выражается прямой линией, при этом тангенс угла наклона (угловой коэффициент) равен  $-\alpha$ . Таким образом, измерив время протекания реакции  $\tau$  при различных начальных концентрациях реагента  $A$  и построив зависимость  $\ln \tau = f(\ln[A])$ , можно определить порядок реакции по данному реагенту.

Скорость реакции резко зависит от температуры. Известно эмпирическое правило Вант-Гоффа: «При увеличении температуры на 10 К скорость химических реакций возрастает в 2–4 раза»:

$$\gamma = \left( \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} \right)^{\frac{10}{T_2 - T_1}} \cong 2 - 4$$

где  $\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции.

Причина столь значительной температурной зависимости скорости реакций в том, что для перестройки химических связей в мо-

лекулах в ходе элементарного акта реакции требуются большие затраты энергии. Расчеты показывают, что лишь одно из  $10^{10}$ – $10^{20}$  столкновений молекул реагентов заканчивается химическим превращением. В остальных случаях кинетической энергии частиц оказывается недостаточно для перестройки связей. Минимальное количество кинетической энергии молекул, необходимое для протекания элементарного акта реакции при их столкновении, называют энергией активации. Домножив ее на число Авогадро, получим молярную энергию активации  $E_a$ , которую измеряют в Дж/моль. Из закона Максвелла и Больцмана следует, что число частиц с высокими энергиями теплового движения, а значит и число активных столкновений, увеличивается экспоненциально с ростом температуры, чем и обусловлены высокие температурные коэффициенты скорости химических реакций.

В 1889 г. знаменитый шведский химик Аррениус вывел уравнение, связывающее константу скорости с температурой и энергией активации, согласно которому, константа скорости находится в экспоненциальной зависимости от температуры:

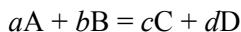
$$k = k_{\max} e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

где  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль·К;  $k_{\max}$  – предэкспоненциальный фактор, имеющий смысл максимально возможного значения константы скорости при нулевой энергии активации или бесконечно высокой температуре, когда все столкновения молекул реагентов становятся активными. Уравнение Аррениуса используют чаще в логарифмической форме:

$$\ln k = \ln k_{\max} - E_a/RT,$$

согласно которой, графическая зависимость  $\ln k = f(T^{-1})$  является прямолинейной. Ее строят по опытными данным. Отрезок, отсекаемый на оси ординат при экстраполяции прямой, равен  $\ln k_{\max}$ . Угловым коэффициентом равен  $-E_a/R$ . Определив параметры уравнения Аррениуса, можно рассчитать скорость реакции при любой заданной температуре.

Большинство химических реакций являются обратимыми, то есть могут протекать как в прямом, так и в обратном направлениях. Рассмотрим обратимую реакцию:



Скорости прямой и обратной реакций связаны с концентрациями реагентов следующими уравнениями:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}}[A]^a[B]^b;$$

$$v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}}[C]^c[D]^d.$$

С течением времени скорость прямой реакции будет уменьшаться вследствие расхода реагентов А и В и понижения их концентраций. Напротив, скорость обратной реакции по мере накопления продуктов С и D будет возрастать. Поэтому через некоторый промежуток времени скорости прямой и обратной реакций сравняются друг с другом. Установится состояние системы, в котором отсутствуют потоки вещества и энергии, называемое химическим равновесием. Все обратимые процессы протекают не полностью, а лишь до состояния равновесия, в котором из условия  $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$  следует математическое выражение закона действующих масс, который позволяет рассчитывать состав равновесной реакционной смеси:

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

где  $K$  – константа химического равновесия, которая зависит от температуры и природы реагентов, но не зависит от концентрации последних.

Переход от одного равновесного состояния к другому в результате изменения внешних условий (температуры, давления, добавки одного из реагентов) называют смещением равновесия. Если изменение условий вызвало рост концентрации продуктов реакции, то говорят: равновесие сместилось в сторону прямой реакции. Напротив, уменьшение выхода продуктов означает смещение равновесия в сторону обратной реакции.

На практике важно добиться максимально возможного смещения равновесия в сторону прямой реакции (или обратной, если требуется подавить образование вредных веществ). Условия для этого выбирают на основе принципа, сформулированного известным французским металлургом Ле-Шателье: «равновесие смещается в сторону реакции, ослабляющей оказываемое на систему внешнее воздействие». Например, при повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, протекающей с поглощением тепла. При добавлении в систему одного из реагентов, равновесие смещается в сторону реакции, в которой этот реагент расходуется.

### *Выполнение работы*

**Опыт 1. Влияние концентрации тиосульфата натрия на скорость его разложения в кислой среде.** В четыре сухие пробирки внести тиосульфат натрия и воду согласно таблице 2.

*Таблица 2.*

#### **Приготовление растворов**

Номер пробирки	Число капель			
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Всего
1	4	8	1	13
2	8	4	1	13
3	12	0	1	13
4 (контрольная)	6	7	0	13

В первую пробирку добавить одну каплю серной кислоты и включить секундомер. Определить время от момента добавления кислоты (начала реакции) до появления явной мути за счет образующейся серы – по сравнению с пробиркой № 4. То же самое проделать с двумя другими пробирками.

**Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции разложения тиосульфата натрия в кислой среде.** Налить в одну пробирку 10 капель раствора тиосульфата натрия, в другую – 10 капель раствора серной кислоты. Обе пробирки с растворами поместить в термостат, отметить температуру по термометру и термостатировать их в течение 1–2 минут. Быстро вылить кислоту в пробирку с раствором тиосульфата, оставив последнюю в термостате. Одновременно

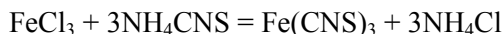
менно включить секундомер и заметить время от сливания растворов до появления в пробирке явной белой мути серы.

Повторить опыт еще дважды, повышая температуру воды в термостате примерно на 10 К.

**Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции.** В две пробирки внести по 10 капель 0,5 н. раствора роданида калия и по 1 капле 0,5 н. раствора хлорида железа (III). Что наблюдается? В одну из пробирок добавить 1 каплю 1 н. раствора сульфата меди. В обе пробирки внести по 10 капель тиосульфата натрия. Наблюдать различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа (III) до железа (II) тиосульфатом натрия.

**Опыт 4. Влияние концентраций реагентов на равновесие обратимой реакции между хлоридом железа (III) и тиоцианатом аммония.** В четыре пробирки налить равное число капель разбавленных растворов хлорида железа (III) и тиоцианата аммония. Первую пробирку оставить как эталон для сравнения; во вторую пробирку прилить несколько капель концентрированного раствора  $\text{FeCl}_3$ ; в третью пробирку добавить несколько капель концентрированного раствора  $\text{NH}_4\text{CNS}$ ; в четвертую пробирку на кончике шпателя прибавить кристаллического хлорида аммония и взболтать.

Сопоставить цвета растворов во всех пробирках и сделать выводы о направлении смещения равновесия, учитывая, что в реакции:



цвет раствора определяет интенсивно окрашенный тиоцианат железа  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ .

### *Содержание протокола лабораторной работы*

*Таблица 3.*

#### **Опыт 1. Зависимость времени реакции от количества тиосульфата натрия**

Номер пробирки	$\text{C}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ (относительные единицы)	Время реакции $\tau$ , с
1	1 (4)	
2	2 (8/4)	
3	3 (12/4)	

Таблица 4.

**Опыт 2. Зависимость времени реакции от температуры**

№ п/п	Температура, °С	Время, τ, сек.
1		
2		
3		

Таблица 5.

**Опыт 3. Зависимость времени реакции от состава системы.**

№ пробирки	Состав системы	Время, τ, сек.
1	10 капель NH <sub>4</sub> CNS 0,5 н. 1 капля FeCl <sub>3</sub> , 0,5 н.	
2	10 капель NH <sub>4</sub> CNS 0,5 н. 1 капля FeCl <sub>3</sub> , 0,5 н. 1 капля CuSO <sub>4</sub> , 1 н.	

Таблица 6.

**Опыт 4. Зависимость положения равновесия от состава системы**

№ пробирки	Состав системы	Добавленный реактив	Наблюдения
1	...капель разбавленного FeCl <sub>3</sub> ...капель разбавленного NH <sub>4</sub> CNS	нет	
2		FeCl <sub>3</sub>	
3		NH <sub>4</sub> CNS	
4		NH <sub>4</sub> Cl	

**Обработка экспериментальных данных**

Таблица 7.

**Опыт 1****1. Заполнить таблицу 7. Зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия**

№ пробирки	C(Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) (относительные единицы)	$\ln C_{\text{отн}} = \ln(C_i/C_1)$	Время реакции τ, с	lnτ
1	1	0		
2	2	0,693		
3	3	1,10		

2. По данным таблицы 7 построить график зависимости в координатах  $\ln \tau = f(\ln C_{\text{отн}})$ . Для этого нанести экспериментально полученные точки на график и провести аппроксимирующую прямую (то есть прямую, которая проходила бы как можно ближе к экспериментальным точкам). Определить тангенс угла наклона этой прямой. Найти порядок реакции по тиосульфату натрия, равный значению тангенса угла наклона, взятому с обратным знаком. Округлить полученное значение порядка реакции до целого числа.

Таблица 8.

**Опыт 2**

**По экспериментальным данным заполнить таблицу 8.  
Зависимость скорости реакции от температуры**

№ п/п	Температура $T$ , К	Время реакции $\tau$ , с	$\gamma$	$E_a$ , кДж/моль
1	$T_1$		$\gamma_1$	$E_{a, 1}$
2	$T_2$			$E_{a, 2}$
3	$T_3$			

2. Значение температурного коэффициента (коэффициента Вант-Гоффа) рассчитать, исходя из формулы:

$$\gamma = \left( \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} \right)^{\frac{10}{T_2 - T_1}} = \left( \frac{\tau_{T_1}}{\tau_{T_2}} \right)^{\frac{10}{T_2 - T_1}},$$

рассматривая попарно  $T_2 - T_1$  и  $T_3 - T_2$ .

3. Значение энергии активации рассчитать исходя из формулы:

$$\ln \frac{\tau_{T_1}}{\tau_{T_2}} = \frac{E_a}{R} \cdot \frac{T_2 - T_1}{T_2 T_1},$$

рассматривая попарно  $T_2 - T_1$  и  $T_3 - T_2$ .

4. Определить среднее значение коэффициента Вант-Гоффа  $\gamma_{\text{ср}}$ .

5. Определить среднее значение энергии активации  $E_a, \text{ср}$ .



## *Содержание отчета по лабораторной работе*

1. Название работы

2. Цель работы

3. Опыт 1

Экспериментальные данные (ход эксперимента, таблицы). Обработка экспериментальных данных (таблица, график, расчеты, значение порядка реакции по  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ). Вывод по опыту 1.

