

# **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

*Методические указания к лабораторным работам  
для студентов бакалавриата направления 22.03.01*

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ  
2020**

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

Кафедра общей химии

# НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

*Методические указания к лабораторным работам  
для студентов бакалавриата направления 22.03.01*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ  
2020

УДК 546 (073)

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ:** Методические указания к лабораторным работам / Санкт-Петербургский горный университет. Сост. *А.А. Кужаева*, СПб, 2020. 42 с.

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

Предназначены для студентов бакалавриата направления 22.03.01 «Материаловедение и технология материалов».

Научный редактор проф. *В.Е. Коган*

Рецензент с.н.с. *И.И. Малахова* (ИВС РАН)

© Санкт-Петербургский  
горный университет, 2020

## **НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

*Методические указания к лабораторным работам  
для студентов бакалавриата направления 22.03.01*

Сост. *А.А. Кужаева*

Печатается с оригинал-макета, подготовленного кафедрой  
общей химии

Ответственный за выпуск *А.А. Кужаева*

Лицензия ИД № 06517 от 09.01.2002

Подписано к печати 30.06.2020. Формат 60×84/16.  
Усл. печ. л. 2,4. Усл.кр.-отг. 2,4. Уч.-изд.л. 2,2. Тираж 75 экз. Заказ 507.

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

## ВВЕДЕНИЕ

Лабораторные работы по 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.

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА

**Цель работы:** усвоить понятие о химическом эквиваленте и научиться определять эквивалентные массы веществ.

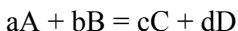
#### *Общие сведения*

**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:

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

Эквивалентную массу вещества, вступающего в химическую реакцию (образующегося в ходе реакции), можно вычислить, пользуясь **законом эквивалентов: вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных количествах, т. е. числа**

эквивалентов взаимодействующих веществ равны друг другу. Например, для реакции:



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

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

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 вещества, г/моль;  $z$  – число эквивалентов в 1 моле вещества. Величина  $z$  для кислот равна основности кислоты, для оснований – числу ОН-групп в основании, для солей – произведению количества катионов в формуле соли на заряд катиона. В особом случае реакций неполного замещения атомов водорода в кислоте (образование кислых солей) величина  $z$  для кислоты равна количеству замещаемых в реакции атомов водорода. Аналогично в особом случае реакций неполного замещения ОН-групп в основании (образование основных солей) величина  $z$  для оснований равна количеству ОН-групп, замещаемых в данной реакции на кислотный остаток. Для веществ, вступающих в окислительно-восстановительные реакции, величина  $z$  равна произведению изменения степени окисления атома окислителя (восстановителя), входящего в состав вещества, на количество атомов этого элемента в формуле вещества. Так, при окислении

металла величина  $z$  для металла равна степени его окисления в продукте реакции.

### ***Оборудование и реактивы***

*В лаборатории:* штатив – 1 шт., лапа – 2 шт., кристаллизатор – 1 шт., колба Вюрца с присоединенной изогнутой стеклянной трубкой – 1 шт., резиновая пробка – 1 шт., фильтровальная бумага, термометр – 1 шт., барометр – 1 шт., бюретка объемом 25 мл – 1 шт., навеска исследуемого металла с указанной массой – 1 шт., полоска миллиметровой бумаги длиной 50 см (линейка).

*В вытяжном шкафу:* соляная кислота – раствор концентрацией 1 моль/кг; мерный цилиндр, объемом 25 или 50 мл – 1 шт.

### ***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. Закрыв верхнее отверстие пальцем перевернуть бюретку и опустить ее в кристаллизатор с водой таким образом, чтобы край бюретки был погружен в воду (при этом вода из бюретки не вытечет).

3. Закрепить бюретку в штативе. Уровень воды в самой бюретке не должен быть выше крайнего деления шкалы.

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

5. Вытереть насухо горло колбы фильтром.

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

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

8. 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.

9. Затем колбу перевести 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.

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

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

12. По показаниям барометра и термометра определить температуру и атмосферное давление в помещении.

