

# **ХИМИЯ**

*Методические указания к лабораторным работам  
для студентов бакалавриата направлений 23.03.01, 23.03.03*

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ  
2022**

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 направлений 23.03.01, 23.03.03*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ  
2022

УДК 546 (073)

**ХИМИЯ:** Методические указания к лабораторным работам / Санкт-Петербургский горный университет. Сост.: *В.Е. Коган, Т.С. Шахпаронова, В. А. Черняев*. СПб, 2022. 41 с.

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

Предназначены для студентов, обучающихся по специальности 23.03.01 (ТОП) «Организация перевозок и управление на автомобильном транспорте», 23.03.03 (АХ) «Автомобили и автомобильное хозяйство».

Научный редактор доц. *К.Г. Карапетян*

Рецензент с.н.с. к.х.н федерального государственного унитарного предприятия «Научно-исследовательский институт синтетического каучука» (ФГУП НИИСК) *А.В.Калинин*

© Санкт-Петербургский  
горный университет, 2022

## **ВВЕДЕНИЕ**

Лабораторные работы по 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

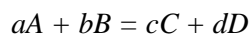
**Цель работы:** усвоить понятие о химическом эквиваленте и научиться определять эквивалентные массы веществ.

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:

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

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.

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

*Получать в лаборантской:* термометр – 1 шт., бюретка объемом 25 мл – 1 шт., навеска исследуемого металла с указанной массой – 1 шт., линейка.

#### **Выполнение работы**

1. Наполнить водой кристаллизатор и бюретку (стеклянную трубку с делениями для выпуска жидкости внизу).

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  $10 \pm 2$  мл соляной кислоты.

5. Вытереть насухо внутреннюю часть горла колбы фильтром.

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

7. Поместить присоединенную к боковому отводу колбы Вюрца стеклянную трубку в опущенный в воду конец бюретки (рис. 1).

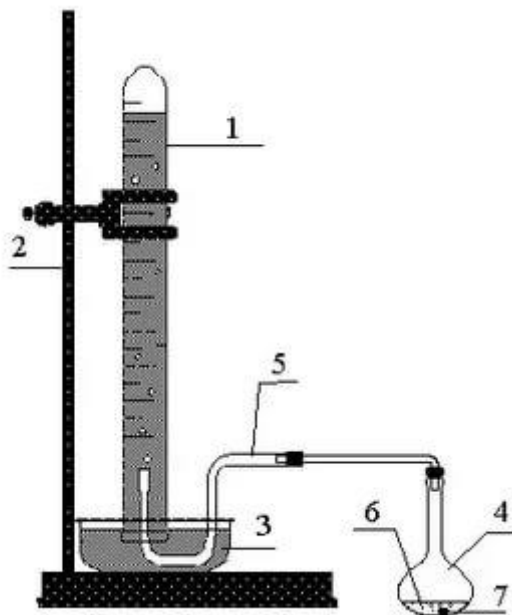


Рис. 1.1. Схема установки. 1 – бюретка; 2 – штатив; 3 – кристаллизатор; 4 – колба Вюрца; 5 – газоотводная трубка; 6 – соляная кислота; 7 – навеска металла.

8. После этого отметить уровень жидкости в бюретке ( $V_1$ ). 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, придерживая пробку пальцем. 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 ( $V_2$ ).

11. При помощи линейки измерить высоту столба воды в бюретке от нижнего края мениска –  $V_2$  до уровня воды в кристаллизаторе.

12. 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 1.1.

Таблица 1.1

T, К	283	288	293	298	303	308
$P_2$ , 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,  $\text{м}^3$ ;  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная  $8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$ .

3. Вычислить эквивалентную массу металла по закону эквивалентов:

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

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

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.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2. 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*

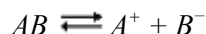
**Электролитом** называют вещество, молекулы которого способны в растворе распадаться на ионы под действием полярных молекул растворителя. Сам процесс распада на ионы называется **электролитической диссоциацией**.