4. Опыт 2

Экспериментальные данные (ход эксперимента, таблица). Обработка экспериментальных данных (таблица, расчеты). Вывод по опыту 2.

5. Опыт 3

Экспериментальные данные (ход эксперимента, таблица). Написать уравнения реакций взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианат калия, в результате которого образуется  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  красного цвета и восстановления железа (III) в железо (II) тиосульфатом натрия, протекающую по уравнению:



Что являлось катализатором в данном опыте?

Вывод по опыту 3.

7. Опыт 4

Экспериментальные данные (ход эксперимента, таблица). Написать уравнения реакции взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианатом калия, в результате которого образуется  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  красного цвета.

Как смещается равновесие при добавлении к реакционной системе хлорида железа и роданида аммония? Какой из реагентов больше смещает равновесие реакции в сторону образования продуктов реакции? Почему? Как влияет на положение равновесия добавление в систему тиоцианата аммония? В какую сторону смещается равновесие реакции?

Вывод по опыту 4.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА И ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЕГО КОНЦЕНТРАЦИИ

**Цель работы:** Ознакомиться с методами приготовления растворов заданной концентрации и анализом раствора при помощи титрования.

**Сущность работы:** растворы часто готовят путем разведения более концентрированного раствора до необходимой величины концентрации. Концентрацию приготовленного раствора уточняют количественным химическим анализом, например, титрованием (прием количественного анализа, при котором к точному объему раствора определяемого вещества по каплям приливают раствор реагента точно заданной концентрации – титранта). Задача титрования – определить объем титранта, необходимый для установления точки эквивалентности (состояние системы, в котором аналитическая реакция прошла полностью). В эквивалентной точке изменяется окраска индикатора, что позволяет определить эквивалентный объем титранта.

### *Общие сведения*

Раствором называется гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов, состав которой может непрерывно изменяться в определенных пределах. По агрегатному состоянию растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми.

В растворах выделяют растворитель и растворенное вещество. *Растворителем* называют компонент, который образует непрерывную среду. Остальные компоненты, которые распределены в среде растворителя в виде дискретных частиц, называются *растворенными веществами*. Состав раствора (концентрация) чаще всего выражается следующими способами.

*Массовая доля или процентное содержание*  $\omega$  – соотношение масс растворенного  $m_{\text{в}}$  вещества и раствора  $m_{\text{р-р}}$ , выраженное в долях или процентах.

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100, \%$$

*Концентрация, выраженная в граммах на литр,  $C_{г/л}$*  – показывает, какая масса растворенного вещества  $m_b$ , выраженная в граммах, содержится в единице объема раствора  $V_{р-р}$ :

$$C_{г/л} = \frac{m_b}{V_{р-р}}, \text{ г/л.}$$

*Молярная концентрация* или *молярность,  $C_M$*  – число молей растворенного вещества  $n_b$  в одном  $\text{дм}^3$  (л) раствора:

$$C_M = \frac{n_b}{V_{р-р}} = \frac{m_b}{M_b \cdot V_{р-р}}, \text{ моль/л.}$$

*Моляльная концентрация* или *моляльность,  $C_m$*  – число молей растворенного вещества, приходящееся на один килограмм растворителя:

$$C_m = \frac{n_b}{m_{р-ль}} = \frac{m_b}{M_b \cdot m_{р-ль}}, \text{ моль/кг.}$$

*Молярная доля* или *молярные проценты  $x_i$*  – число молей компонента (растворителя или растворенного вещества) содержащееся в одном моле раствора:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}.$$

*Нормальная концентрация* или *нормальность,  $C_N$*  – количество эквивалентов растворенного вещества  $n_{эв}$ , содержащееся в одном литре раствора:

$$C_N = \frac{n_{эв}}{V_{р-р}} = \frac{m_b}{\Theta_b \cdot V_{р-р}} = z C_M \text{ экв/л,}$$

где  $z$  – количество обменных эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в одном его моле.

Прием количественного анализа, при котором к раствору определяемого вещества по каплям приливают раствор реагента точно заданной концентрации, называют титрованием. Состояние системы, в котором аналитическая реакция прошла полностью в соответствии со стехиометрическим уравнением при отсутствии избытка реагента, называют точкой эквивалентности. Задача титрования – определить эквивалентный объем добавляемого реагента – титранта,

необходимый для установления точки эквивалентности, так как в ней числа эквивалентов определяемого вещества и титранта равны между собой. Из определения нормальной концентрации следует, что число эквивалентов вещества в растворе равно произведению нормальности на объем раствора. Следовательно:

$$C_{N_X} V_X = C_{N_T} V_T.$$

Отобрав для титрования мерной пипеткой точный объем пробы  $V_X$ , зная нормальность титранта  $C_{N_T}$  и определив эквивалентный объем  $V_T$ , можно вычислить концентрацию пробы  $C_{N_T}$ .

До эквивалентной точки в ходе титрования в растворе присутствует избыток определяемого вещества, а после – избыток титранта. Поэтому в эквивалентной точке свойства раствора резко изменяются, в частности, изменяется окраска специально подобранных цветных индикаторов, что позволяет определить эквивалентный объем титранта.

### ***Выполнение работы***

#### ***Приготовление раствора***

1. При помощи ареометра определить плотность сходного раствора соляной кислоты. По таблице 9 определить концентрацию исходного раствора кислоты.