### ***Содержание протокола лабораторной работы***

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

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  $P$  вычисляют по формуле:

$$P = P_{атм} - P_1 - P_2,$$

где  $P_1$  – давление столба воды в бюретке, Па,  $P_1 = d_{aq}gh$ , где  $d_{aq}$  – плотность воды, равная  $1000 \text{ кг/м}^3$ ;  $g$  – ускорение свободного падения, равное  $9,8 \text{ м/с}^2$ ,  $h$  – высота жидкости в бюретке, м;  $P_2$  – давление насыщенного пара воды, которое находят по таблице 4.1.

Таблица 1.1

T, К	283	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  $m(\text{H}_2)$  вычисляют по уравнению Менделеева–Клапейрона:

$$m(\text{H}_2) = \frac{M(\text{H}_2)PV}{RT},$$

где  $M(\text{H}_2)$  – молярная масса водорода, г/моль;  $V$  – объем водорода, м<sup>3</sup>;  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль·К.

3. Вычислить эквивалентную массу металла по закону эквивалентов:

$$\mathcal{E}_M(\text{Me}) = \frac{\mathcal{E}_M(\text{H}_2)m(\text{Me})}{m(\text{H}_2)},$$

где  $\mathcal{E}_M(\text{H}_2)$  – эквивалентная масса водорода, равная 1 г/моль.

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

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

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

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

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

### ***Контрольные вопросы***

1. Что называется эквивалентом элемента?



2. Что такое эквивалентная масса вещества?
3. Как связаны между собой эквивалент и эквивалентная масса?
4. Как вычислить эквивалентную массу кислоты, зная ее молярную массу?
5. Как вычислить эквивалентную массу основания, зная его молярную массу?
6. Как вычислить эквивалентную массу соли, зная ее молярную массу?
7. Как определить эквивалентную массу химического элемента, если известна его степень окисления (валентность)?
8. Как формулируется закон эквивалентов?
9. Как при помощи закона эквивалентов определить эквивалентную массу вещества?
10. Как вычислить эквивалентную массу сложного вещества, если известны эквивалентные массы составляющих его элементов?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА И ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЕГО КОНЦЕНТРАЦИИ

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

### *Общие сведения*

Раствором называется гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов, состав которой может непрерывно изменяться в определенных пределах.

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, а объем добавленного реагента (титранта) в точке эквивалентности – эквивалентным объемом. Задача титрования – определить эквивалентный объем титранта. Поскольку, по закону эквивалентов, количества эквивалентов (равные произведению нормальной концентрации на объем раствора) определяемого вещества и титранта в точке эквивалентности равны, то:

$$C_{N(x)}V_x = C_{N(T)}V_T,$$

где индекс  $x$  относится к пробе, а  $T$  – к титранту. Таким образом, отобрав для титрования мерной пипеткой точный объем пробы  $V_x$  (данная проба называется *аликвотой*), зная нормальность титранта  $C_{N(T)}$  и определив эквивалентный объем  $V_T$ , можно вычислить концентрацию пробы  $C_{N(x)}$ .

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.

В ходе настоящей лабораторной работы осуществляется нейтрализация известного объема (аликвоты) раствора кислоты раствором щёлочи точно известной концентрации, т. е. кислотно-основное титрование. Контроль полноты протекания реакции осуществляют при помощи кислотно-основного индикатора – вещества, изменяющего свой цвет в зависимости от характера кислотности среды. Так, фенолфталеин в кислой и нейтральной среде бесцветен, а в щелочной среде (при избытке  $\text{OH}^-$  - ионов) имеет розовую окраску.

*В лаборатории:* штатив с лапкой, мерная объемом 100 мл – 1 шт., колба коническая объемом 100 мл – 2 шт., пипетка мерная объемом 5 мл – 1 шт., бюретка объемом 25 мл – 1 шт., цилиндр мерный объемом 100 мл – 1 шт.

*В вытяжном шкафу:* кислота соляная – раствор концентрацией 10%, гидроксид натрия – раствор концентрацией 0,2 н., фенолфталеин.

### ***Выполнение работы***

#### **1. Приготовление раствора**

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

2. 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 не менее 10 раз.

#### **2. Определение концентрации приготовленного раствора с помощью титрования**

1. В 2 конические колбы пипеткой Мора отобрать аликвотные объемы приготовленного раствора 5 мл, добавить немного дистиллированной воды (до толщины слоя жидкости 10 – 15 мм) и 2–3 капли индикатора – фенолфталеина.