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:* 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 натрия, гидроксид калия, гидроксид аммония – растворы концентрацией 5 %; метилоранж,

*В вытяжном шкафу:* соляная кислота – раствор концентрацией 2 %; гидроксид натрия, гидроксид калия – 6 н. растворы; гидроксид аммония – концентрированный раствор; сульфид натрия – раствор концентрацией 5 %; уксусная кислота – 2 н. раствор.

*Получать в лаборантской:* пробирки – 5 шт., стеклянные палочки для перемешивания, силикат натрия – раствор концентрацией 5 %, фенолфталеин.

### **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 (KOH или NaOH) 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 2 % 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 щелочи (KOH или NaOH 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 щелочи (KOH или NaOH из вытяжного шкафа).

**Б.** В две пробирки внести по 3 капли раствора соли алюминия и несколько капель *разбавленного* раствора щелочи (KOH или NaOH 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 щелочи (KOH или NaOH из вытяжного шкафа).

**В.** В две пробирки внести по 3 капли раствора соли хрома (III) и несколько капель *разбавленного* раствора щелочи (KOH или NaOH 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 щелочи (KOH или NaOH из вытяжного шкафа).

**Опыт 5. Образование малодиссоциированных соединений.** В пробирку внести 3–5 капель раствора хлорида аммония и добавить несколько капель раствора щелочи (KOH или

NaOH). 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 №31* (из штатива с реактивами!) водный раствор аммиака –  $\text{NH}_4\text{OH}$  до образования осадка сульфата гидроксомеди (II).

Добавить к осадку избыток *концентрированного* раствора аммиака (из вытяжного шкафа!). Обратите 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. Обратите внимание на запах выделяющегося газа.

***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***

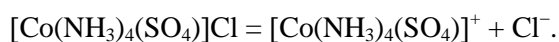
1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, результаты проведения реакций, ответы на вопросы.

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3. 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 (например, воде) 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 реагировать с солями серебра (образование осадка  $AgCl$ ), но не будет давать осадок  $BaSO_4$  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 и, соответственно, внешняя сфера отсутствует, например:  $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ .

При записи формулы комплексного соединения его составные части располагают в порядке возрастания

электроотрицательности. На первом месте помещают внешнесферные катионы (если таковые имеются), затем центральный атом, далее нейтральные лиганды, лиганды-анионы и в конце формулы записывают внешнесферные анионы. Читают формулу по принципу «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 «аммин-». 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 называется гексацианоферрат (II) калия, второе – хлорид сульфатотетраамминкобальта (III), третье – дихлородиамминплатина (II).

Число связей, образуемых лигандом с центральным атомом, называют дентатностью лиганда. Например,  $H_2O$ ,  $NH_3$  – 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 в соединении, например, координационное число железа в  $K_4[Fe(CN)_6]$  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.

### **Оборудование и реактивы**

*В штативе:* хлорид калия, хлорид натрия, сульфат никеля, гидроксид аммония, сульфат меди, хлорид бария, хлорид кадмия, гидроксид натрия (калия), иодид калия, нитрат висмута (III), сульфат кобальта, сульфат цинка, хлорид железа (III), роданид аммония (калия), оксалат аммония, перманганат калия.

*В вытяжном шкафу:* гидроксид аммония – концентрированный раствор, азотная кислота 2 н. раствор, гидроксид натрия (ка-



лия) – 6 н. раствор, соляная кислота – раствор концентрацией 15 %, соляная кислота – 2 н. раствор, серная кислота – 2 н. раствор.

*Получать в лаборантской:* пробирки – 5 шт.; нитрат серебра, нитрат ртути (II), гесацианоферрат (II) калия, гесацианоферрат (III) калия, сульфат железа (II), гесанитрокобальтат (III) натрия, хлорид хрома (III) – растворы концентрацией 5 %; бромид калия – насыщенный раствор; бензол; олово металлическое; цинк металлический.

### **Выполнение работы**

**Опыт 1. Образование и разрушение амминокомплекса серебра.** Налить в пробирку 2 капли раствора нитрата серебра, добавить столько же раствора хлорида натрия (или хлорида калия). Отметить выпадение осадка хлорида серебра. Затем добавить в пробирку 4–5 капель *концентрированного* раствора аммиака (из вытяжного шкафа) и хорошо перемешать раствор. Что наблюдается? Подкислить раствор образовавшегося хлорида диамминсеребра несколькими каплями раствора азотной кислоты. Должен вновь образоваться осадок хлорида серебра.