*Таблица 9.*

**Плотности водных растворов соляной кислоты при 20 °С**

Плотность раствора, г/см <sup>3</sup>	Концентрация раствора	
	%	моль/л
1,01	2,3640	0,655
1,02	4,3880	1,227
1,03	6,4330	1,817
1,04	8,4900	2,421
1,05	10,5200	3,029
1,06	12,5100	3,638
1,07	14,5000	4,253
1,08	16,4700	4,878

2. Рассчитать, какой объем исходного раствора соляной кислоты следует взять для приготовления 100 мл раствора заданной преподавателем концентрации.

3. Рассчитанный объем исходного раствора из бюретки отобрать в мерную колбу, довести уровень жидкости в колбе дистиллированной водой до метки по нижнему краю мениска и перемешать раствор путем переворачивания плотно закрытой колбы.

### ***Определение концентрации приготовленного раствора титрованием***

1. В 2 конические колбы пипеткой Мора отобрать аликвотные объемы приготовленного раствора 5 мл, добавить немного дистиллированной воды (до толщины слоя жидкости около 5 мм) и 2–3 капли индикатора – фенолфталеина.

2. Бюретку на 25 мл наполнить титрованным раствором едкого натра. Кончик бюретки должен быть заполнен раствором, а уровень жидкости доведен точно до нулевого деления. Затем медленно, по каплям, добавлять раствор щелочи из бюретки к аликвоте кислоты, непрерывно перемешивая раствор в конической колбе.

3. Эквивалентную точку определить по переходу окраски фенолфталеина от бесцветной к малиновой, сохраняющейся при перемешивании в течение 30 с.

4. Титрование повторить 2–3 раза, измеренные эквивалентные объемы щелочи усреднить.

### ***Протокол лабораторной работы***

1. Заданная преподавателем концентрация соляной кислоты  $C_{\text{HCl}}^{\text{теор}}$ .

2. Расчет объема соляной кислоты, необходимого для приготовления 100 мл раствора кислоты заданной концентрации.

3. Объем аликвоты соляной кислоты, взятый для титрования,  $V_a = \dots\dots\dots$ , мл.

4. Концентрация раствора щелочи  $C_{\text{NaOH}} = \dots\dots\dots$ , экв/л.

5. Объем щелочи, пошедший на титрование пробы соляной кислоты:

$V_{\text{NaOH}, 1} = \dots\dots\dots$ , мл;

$V_{\text{NaOH}, 2} = \dots\dots\dots$ , мл;

$V_{\text{NaOH}, \text{cp}} = \dots\dots\dots$ , мл.

### ***Обработка результатов эксперимента***

Рассчитать концентрацию соляной кислоты по результатам титрования

$$C_{\text{HCl}}^{\text{пр}} = \frac{C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}, \text{cp}}}{V_a}$$

и определить отклонение от заданного значения концентрации соляной кислоты

$$\Delta = \frac{|C_{\text{HCl}}^{\text{пр}} - C_{\text{HCl}}^{\text{теор}}|}{C_{\text{HCl}}^{\text{теор}}} 100\% .$$

### ***Содержание отчета по лабораторной работе***

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Ход эксперимента.
4. Результаты эксперимента согласно протоколу лабораторной работы.
5. Обработка результатов эксперимента.
6. Выводы.

## **ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6. ИССЛЕДОВАНИЕ РЕАКЦИЙ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ**

***Цель работы:*** Ознакомиться с практическими выводами теории электролитической диссоциации, с реакциями в растворах электролитов и научиться составлять их уравнения.

### ***Общие сведения***

Электролитической диссоциацией называется процесс распада молекул электролитов на ионы под действием полярных молекул растворителя.

Количественно способность электролита распадаться на ионы характеризуют степенью диссоциации:

$$\alpha = n/n_0,$$

где  $n$  – число продиссоциированных молей;  $n_0$  – исходное число молей электролита.

Процесс диссоциации обратимый, он приводит к равновесию между недиссоциированными молекулами и ионами и, следовательно, должен подчиняться закону действующих масс. Вещество АВ при растворении в воде диссоциирует по уравнению:



При постоянной температуре отношение произведения концентраций ионов и недиссоциированных молекул вещества постоянно и называется константой диссоциации:

$$K_d = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]},$$

где  $[A^+]$ ,  $[B^-]$ ,  $[AB]$  – концентрации ионов и молекул электролита в растворе, моль/л или моль/кг.

По степени и величине константы диссоциации все электролиты принято условно делить на сильные и слабые. Сильные электролиты в растворе диссоциируют практически полностью, слабые – частично. Закон действующих масс справедлив лишь для слабых электролитов.

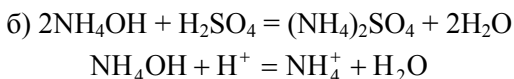
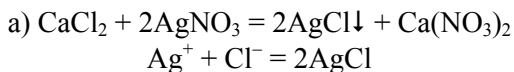
К сильным электролитам относят:

- Кислоты: азотную  $HNO_3$ , серную  $H_2SO_4$ , соляную  $HCl$ , бромисто- и йодистоводородные  $HBr$  и  $HI$ , хлорную  $HClO_4$ .
- Гидроксиды щелочных металлов, стронция и бария.
- Соли.

Остальные электролиты являются слабыми. Мало диссоциированными соединениями являются также комплексные ионы в растворе. Константы их диссоциации даны в справочниках.