2. Бюретку на 25 мл наполнить раствором едкого натра известной концентрации (значение этой концентрации уточнить у

преподавателя). Кончик бюретки также должен быть заполнен раствором (не воздухом!), 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 не менее 2 раз, измеренные эквивалентные объемы щелочи усреднить.

### ***Содержание протокола 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

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

и определить отклонение полученной величины от заданного значения концентрации соляной кислоты  $C_{\text{HCl}}^{\text{теор}}$ :

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

### ***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.

### ***Контрольные вопросы***

1. Что такое раствор?
2. Какие существуют способы выражения концентрации раствора?
3. Что называется растворенным веществом?
4. Какой компонент раствора принимается за растворитель?
5. По какому уравнению осуществляется перерасчет от нормальной концентрации к молярной?
6. Что называется титрованием?
7. Какое состояние химической системы называется «точка эквивалентности»?
8. Что является задачей титрования?
9. Как экспериментально определить точку эквивалентности при титровании кислоты щелочью?
10. По какому уравнению рассчитывается концентрация анализируемого вещества при титровании?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3. 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*

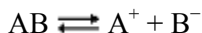
**Электролитом** называют вещество, молекулы которого способны в растворе распадаться на ионы под действием полярных молекул растворителя. Сам процесс распада на ионы называется *электролитической диссоциацией*.

Количественно способность электролита распадаться (диссоциировать) на ионы характеризуют степенью диссоциации:

$$\alpha = n/n_0,$$

где  $n$  – число молей электролита, подвергшегося диссоциации;  $n_0$  – исходное число молей электролита.

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



При постоянной температуре отношение произведения концентраций образовавшихся ионов к концентрации непродиссоциировавших молекул электролита постоянно и называется константой диссоциации (обозначается  $K_d$ ):

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

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

**Сильными электролитами** называются те вещества, которые в разбавленных растворах диссоциируют практически

полностью ( $K_d \rightarrow \infty$ ). К **слабым электролитам** относят вещества, которые диссоциируют лишь в небольшой степени.

К сильным электролитам относятся:

- а) почти все соли,
- б) некоторые кислоты (наиболее распространённые –  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $HClO_4$ ,  $HMnO_4$ ,  $HClO_3$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HI$ ; данные кислоты называют *сильными кислотами*),
- в) основания, образуемые щелочными металлами (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочноземельными металлами (Ca, Sr, Ba), а также гидроксид таллия (I)  $TlOH$  (данные основания называются *сильными основаниями*).

Остальные электролиты, включая воду  $H_2O$ , являются слабыми электролитами.

При написании уравнений химических реакций в растворах нужно учитывать, что некоторые соединения в растворе практически полностью диссоциированы, и в этом случае реакция может протекать фактически не между молекулами, а между ионами. Такой вид записи уравнений, в котором диссоциированные вещества записывают в форме отдельных ионов, называется *ионно-молекулярным уравнением* (или, что то же самое, *ионной формой уравнения*). Ионно-молекулярные уравнения, в отличие от молекулярных, отображают сущность протекающей химической реакции, т. е. процессы, которые реально происходят в растворе.

**Правила записи ионно-молекулярных уравнений.** Общий принцип записи ионно-молекулярных уравнений состоит в том, что те вещества, которые находятся в растворе и при этом полностью (или почти полностью) диссоциированы на ионы, записывают в виде отдельных ионов; прочие же вещества – в виде молекул. Отсюда следует, что *в диссоциированной форме (т. е. в виде отдельных ионов) следует записывать только такие хорошо растворимые вещества, которые в то же время являются сильными электролитами.* Остальные вещества записывают в недиссоциированной (т. е. молекулярной) форме, а именно:

- 1) Соединения, обладающие низкой растворимостью;
- 2) Соединения, являющиеся слабыми электролитами. Эти соединения могут хорошо растворяться в воде, но большая часть их

молекул будет находиться в недиссоциированном состоянии, а значит, и само вещество следует указывать в молекулярной форме;

3) Газообразные соединения типа  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NH}_3$  и т. д., оксиды, кислотные остатки (например,  $\text{SO}_4^{2-}$ ).