**Опыт 2. Образование и реакции амминокомплекса никеля.** Налить в пробирку 3–4 капли раствора сульфата никеля. Добавить каплю разбавленного водного раствора гидроксида натрия, 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 бромида натрия (или бромида калия). Должен выпасть осадок бромида гексаамминоникеля. Запишите уравнения всех реакций в молекулярной и ионной формах.

### **Опыт 3. Образование и реакции амминокомплекса меди.**

В пробирку добавить 3 – 4 капли растворов сульфата меди (II) и по каплям концентрированный водный раствор аммиака –  $\text{NH}_4\text{OH}$  из *вытяжного шкафа*. Наблюдать растворение выпавшего вначале осадка сульфата гидроксомеди (II) и изменение цвета раствора при образовании комплексного сульфата тетраамминомеди (II).

**Опыт 4. Получение тетраидовисмутата калия.** В пробирку к 3-4 каплям раствора нитрата висмута прибавлять по каплям раствор иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута. Растворить этот осадок в избытке раствора иодида калия.

Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов  $K^+$ ,  $I^-$ ,  $Bi^{3+}$ ? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он мог образовать в данном растворе сложный ион? Ответ мотивировать.

**Опыт 5. 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 ионов  $Fe^{3+}$ .

**Б.** Налить в пробирку 3 – 4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Добавить 2 – 3 капли раствора сульфата железа (II). Отметить окраску образующегося осадка, который в прошлом веке называли турнбулева синь – Одно и тоже вещество, а именно: гексацианоферрат (III) железа II  $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ . Данная реакция служит для обнаружения катионов  $Fe^{2+}$ .

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

По каждому опыту записать используемые при проведении эксперимента реактивы и результаты проведения реакций:

образование (растворение) осадка, цвет образующегося осадка (раствора), 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 № 4. 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.

*Получать в лаборантской:* колба 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 25 мл – 1 шт., 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 с помощью мерного цилиндра 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 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 слабо розовой (изменение окраски от бесцветной должно произойти от 1 капли щелочи), 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:

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

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

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

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.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5. ИССЛЕДОВАНИЕ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ

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

### **Общие сведения**

Ионы, образующиеся в результате растворения и последующей диссоциации солей, всегда в той или иной степени взаимодействуют с окружающими молекулами воды. Если такие ионы соответствуют слабой кислоте (например, ион  $\text{CO}_3^{2-}$  соответствует слабой кислоте  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) или слабому основанию (например, ион  $\text{Fe}^{3+}$  соответствует слабому основанию  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ), данное взаимодействие является особенно сильным и приводит к разложению молекул воды. При этом ионы, соответствующие слабой кислоте, отщепляют от воды частицу  $\text{H}^+$ , присоединяя её к себе; ионы, соответствующие слабым основаниям, отщепляют от воды частицу  $\text{OH}^-$  и присоединяют её. Данный процесс получил название *гидролиза* соли. Если гидролизующийся ион соответствует слабой многоосновной кислоте (или многокислотному основанию), гидролиз идёт ступенчато. Процесс присоединения к гидролизующемуся иону первого иона  $\text{H}^+$  (или  $\text{OH}^-$ ) называется первой ступенью гидролиза, второго иона  $\text{H}^+$  (или  $\text{OH}^-$ ) – второй ступенью гидролиза, и т. д. Как правило, при обычных условиях гидролиз протекает лишь по первой ступени.

В большинстве случаев гидролизу подвергается лишь часть соли, и реакция гидролиза обратима. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуются. К ним относятся, например, хлориды, нитраты и сульфаты щелочных металлов, стронция и бария.

### **Оборудование и реактивы**

*В лаборатории:* В штативе: хлорид железа (III), сульфат цинка, сульфат алюминия, сульфат хрома (III), сульфат магния, карбонат натрия, ацетат натрия – растворы концентрацией 5 %.