Правила написания молекулярно-ионных уравнений реакций в растворах электролитов.

- Сильные электролиты записывают в диссоциированной форме, в виде отдельных составляющих их ионов.
  - Слабые электролиты, сложные ионы, в том числе и комплексные, а также малорастворимые соединения и газы записывают в молекулярной, недиссоциированной форме.
  - Одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения сокращают, подобно правилам алгебры.
  - Отсюда вытекают условия протекания реакций в растворах электролитов.
  - Образование или растворение малорастворимого соединения, выпадающего в осадок. Растворимость соединений определяют по таблицам растворимости.
  - Образование или разрушение мало диссоциированного соединения, иона или комплекса.
  - Выделение или растворение газа.
- Примеры написания уравнений реакций.



### *Выполнение работы*

**Опыт 1. Образование малорастворимых оснований.** В одну пробирку налить 3–5 капель раствора соли железа (III), в другую – столько же раствора соли меди (II), в третью – раствора соли никеля (II). В каждую пробирку добавить по несколько капель раствора щелочи до выпадения осадков. Осадки сохранить до следующего опыта.

К какому классу относятся полученные осадки гидроксидов металлов? Будут ли эти осадки растворяться в избытке щелочи? Являются ли полученные гидроксиды сильными основаниями?

**Опыт 2. Растворение малорастворимых оснований.** К полученным в предыдущем опыте осадкам добавить по несколько капель раствора соляной кислоты концентрацией 15 % до их полного растворения.



Что происходит при растворении гидроксидов металлов в кислоте? Какое новое мало диссоциированное соединение при этом образуется?

**Опыт 3. Образование малорастворимых солей.** А. В две пробирки налить по 3–5 капель раствора нитрата свинца (II) и прибавить в одну пробирку несколько капель йодида калия, в другую – хлорида бария.

Ион какого металла образует осадки с ионами хлора и иода? Присутствие какого иона в составе соединения дает окраску йодида свинца? При помощи таблицы произведений растворимости определить, какой из образующихся осадков является менее растворимым.

Б. В одну пробирку налить 3–5 капель раствора сульфата натрия, в другую – столько же раствора сульфата хрома (III). В каждую пробирку добавить несколько капель раствора хлорида бария до выпадения осадков.

Какое вещество образуется в качестве осадка? Какой у него цвет? Будет ли протекать аналогичная реакция, например, с сульфатом железа (III)?

**Опыт 4. Изучение свойств амфотерных гидроксидов.** А. В две пробирки внести по 5 капель раствора соли цинка и несколько капель раствора едкого натра до образования осадка гидроксида цинка. Растворить полученные осадки в одной пробирке в растворе соляной кислоты, в другой – в избытке раствора едкого натра.

Б. В две пробирки внести по 5 капель раствора соли алюминия и несколько капель раствора едкого натра до образования осадка гидроксида алюминия. Растворить полученные осадки в одной пробирке в растворе соляной кислоты, в другой – в избытке раствора едкого натра.

В. В две пробирки внести по 5 капель раствора соли хрома (III) и несколько капель раствора едкого натра до образования осадка гидроксида хрома (III). Растворить полученные осадки в одной пробирке в растворе соляной кислоты, в другой – в избытке раствора едкого натра.

Какой из изученных гидроксидов металлов обладает более кислыми, а какой более основными свойствами? Расположить гидроксиды металлов в ряд по возрастанию их кислых свойств. Ответ

обосновать строением атома элемента и его положением в периодической системе элементов.

**Опыт 5. Образование малодиссоциированных соединений.** В пробирку внести 3–5 капель раствора хлорида аммония и добавить несколько капель раствора едкого натра. Обратите внимание на запах, объясните его появление на основе уравнения реакции.

**Опыт 6. Образование комплексов.** В пробирку налить 5–7 капель раствора сульфата меди (II), затем по каплям добавить раствор аммиака до растворения образующегося осадка основной соли меди. Обратите внимание на окраску растворимого амминокомплекса меди.

**Опыт 7. Образование газов.** Внесите в одну пробирку 3–5 капель раствора карбоната натрия, в другую – столько же раствора сульфида натрия. В обе пробирки добавьте по несколько капель серной кислоты. Обратите внимание на выделение газов и их запах.

**Опыт 8. Характер диссоциации гидроксидов.** Пронумеровать 5 пробирок и внести по 4–5 капель растворов: в первую пробирку соли магния, во вторую соли алюминия, в третью силиката натрия, в четвертую соли никеля, в пятую соли цинка. Прибавить в пробирки 1, 2, 4, 5 по несколько капель (до начала выпадения осадков гидроксидов) раствор щелочи, в пробирку 3 – раствор соляной кислоты. Определить химический характер гидроксидов. Для этого половину суспензии гидроксида магния отлить в чистую пробирку и прибавить к ней 4–5 капель раствора HCl, к оставшейся части в первой пробирке добавить дополнительно 6–8 капель раствора щелочи.

В обоих ли случаях растворился осадок? Кислотными, основными или амфотерными свойствами обладает  $Mg(OH)_2$ ? Аналогичным образом исследовать свойства гидроксидов алюминия, кремния, никеля (II) и цинка. В чем они растворяются? Каковы их химические свойства?