4) Комплексные частицы (например,  $[\text{HgI}_4]^{2-}$ ).

### ***Оборудование и реактивы***

*В лаборатории:* песчаная баня – 1 шт. В штативе: хлорид железа (III), сульфат меди (II), сульфат никеля (II), нитрат свинца (II), иодид калия, хлорид бария, сульфат натрия, сульфат хрома (III), сульфат цинка, сульфат алюминия, хлорид аммония, карбонат натрия, сульфат магния, ацетат натрия, гидроксид аммония, гидроксид натрия, гидроксид калия, гидроксид аммония – растворы концентрацией 5 %; пробирки – 5 шт., стеклянные палочки для перемешивания.

*В вытяжном шкафу:* соляная кислота – раствор концентрацией 15 %; гидроксид натрия, гидроксид калия – 6 н. растворы; гидроксид аммония – концентрированный раствор; сульфид натрия – раствор концентрацией 5 %; силикат натрия – раствор концентрацией 5 %.

### ***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.

Являются ли эти 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.

Какое новое малодиссоциированное соединение образуется при растворении оснований в кислоте?

**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.

Что наблюдается в каждой пробирке?

**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? Будет ли протекать аналогичная реакция хлорида бария, например, с сульфатом железа (III)?

#### **Опыт 4. Изучение свойств амфотерных гидроксидов.**

**А.** В две пробирки внести по 3 капли раствора соли цинка и несколько капель *разбавленного* раствора едкого натра (из штатива с реактивами) до образования осадка гидроксида цинка. Растворить полученные осадки: в одной пробирке – в растворе соляной кислоты, в другой – в избытке *концентрированного* раствора едкого натра (из вытяжного шкафа).

**Б.** В две пробирки внести по 3 капли раствора соли алюминия и несколько капель *разбавленного* раствора едкого натра (из штатива с реактивами) до образования осадка гидроксида алюминия. Растворить полученные осадки: в одной пробирке – в растворе соляной кислоты, в другой – в избытке *концентрированного* раствора едкого натра (из вытяжного шкафа).

**В.** В две пробирки внести по 3 капли раствора соли хрома (III) и несколько капель *разбавленного* раствора едкого натра (из штатива с реактивами) до образования осадка гидроксида хрома (III). Растворить полученные осадки: в одной пробирке – в растворе соляной кислоты, в другой – в избытке *концентрированного* раствора едкого натра (из вытяжного шкафа).

**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 3–5 капель раствора сульфата меди (II), затем по каплям добавить *разбавленный* (из штатива с реактивами!) раствор аммиака до образования осадка сульфата гидроксомеди (II).

Добавить к осадку избыток *концентрированного* раствора аммиака (из вытяжного шкафа!). Обратить внимание на растворение осадка.

Какую окраску имеет образующийся растворимый амминокомплекс меди?

**Опыт 7. Образование газов.**

**А.** Налить в пробирку 3–5 капель раствора карбоната натрия и несколько капель серной кислоты. Что наблюдается?

**Б.** Налить в пробирку 3–5 капель раствора сульфида натрия и 1 каплю серной кислоты. Обратить внимание на запах выделяющегося газа.

**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?

### ***Содержание протокола лабораторной работы***

По каждому опыту записать используемые при проведении эксперимента реактивы и результаты проведения реакций: образование или растворение осадка, цвет образующегося осадка

(раствора), выделение газа (и его запах), 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.

### ***Контрольные вопросы***

1. Что называется процессом электролитической диссоциации?
2. Что такое степень диссоциации?
3. Как диссоциируют сильные электролиты?
4. Какие формы вещества содержатся в растворе слабого электролита?
5. Какие кислоты и основания относят к сильным электролитам?
6. Каковы основные правила написания молекулярно-ионных уравнений реакций в растворах электролитов?
7. Каковы условия протекания реакций в растворах электролитов?
8. Почему при составлении ионного уравнения осадки записывают в молекулярной форме?
9. Как диссоциируют комплексные соединения?
10. Что такое константа диссоциации?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4. ИССЛЕДОВАНИЕ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ

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

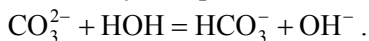
### *Общие сведения*

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:

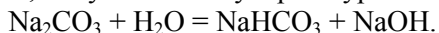
**Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой.** Гидролизуется анион слабой кислоты:  $A^- + H_2O = HA + OH^-$ , в растворе появляются ионы  $OH^-$ , поэтому среда – щелочная,  $pH > 7$ . Например,  $Na_2CO_3$  образован сильным основанием  $NaOH$  и слабой угольной кислотой  $H_2CO_3$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



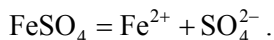
С водой взаимодействует карбонат-ион по реакции:



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:

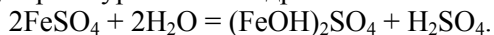


С водой реагирует остаток слабого основания – катион  $Fe^{2+}$ :



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

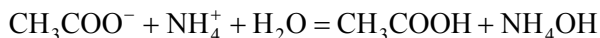
Молекулярное уравнение гидролиза:



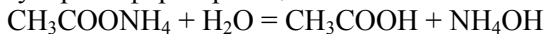
Степень гидролиза солей этих двух групп невелика, не превышает нескольких процентов. Поэтому гидролиз многозарядных ионов протекает не далее первой ступени, то есть ограничивается взаимодействием иона только с одной молекулой воды.

*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:

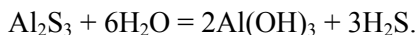


Молекулярная форма реакции:



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 слабокислая. 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.

### ***Оборудование и реактивы***

*В лаборатории:* спиртовка – 1 шт., песчаная баня – 1 шт, пробирки – 5 шт. В штативе: хлорид железа (III), сульфат цинка, сульфат алюминия, сульфат хрома (III), сульфат магния, карбонат натрия, ацетат натрия – растворы концентрацией 5 %; лакмус – раствор концентрацией 1 %.

*В вытяжном шкафу:* соляная кислота – раствор концентрацией 15 %, сульфид натрия – раствор концентрацией 5 %, .; хлорид сурьмы (III), сульфит натрия – растворы концентрацией 5 %; хлорид олова (II) – кристаллический; цинк металлический; универсальная индикаторная бумага, фенолфталеин.

### ***Выполнение работы***

**Опыт 1. Гидролиз солей.** В отдельные пробирки налить по 3-4 капли растворов сульфата цинка, сульфата алюминия, карбоната натрия, сульфида натрия и ацетата свинца. Добавить по 1-2 капли лакмуса и записать в таблицу 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, после чего вновь вылить содержимое пробирок и промыть их дистиллированной водой. Определить pH растворов каждой из указанных солей 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 ацета-

та 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 сульфита 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 и концентрации водородных ионов 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 до растворения осадка хлорида оксосурьмы.

**Опыт 4. Растворение металлов в продуктах гидролиза солей. В**

пробирку налить 0,5 мл концентрированного раствора сульфата алюминия. Внести в пробирку кусочек металлического цинка. Что наблюдается? Для ускорения реакции пробирку можно нагреть.

**Опыт 5. Взаимное усиление гидролиза при взаимодействии растворов двух солей.**

**А.** В пробирку налить 2 – 3 капли раствора хлорида железа (III) и добавить 5 капель раствора карбоната натрия. Что наблюдается?

**Б.** В пробирку налить 4 капли раствора сульфата меди и добавить 3 капли раствора карбоната натрия. Обратит внимание на выделение газа.

**В.** В пробирку налить 2 – 3 капли раствора сульфата хрома (III) и добавить столько же капель раствора сульфида натрия. Обратит внимание на запах выделяющегося газа.

***Содержание протокола лабораторной работы***

Данные опыта 1 занести в таблицу 4.1.

*Таблица 4.1*

№	Формула соли	Окраска лакмуса	Окраска фенолфталеина	pH раствора по универсальной индикаторной бумаге	Характер раствора

Результаты опытов 2А и 2Б занести в таблицу 9.2:

*Таблица 4.2*

№	Формула соли	Окраска фенолфталеина	Окраска 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 4.1. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах. Сделать выводы о характере растворов (кислый или щелочной). Какой цвет имеют лакмус и фенолфталеин в кислых и щелочных растворах?