*В вытяжном шкафу:* соляная кислота – раствор концентрацией 2 %, сульфид натрия – раствор концентрацией 5 %, пробирки –



5 шт.; хлорид сурьмы (III), сульфит натрия – растворы концентрацией 5 %; хлорид олова (II) – кристаллический; цинк металлический; универсальная индикаторная бумага, лакмусовая индикаторная бумага, фенолфталеин.

### **Выполнение работы**

**Опыт 1. Гидролиз солей.** В отдельные пробирки налить по 3-4 капли растворов сульфата цинка, сульфата алюминия, карбоната натрия, сульфата магния и ацетата свинца. Определить pH и характер среды растворов каждой из указанных солей при помощи универсальной индикаторной бумаги и лакмусовой индикаторной бумаги. Добавить по 1-2 капли фенолфталеина и записать окраску растворов.

**Опыт 2. 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 3. 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 4. 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	pH раствора по универсальной индикаторной бумаге	Окраска фенол-фталеина	Характер раствора

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

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6. 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).

### **Оборудование и реактивы**

*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.

*В вытяжном шкафу:* серная кислота – 2 % раствор, соляная кислота – 2 % раствор, азотная кислота – 2 н. раствор, сульфид натрия – раствор концентрацией 5 %, сульфит натрия – раствор концентрацией 2 н., раствор йода концентрацией 5 %

*Получать в лаборантской:* пробирки – 5 шт.; перекись водорода – концентрированный раствор; крахмал, сульфит натрия, нитрит натрия, хлорид олова (II), сульфат железа (II), гесацианоферрат (III) калия – растворы концентрацией 5 %; медь металлическая.

### **Выполнение работы**

#### **Опыт 1. Окислительные свойства пероксида водорода.**

Налить в пробирку 3–4 капли раствора пероксида водорода, добавить 2–3 капли 2 % раствора серной кислоты и столько же раствора иодида калия. Что наблюдается? К содержимому пробирки добавить крахмал. Обратить внимание на окраску раствора.

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

#### **Опыт 3. Окислительные свойства сернистой кислоты.**

Налить в пробирку 3–4 капли раствора сульфита натрия и 2 н. серной кислоты и столько же раствора сульфида натрия. Определить, какой продукт образовался в результате реакции.

**Опыт 4. Восстановительные свойства сернистой кислоты.** К нескольким каплям разбавленного раствора йода калия

прилить 4-5 капель раствора 2 н. серной кислоты и раствора сульфита натрия. Отметить изменение окраски раствора.

**Опыт 5. Окислительные свойства нитритов.** К подкисленному 2 % 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. Обратит внимание на запах выделяющегося газа - оксида азота (II).

**Опыт 6. Восстановительные свойства нитритов.** К нескольким каплям подкисленного серной кислотой раствора перманганата калия добавить несколько капель раствора нитрита натрия до полного обесцвечивания раствора.

**Опыт 7. Окислительные свойства дихромата калия.** В три пробирки налить по 8-10 капель раствора дихромата калия и подкислить его несколькими каплями раствора серной кислоты концентрацией 2 %. 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). Обратит 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 8 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  $[Cr(OH)_6]^{3-}$ . Затем к этому раствору прилить пероксид водорода до перехода окраски в желтую. Объяснить изменение окраски раствора.

**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 % раствора серной кислоты. В первую пробирку добавить 3 капли раствора йодида

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 (*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.

#### **Опыт 10. Восстановление Fe (III) в Fe(II).**

**А.** В пробирку с 3 – 4 каплями раствора хлорида железа (III) прилить 3 – 4 капли растворов 2 н. серной кислоты и сульфида натрия. Объяснить помутнение раствора.

**Б.** В пробирку с 3 – 5 каплями раствора хлорида железа (III) добавить 2 – 3 капли иодида калия. Объяснить изменение окраски раствора.

В обоих опытах доказать присутствие катионов  $Fe^{2+}$  с помощью качественной реакции по образованию ярко-синего осадка берлинской лазури с гексоцианоферратом (III) калия.

#### ***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.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7. ИССЛЕДОВАНИЕ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

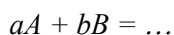
**Цель работы:** изучить зависимость скорости реакции от концентрации реагентов и температуры, а также ознакомиться с влиянием концентрации реагентов на химическое равновесие.