**Опыт 9. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.**

**А. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты.** В две пробирки внести по 5–7 капель 0,1 н. раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку прибавить одну каплю метилового оранжевого. Одну пробирку с уксусной кислотой оставить в качест-

ве контрольной, а в другую внести 3–4 микрошпателя ацетата натрия и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

**Б. Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания.** В две пробирки внести по 5–7 капель 0,1 н. раствора аммиака. В каждую пробирку прибавить одну каплю раствора фенолфталеина. Одну пробирку с раствором аммиака оставить в качестве контрольной, а в другую добавить 3–4 микрошпателя хлорида аммония и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

### **Протокол лабораторной работы**

По каждому опыту записать используемые при проведении эксперимента реактивы и результаты проведения реакций: образование осадка, выделение газа, изменение цвета раствора и т.д.

### **Содержание отчета по лабораторной работе**

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, результаты проведения реакций, ответы на вопросы.

По опыту 8 дополнительно заполнить таблицы 10 и 11 и ответить на вопросы

*Таблица 10.*

№	Название гидроксида	Химическая формула	Характер гидроксида	Уравнение диссоциации

Сколько электронов находится на внешнем электронном уровне ионов  $Mg^{2+}$ ,  $Al^{3+}$  и атома кремния в степени окисления +4?

В прямой или обратной зависимости находится усиление кислотных свойств гидроксидов от увеличения заряда ионов (степени окисления атомов), гидроксиды которых рассматриваются?

Радиусы ионов  $Mg^{2+}$ ,  $Al^{3+}$  и атома  $Si^{+4}$  соответственно равны (по Полингу) 0,065; 0,050 и 0,041 нм. Как влияет изменение радиусов ионов на характер химических свойств гидроксидов?

Таблица 11.

Ион, гидроксид которого рассматривается	Радиус иона, нм	Внешняя электронная оболочка иона	Характер гидроксида	Уравнение диссоциации
$Mg^{2+}$	0,065			
$Ni^{2+}$	0,069			
$Zn^{2+}$	0,071			

Какое влияние оказывает внешняя оболочка ионов на характер диссоциации гидроксидов, если известно, что  $Mg(OH)_2$  – более сильное основание, чем  $Ni(OH)_2$ ? Сделать общий вывод о влиянии радиуса, заряда и внешней электронной оболочки ионов на характер диссоциации гидроксидов.

При написании схем диссоциации амфотерных гидроксидов учесть, что в щелочных водных растворах они переходят в комплексные гидроксоионы.

### По опыту 9

Написать уравнение диссоциации уксусной кислоты и выраженные константы ее диссоциации.

Под влиянием каких ионов метиловый оранжевый принимает розовую окраску?

На изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски метилового оранжевого?

Объяснить, как смещается равновесие диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия.

Как меняются при этом степень диссоциации уксусной кислоты и концентрация ионов  $H^+$ ?

Под влиянием каких ионов фенолфталеин принимает красную окраску в опыте 9Б?

Написать схему равновесия в растворе аммиака.

Как смещается равновесие в этом растворе при добавлении к нему хлорида аммония?

Почему при этом окраска фенолфталеина бледнеет?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7. ИССЛЕДОВАНИЕ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ

**Цель работы:** ознакомиться с процессом гидролиза солей и его следствиями, научиться составлять уравнения гидролиза.

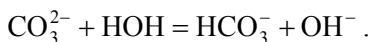
### *Общие сведения*

Гидролизом называют процесс химического взаимодействия солей с водой. Продуктами гидролиза являются малодиссоциированные соединения в растворе, иногда – осадки или газы. Соответственно соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуются. К ним относятся, например, хлориды, нитраты и сульфаты щелочных металлов, стронция и бария. Различают три типа гидролизующихся солей:

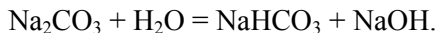
**Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой.** Гидролизуется анион слабой кислоты:  $A^- + H_2O = HA + OH^-$ , в растворе появляются ионы  $OH^-$ , поэтому среда – щелочная,  $pH > 7$ . Например,  $Na_2CO_3$  образован сильным основанием  $NaOH$  и слабой угольной кислотой  $H_2CO_3$ . Диссоциация карбоната натрия описывается уравнением:



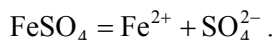
С водой взаимодействует карбонат-ион по реакции:



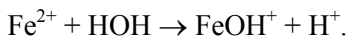
Распределяя катионы натрия по образующимся в ходе гидролиза анионам, получим молекулярное уравнение гидролиза:



**Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой.** Гидролизуется катион слабого основания:  $M^+ + H_2O \rightleftharpoons MOH + H^+$ , в растворе появляются ионы  $H^+$ , поэтому среда кислая,  $pH < 7$ . Например,  $FeSO_4$  образован слабым основанием  $Fe(OH)_2$  и сильной кислотой  $H_2SO_4$ . Сульфат железа (II) диссоциирует по реакции:

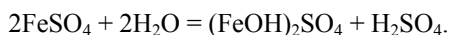


С водой реагирует остаток слабого основания – катион  $\text{Fe}^{2+}$ :



Так как в ходе гидролиза образуются ионы  $\text{H}^+$ , то среда в растворе  $\text{FeSO}_4$  будет кислой.

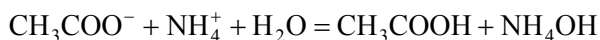
Молекулярное уравнение гидролиза:



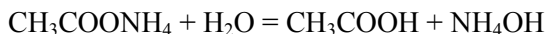
Степень гидролиза солей этих двух групп невелика, не превышает нескольких процентов. Поэтому гидролиз многозарядных ионов протекает не далее первой ступени, то есть ограничивается взаимодействием иона только с одной молекулой воды.