**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 сульфита натрия. Ответить на приведенные ниже вопросы.

На присутствие каких ионов в растворе указывает найденное значение рН раствора сульфита 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. А, Б.**

По данным таблицы 4.2 и справочным данным по константам диссоциации заполнить таблицу 4.3.

*Таблица 4.3*

№	Формула соли	$K_{d1}^{*})$ слабого электролита	Цвет фенолфталеина	Цвет лакмуса	рН раствора по универсальной индикаторной бумаге	Изменение окраски после нагревания

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

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза.

Ответить на нижеприведенные вопросы.

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

Степень гидролиза какой соли больше? Почему?

Степень гидролиза какой соли при одинаковых концентрациях и температуре должна быть больше:  $\text{AlCl}_3$  или  $\text{MgCl}_2$ ?

В растворе какой соли концентрация ионов  $\text{H}^+$  будет самой высокой?

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

**Опыт 3. В.** Написать ионно-молекулярные уравнения первой и второй ступеней гидролиза хлорида сурьмы (III) и общее уравнение ее гидролиза до образования  $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ .

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

Сделать общий вывод о влиянии разведения на степень гидролиза солей.

Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы? Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции растворения  $\text{SbOCl}$  в избытке соляной кислоты.

**Опыт 4.** Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза сульфата алюминия. С каким продуктом гидролиза реагирует металлический цинк? Записать реакцию растворения цинка в молекулярной и ионной форме.

**Опыт 5.** Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимного усиления гидролиза, протекающих при сливании растворов солей. За счёт чего гидролиз в данном случае протекает необратимо?

### ***Контрольные вопросы***

1. Что такое гидролиз?
2. Что является продуктами гидролиза?
3. Какие соли не гидролизуются?

4. Каковы основные типы гидролиза?
5. Как протекает гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием?
6. Как протекает гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием?
7. Как протекает гидролиз соли, образованной двумя слабыми электролитами?
8. Что такое степень гидролиза?
9. От каких факторов зависит степень гидролиза?
10. Как можно подавить гидролиз?
11. Что называется взаимным усилением гидролиза?

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5. ИССЛЕДОВАНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

**Цель работы:** познакомиться с наиболее распространёнными окислителями и восстановителями, с продуктами их взаимодействия 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 имели бы атомы 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 для р-элементов 4 – 7 групп Периодической системы Д. И. Менделеева равна числу электронов, которое может принять данный элемент на застраиваемый пр-подуровень:  $z_{\min} = N - 8$ , где  $N$  – номер группы. Например, у серы высшая степень окисления равна 6, а низшая:  $6 - 8 = -2$ . В простых веществах степень окисления равна нулю. Многие элементы проявляют в соединениях постоянные значения степени окисления: фтор  $-1$ ; щелочные металлы  $+1$ ; щелочноземельные металлы  $+2$ ; кислород  $-2$  (кроме пероксидов, в которых степень окисления кислорода  $-1$ , и некоторых других соединений); водород  $+1$  (кроме гидридов).

Степени окисления других элементов рассчитывают по правилу баланса зарядов: «сумма произведений степеней окисления атомов всех элементов на число этих атомов в соединении равна нулю, а в многоатомном ионе – заряду иона».

Например, в дихромате калия  $K_2Cr_2O_7$  согласно правилу баланса зарядов  $2z(K) + 2z(Cr) + 7z(O) = 0$ , следовательно, подставив  $z(K) = 1$  и  $z(O) = -2$ , получаем  $z(Cr) = +6$ ; в перманганат-ионе  $MnO_4^-$   $z(Mn) + 4z(O) = -1$ , следовательно,  $z(Mn) = +7$ .

Окислителем называют элемент, который в ходе реакции понижает степень окисления, а восстановителем – элемент, который

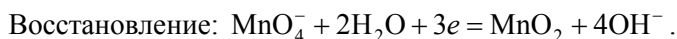
повышает степень окисления. Элемент-окислитель при окислительно-восстановительной реакции восстанавливается (принимает электроны на валентную оболочку), а восстановитель окисляется (отдает электроны).

Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций следующие. Возьмем в качестве примера восстановление перманганата нитритом калия в нейтральной среде:

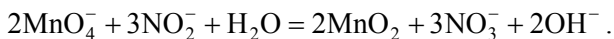


Определяют степени окисления переменновалентных элементов, окислитель и восстановитель. Калий, кислород и водород имеют постоянные значения степеней окисления, указанные выше. По балансам зарядов вычисляем  $z_{\text{Mn}} = +7$ ,  $z_{\text{N}} = +3$ . Поскольку марганец в высшей степени окисления, равной номеру группы, он является окислителем. Азот может повысить степень окисления до номера группы +5, поэтому он является восстановителем.

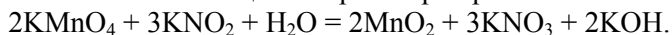
Составляют ионные уравнения полуреакций окисления и восстановления. Для уравнивания числа атомов кислорода добавляют воду и ионы:  $\text{H}^+$  в кислой среде или  $\text{OH}^-$  в щелочной среде.



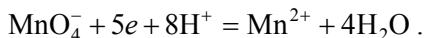
Приводят число электронов к наименьшему общему кратному, в примере к 6. Для этого уравнения полуреакций домножают на соответствующие коэффициенты, в примере на 2 и 3. Суммируют уравнения полуреакций, сокращая одинаковые члены в левой и правой частях и учитывая нейтрализацию  $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ . В результате получают ионное уравнение реакции:



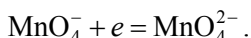
Составляют молекулярное уравнение реакции путем добавления к ионам имеющихся в растворе противоионов:



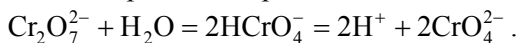
Глубина восстановления перманганата зависит от кислотности среды. В кислой среде перманганат восстанавливается до степени окисления +2 согласно полуреакции:



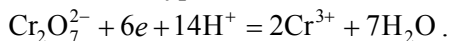
В нейтральной среде, ввиду недостатка ионов  $\text{H}^+$ , восстановление идет до  $\text{MnO}_2$  по приведенной в примере полуреакции. В щелочной среде восстановление заканчивается уже на стадии образования  $\text{Mn(6+)}$  в форме манганат-иона  $\text{MnO}_4^{2-}$ .  
Уравнение полуреакции:



От кислотности среды зависит также состояние в растворе хрома (VI) вследствие протекания реакций:



Согласно принципу Ле-Шателье, в кислой среде, при избытке ионов  $\text{H}^+$ , равновесие смещается влево, и хром находится в растворе в форме оранжевого дихромата. В щелочной среде, когда ионы  $\text{H}^+$  в недостатке, равновесие смещено вправо, и хром переходит в форму желтого хромата. Окислительная способность хрома (VI) выше в кислой среде. Дихромат – сильный окислитель, восстанавливающийся по полуреакции:



Хромат – слабый окислитель, поэтому хром (VI) получают обычно окислением хрома (3+) в щелочной среде по полуреакции:



### ***Оборудование и реактивы***

*В лаборатории:* пробирки – 5 шт.; перекись водорода – концентрированный раствор;  $\text{CCl}_4$ ; крахмал, сульфит натрия, нитрит натрия, хлорид олова (II), хлорид олова (IV), сульфат железа (II), гексацианоферрат (III) калия – растворы концентрацией 5 %; медь металлическая, сера – порошок, уголь, оксид свинца (IV) – порошок, оксид марганца (IV). В штативе: иодид калия, бромид калия, перманганат калия, хлорид бария, нитрат калия, сульфат хрома (III), бихромат калия, сульфат марганца (II), роданид аммония, гидроксид натрия, гидроксид калия, йод – растворы концентрацией 5 %.

*В вытяжном шкафу:* серная кислота – 2 н. раствор, серная кислота – раствор концентрацией 20 %, соляная кислота – раствор концентрацией 15%, соляная кислота – концентрированный раствор, азотная кислота – 15 % раствор, азотная кислота – концентрированный раствор, хлорная вода, бромная вода, сероводород – раствор, сульфид натрия – раствор концентрацией 5 %, сернистая кислота.

### **Выполнение работы**

#### **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. Что наблюдается? К содержимому пробирки добавить крахмал. Обратит внимание на окраску раствора.