*Гидролиз соли, образованной двумя слабыми электролитами.*

Гидролиз протекает как по катиону, так и по аниону:  $\text{M}^+ + \text{A}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{MOH} + \text{HA}$ . Например, ацетат натрия  $\text{CH}_3\text{COONa}$  образован слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  и слабой кислотой  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , соответственно с водой взаимодействует и катион аммония и ацетат-ион:

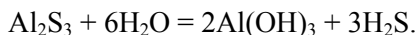


Молекулярная форма реакции:



Образующиеся слабая кислота и основание диссоциируют в разной степени, поэтому среда в растворе зависит от их относительной силы. Если кислота сильнее, то ее константа диссоциации больше и среда слабощелочная. Если сильнее основание, то среда слабощелочная.

Степень гидролиза соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием многократно выше, чем у солей первых двух групп, гидролизующихся только по одному иону. Если продуктами гидролиза являются труднорастворимые соединения или газы, то гидролиз протекает полностью. Пример необратимого, полного гидролиза:



Степень гидролиза солей зависит от ряда факторов, определяемых принципом Ле-Шателье.

Чем слабее кислота или основание, образующиеся в результате гидролиза, тем выше глубина протекания процесса.

С увеличением количества воды, то есть с разбавлением раствора, степень гидролиза возрастает.

Поскольку гидролиз всегда протекает с поглощением тепла, является эндотермической реакцией, степень гидролиза повышается при нагревании раствора.

Гидролиз солей первой группы может быть подавлен добавлением кислоты, а во второй группе солей – добавлением щелочи.

При смешивании растворов солей первой и второй групп происходит взаимное усиление гидролиза.

### ***Выполнение работы***

**Опыт 1. Гидролиз солей.** В отдельные пробирки налить по 3-4 капли растворов хлорида железа (III), сульфата цинка, сульфата алюминия, карбоната натрия и сульфида натрия. Добавить по 1-2 капли лакмуса и записать в таблицу 12 окраску каждого из растворов этих солей. Вылить содержимое пробирок, промыть их дистиллированной водой и вновь налить указанные выше растворы. Добавить по 1-2 капли фенолфталеина и записать окраску растворов. Определить рН каждого раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги.

**Опыт 2. Образование основных и кислых солей при гидролизе.**

А. Гидролиз ацетата алюминия. В пробирку внести 7–8 капель раствора сульфата алюминия и такой же объем раствора ацетата натрия. Укрепить пробирку в штативе и опустить в водяную баню, нагретую до кипения. Отметить образование осадка основной соли алюминия  $Al(OH)_2CH_3COO$ .

Б. Гидролиз сульфита натрия. Две капли раствора сульфита натрия нанести на индикаторную бумагу и определить рН. По отсутствию запаха сернистого газа убедиться в том, что сульфит натрия подвергается неполному гидролизу.

**Опыт 3. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей.**

**А. Влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.** В три пробирки налить равные объемы сульфата натрия, ацетата натрия и карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по одной капле фенолфталеина. Отметить интенсивность окраски фенолфталеина в каждом случае. Определить рН растворов по универсальной индикаторной бумаге.

В другие две пробирки налить одинаковый объем растворов солей алюминия и магния. Определить рН каждого раствора по универсальной индикаторной бумаге. Прилить по 3 капли раствора лакмуса и отметить цвет раствора.

Пробирки с растворами оставить для дальнейших испытаний.

**Б. Влияние температуры.** Растворы из опыта 3А нагреть на водяной бане (греть 3-4 минуты). Отметить изменение окраски индикатора.

**В. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли.** В пробирку внести 2–3 капли раствора хлорида сурьмы (III) и постепенно по каплям прибавлять воду до выпадения белого осадка хлорида оксосурьмы  $SbOCl$ . Этот осадок образуется на второй ступени гидролиза из  $Sb(OH)_2Cl$  вследствие отщепления воды. К полученному осадку добавить раствор соляной кислоты. Отметить растворение осадка хлорида оксосурьмы.

**Г. Влияние изменения концентрации водородных ионов на гидролиз соли.** Внести в пробирку 8–10 капель дистиллированной воды и один микрошпатель кристаллов хлорида олова (II). Раствор перемешать стеклянной палочкой. Образующийся белый осадок представляет собой основную соль олова  $SnOHCl$ . Добавлять к содержимому пробирки соляную кислоту до растворения осадка.

**Опыт 4. Растворение металлов в продуктах гидролиза солей.** В одну пробирку налить 0,5 мл концентрированного раствора сульфата цинка, в другую – столько же концентрированного раствора сульфата алюминия. Внести в обе пробирки по кусочку цинка. Для ускорения реакций пробирки можно нагреть.

**Опыт 5. Взаимное усиление гидролиза при взаимодействии растворов двух солей.** В одну пробирку налить 3–5 капель раствора хлорида железа (III), во вторую – столько же раствора сульфата алюминия, в третью – столько же раствора сульфата хрома (III). В



первые две пробирки добавить 3–5 капель раствора карбоната натрия, в третью – столько же раствора сульфида натрия. Во всех трех пробирках выпадают в осадок гидроксиды металлов (железа, алюминия и хрома) и выделяются газы.