**Опыт 2. Восстановительные свойства галогенидов.** К 3–4 каплям раствора иодида калия добавить 3–4 капли  $CCl_4$  и 2–3 капли бромной воды. Четыреххлористый углерод является экстрагентом йода. Обратит внимание на окраску органической фазы.

**Опыт 3. Восстановительные свойства сульфидов.** Налить в пробирку 3–4 капли раствора перманганата калия, 2–3 капли 2 н. серной кислоты и насыщенную сероводородную воду (или раствор сульфида натрия) до обесцвечивания раствора. Определить продукты реакции.

#### **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 свойства нитритов.** К подкисленному 2 н. серной кислотой раствору йодида калия добавить несколько капель раствора нитрита натрия. К смеси добавить 2–3 кап-

ли раствора крахмала, который служит индикатором йода. Объяснить изменение окраски раствора. Обратить внимание на запах выделяющегося газа - оксида азота (II).

**Опыт 7. Восстановительные свойства нитритов.** К нескольким каплям подкисленного серной кислотой раствора перманганата калия добавить несколько капель раствора нитрита натрия до полного обесцвечивания 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 натрия 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). Обратить внимание на изменение окраски раствора, убедиться в образовании ионов  $Fe^{3+}$  с помощью качественной реакции с роданидом аммония, при добавлении которого должен образоваться растворимый комплекс красного цвета

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

**А.** Кислая среда. В три пробирки налить по 1 капле раствора перманганата калия и добавить по 2 – 3 капли 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 1 капле раствора перманганата калия; в первую пробирку добавить 3 капли раствора сульфита натрия, во вторую – раствора сульфата марганца (II).

**В.** Сильнощелочная среда. В пробирку налить 1 каплю раствора перманганата калия, 2 – 2,5 мл воды, 4 капли концентрированного (*из вытяжного шкафа!*) раствора щёлочи. Перемешать полученный раствор и добавить к нему 1 каплю раствора иодида калия.



*Примечание.* В условиях сильнощелочной среды иодид-ион окисляется не до  $I_2$ , а до бесцветного иодат-иона  $IO_3^-$ .

Отметить изменение окраски растворов во всех пробирках.

### ***Содержание протокола лабораторной работы***

Указать результаты проведения реакций (изменение цвета, выпадение/растворение осадка и т. д.).

### ***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.

### ***Контрольные вопросы***

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. В каком случае элемент является окислителем?
3. В каком случае элемент является восстановителем?
4. Что такое степень окисления?
5. Чему равна максимальная степень окисления элемента?
6. Как определить минимальную степень окисления элемента?
7. Как определить степень окисления соединения в соединении?
8. Как зависит состав продуктов восстановления перманганата калия в зависимости от pH среды?
9. Как зависит состав продуктов восстановления хрома (VI) от pH среды?
10. В какой степени окисления элементы обладают окислительно-восстановительной двойственностью?

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Оганесян Э.Т.* Общая и неорганическая химия. Учебник для ВУЗов / Оганесян Э.Т., Попков В.А., Щербакова Л.И, Брель А.К. М: Юрайт, 2019. 447 с.
2. *Глинка Н.Л.* Общая химия. М.: Кнорус, 2016. 752 с.
3. *Дзудцова Д.О., Бестаева Л.Б.* Окислительно-восстановительные реакции/Д.О. Дзудцова, Л.Б. Бестаева. М.: Дрофа, 2007.
4. *Суворов А.В.* Общая и неорганическая химия в 2 т: Учебник для академического бакалавриата/ А.В. Суворов, А.Б. Никольский. Люберцы: Юрайт, 2016. 607 с.
5. *Цубербиллер О. Н.* Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения: Учебное пособие/ О.Н. Цубербиллер. Спб.: Лань, 2013. 352 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение .....	3
Лабораторная работа № 1. Определение эквивалентной массы металла.....	3
Лабораторная работа № 2. Приготовление раствора и определение его концентрации.....	9
Лабораторная работа № 3. Исследование реакций в растворах электролитов.....	13
Лабораторная работа № 4. Исследование гидролиза солей.....	19
Лабораторная работа № 5. Исследование окислительно-восстановительных реакций.....	27
Библиографический список.....	33