### ***Протокол лабораторной работы***

Данные опыта 1 занести в таблицу 12:

*Таблица 12.*

№	Формула соли	Окраска лакмуса	Окраска фенол-фталеина	pH раствора по универсальной индикаторной бумаге	Характер раствора

Результаты опытов 3А и 3Б занести в таблицу 13:

*Таблица 13.*

№	Формула соли	Цвет фенол-фталеина	Цвет лакмуса	pH раствора по универсальной индикаторной бумаге	Изменение окраски после нагревания

В остальных случаях записать использованные реактивы и результаты наблюдений

### ***Содержание отчета по лабораторной работе***

Опыт 1. Привести таблицу с результатами эксперимента. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах. Сделать выводы о характере растворов (кислый или щелочной).

Опыт 2. А. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции образования ацетата алюминия и ионное уравнение его гидролиза. Ответить на вопросы, приведенные ниже.

Продуктом какой ступени гидролиза является образовавшийся осадок основной соли?

При гидролизе каких солей могут получаться основные соли?

Б. Составить молекулярное и ионное уравнение гидролиза сульфида натрия. Ответить на приведенные ниже вопросы.

На присутствие каких ионов в растворе указывает найденное значение pH раствора сульфида натрия?

В результате какого процесса эти ионы появились?

Какая соль является продуктом гидролиза сульфите натрия по первой ступени?

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции гидролиза сульфита натрия.

При гидролизе каких солей получают кислые соли?

Опыт 3.

По результатам опыта 3А и 3Б заполнить таблицу 14.

Таблица 14.

№	Формула соли	$K_{д1}$ *) слабого электролита	Цвет фенолфталеина	Цвет лакмуса	pH раствора по универсальной индикаторной бумаге	Изменение окраски после нагревания

\*) Для гидроксидов металлов найти в справочной литературе значение констант нестойкости гидроксокомплексов  $[MeOH]^{(x-1)+}$ , где  $x$  – степень окисления металла.

Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

Ответить на ниже приведенные вопросы.

В каком растворе при гидролизе по аниону концентрация ионов  $OH^-$  более высокая?

Степень гидролиза какой соли больше? Почему?

Степень гидролиза какой соли при одинаковых концентрациях и температуре должна быть больше:  $AlCl_3$  или  $MgCl_2$ ?

В растворе какой соли концентрация ионов  $H^+$  выше?

Сделать общий вывод о влиянии силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

Опыт 3В. Написать ионные уравнения первой и второй ступеней гидролиза хлорида сурьмы (III) и общее уравнение ее гидролиза до образования  $Sb(OH)_2Cl$ .

Написать формулу для вычисления константы гидролиза хлорида сурьмы (III) для первой ступени. Показать при помощи этой константы, как влияет разбавление на степень гидролиза этой соли.

Сделать общий вывод о влиянии разведения на степень гидролиза солей. Степень гидролиза каких солей не меняется при разбав-

лении раствора? Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы?

Опыт 3Г. Составить уравнение гидролиза хлорида олова (II) в молекулярной и ионной форме. Ответить на вопросы.

Почему при растворении хлорида олова в воде образуется осадок основной соли?

Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида олова (II)?

Опыт 4 и 5. Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза. Объяснить причину растворения цинка в растворах солей цинка и алюминия.

## ЛИТЕРАТУРА

1. *Дибров И.А.* Неорганическая химия. СПб: Изд-во «Лань». 2001, 432 с.
2. *Коровин Н.В.* Лабораторные работы по химии: Учебн. пособие для ВУЗов / Н.В. Коровин, Э.И. Мингулина, Н.Г. Рыжова. М.: Высшая школа, 2001, 256 с.
3. Краткий справочник физико-химических величин. Ред. Равдель А.А., Пономарева А.М. СПб: Специальная литература, Издание 7. - СПб: Иван Федоров, 2003, 237 с.
4. *Глинка Н.Л.* Общая химия: учебн. пособие. М.: Кнорус, 2018, 750 с.
5. *Николаева Р.Б.* Неорганическая химия Часть 2. Химия элементов и их соединений: Учебн. пособие / Р.Б. Николаева, С.В. Сайкова. – 3-е изд. Красноярск, 2007, 117 с.
6. *Никольский А.Б.* Химия: Учебник для ВУЗов / А.Б. Никольский, А.В. Суворов. СПб.: Химиздат, 2001, 512 с.
7. *Семенов И.Н.* Химия / И.Н. Семенов, И.А. Перфилова. СПб.: Химиздат, 2000, 656 с.
8. *Стась Н.Ф.* Лабораторный практикум по общей и неорганической химии: Учебн. пособие / Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин, Е.М. Князева. Томск: Изд-во ТПУ, 2007, 207 с.
9. Общая химия. Лабораторный практикум. - СПб: Горн. ун-т, 2012, 92 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение .....	3
Правила работы в лаборатории .....	3
Лабораторная работа № 1. Исследование комплексных соединений .	4
Лабораторная работа № 2. Исследование окислительно-восстановительных реакций .....	9
Лабораторная работа № 3. Определение эквивалентной массы металла .....	11
Лабораторная работа № 4. Исследование скорости химических реакций и химического равновесия .....	15
Лабораторная работа № 5. Приготовление раствора и определение его концентрации.....	25
Лабораторная работа № 6. Исследование реакций в растворах электролитов .....	29
Лабораторная работа № 7. Исследование гидролиза солей .....	36
Литература .....	43