### **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); зачастую скорость реакции измеряют в моль/(л·с). Истинная скорость реакции  $\nu$  равна модулю производной концентрации реагента по времени, отнесённой к стехиометрическому коэффициенту  $\nu_i$  при данном реагенте в уравнении химической реакции:

$$\nu = \frac{1}{\nu_i} \left| \frac{dC}{dt} \right|.$$

Скорость реакции пропорциональна числу столкновений между молекулами реагентов, которое определяется произведением концентраций последних. 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 реакции будет определяться так называемым **кинетическим уравнением:**

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

где [A] и [B] – молярные концентрации реагентов; k – коэффициент пропорциональности, называемый *константой скорости* реакции;  $\alpha$  и  $\beta$  – *порядки реакции* по реагентам A и B. Константа скорости не зависит от времени протекания реакции и концентрации реагентов, но зависит от природы последних, температуры и присутствия

катализаторов и имеет физический смысл скорости реакции при единичных концентрациях реагирующих веществ. Порядки реакции по реагентам А и В (их называют также *частными порядками*) отражают влияние концентрации данных реагентов на скорость реакции; *общий порядок* реакции  $n$  равен сумме частных порядков:

$$n = \alpha + \beta.$$

В настоящей работе исследуется реакция разложения тиосульфата натрия серной кислотой:



в ходе которой образуется нерастворимая в воде сера. Начальным периодом реакции в данном случае является промежуток времени от сливания растворов до появления первых признаков помутнения за счёт образующейся серы. Определив время до помутнения раствора  $\tau$  при различных начальных концентрациях  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , можно вычислить порядок реакции по тиосульфату натрия.

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 молекулах в ходе элементарного акта реакции требуются большие затраты энергии. 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 законов распределения 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 С. 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. Из уравнения Аррениуса вытекает, что величину энергии активации можно вычислить, измерив время протекания реакции при одинаковых концентрациях реагентов, но при различных температурах  $T$ .

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:

$$v_{np} = k_{np}[A]^a[B]^b;$$

$$v_{обр} = k_{обр}[C]^c[D]^d.$$

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, называемое *химическим равновесием*. Все обратимые процессы протекают не полностью, а лишь до состояния равновесия, в котором из условия  $V_{np} = V_{обр}$  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 (вправо). Напротив, уменьшение выхода продуктов означает смещение равновесия в сторону обратной реакции (влево).

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.

### **Оборудование и реактивы**

*В штативе:* тиосульфат натрия – 1 н. раствор, серная кислота – 2 н. раствор, роданид (тиоцианат) аммония – 0,5 н. раствор, хлорид железа (III) – 0,5 н. раствор, роданид аммония – 0,0025 н. раствор, хлорид железа (III) – 0,0025 н. раствор, сульфат меди – 1 н. раствор, хлорид аммония – кристаллический.

*В вытяжном шкафу:* соляная кислота – концентрированный раствор.

Получать в лаборантской: термометр, пробирки – 7 шт., химический стакан объемом 150 мл; мел (карбонат кальция).

### **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 7.1 и перемешать.

Таблица 7.1

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  $\tau$ , прошедшее от момента добавления кислоты до появления первых признаков помутнения раствора за счет образующейся серы. (Начало помутнения особенно хорошо заметно при сравнении с контрольной пробиркой № 4). То же самое проделать с пробирками 2 и 3.

**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 стакан с водой (термостат), отметить температуру по термометру и термостатировать их в течение 2 минут. Быстро вылить кислоту в пробирку с раствором тиосульфата, оставив последнюю в термостате. Одновременно включить секундомер и заметить время от сливания до начала помутнения раствора. Повторить опыт еще дважды, повышая температуру воды в термостате примерно на 10 К.

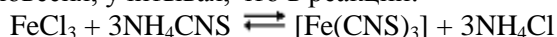
**Опыт 3. Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе.** Взять два небольших по возможности одинаковых кусочка мела. Один из них положить на кусочек фильтровальной бумаги и стеклянной палочкой измельчить его в порошок. Полученный порошок

поместить в пробирку. Второй кусочек мела целиком опустить в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавить одинаковое количество (10–20 капель) концентрированной соляной кислоты. Отметить время полного растворения мела в каждом случае.

**Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции.** В две пробирки внести по 10 капель *концентрированного* раствора тиоцианата (роданида) аммония  $\text{NH}_4\text{CNS}$  и по 1 капле *концентрированного* раствора хлорида железа (III). Что наблюдается? В одну из пробирок добавить 1 каплю *разбавленного* раствора сульфата меди. В обе пробирки внести по 10 капель раствора тиосульфата натрия. Наблюдать различную скорость обесцвечивания растворов, которое происходит вследствие восстановления железа (III) до железа (II) тиосульфатом натрия.

**Опыт 5. Влияние концентраций реагентов на равновесие обратимой реакции между хлоридом железа (III) и тиоцианатом аммония.** В четыре пробирки налить равное число (5 – 7) капель *разбавленных* растворов хлорида железа (III) и тиоцианата аммония. Первую пробирку оставить как эталон для сравнения; во вторую пробирку прилить 1 – 2 капли *концентрированного* раствора  $\text{FeCl}_3$ ; в третью пробирку добавить 1 – 2 капли *концентрированного* раствора  $\text{NH}_4\text{CNS}$ ; в четвертую пробирку прибавить кристаллического хлорида аммония на кончике шпателя и взболтать.

Сопоставить цвета растворов в пробирках 2 – 4 относительно пробирки с эталонным раствором и сделать выводы о направлении смещения равновесия, учитывая, что в реакции:



цвет раствора определяет интенсивно окрашенное комплексное соединение  $[\text{Fe}(\text{CNS})_3]$ .

### **Содержание протокола лабораторной работы**

#### Опыт 1

Таблица 7.2

№ пробирки	$\text{C}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ (относительные единицы)	Время реакции $\tau$ , с
1	1 (4/13)	
2	2 (8/13)	
3	3 (12/13)	

Таблица 7.3

№ пробирки	Температура, °С	Время реакции $\tau$ , с
1		
2		
3		

Опыт 3

Записать время, за которое мел растворился полностью.

Опыт 4

Таблица 7.4

№ пробирки	Состав системы	Время $\tau$ , с
1	10 капель $\text{NH}_4\text{CNS}$ конц. 1 капля $\text{FeCl}_3$ конц. 10 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	
2	10 капель $\text{NH}_4\text{CNS}$ конц. 1 капля $\text{FeCl}_3$ конц. 10 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 1 капля $\text{CuSO}_4$ разб.	

Опыт 5

Таблица 7.5

№ пробирки	Состав системы	Добавленный реактив	Наблюдения
1		нет	
2	.....капель $\text{FeCl}_3$ разб.	$\text{FeCl}_3$	
3	.....капель $\text{NH}_4\text{CNS}$ разб.	$\text{NH}_4\text{CNS}$	
4		$\text{NH}_4\text{Cl}$	

Обработка экспериментальных данных

Опыт 1

1. Заполнить таблицу 7.6.

Таблица 7.6

№ пробирки	$C_{\text{отн}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ (относит. единицы), $C_{\text{отн}} = C_i/C_1$	$\ln C_{\text{отн}}$	Время реакции $\tau$ , с	$\ln \tau$
1	1	0		
2	2	0,693		
3	3	1,10		

Здесь  $C_{\text{отн}}$  – относительная концентрация тиосульфата натрия, равная отношению концентрации тиосульфата натрия в

исследуемой пробирке к концентрации тиосульфата натрия в пробирке №1.

2. По данным таблицы 7.6 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 полученным трём экспериментальным точкам). Точки пересечения осей координат с аппроксимирующей прямой обозначить  $\ln \tau^0$  и  $\ln C_{\text{отн}}^0$ , соответственно (см. рис. 7.1). Определить порядок реакции по тиосульфату натрия  $\alpha$  по формуле:

$$\alpha = -\text{tg } \varphi = \ln \tau^0 / \ln C_{\text{отн}}^0$$

Округлить полученное значение порядка реакции по тиосульфату натрия до целого числа.

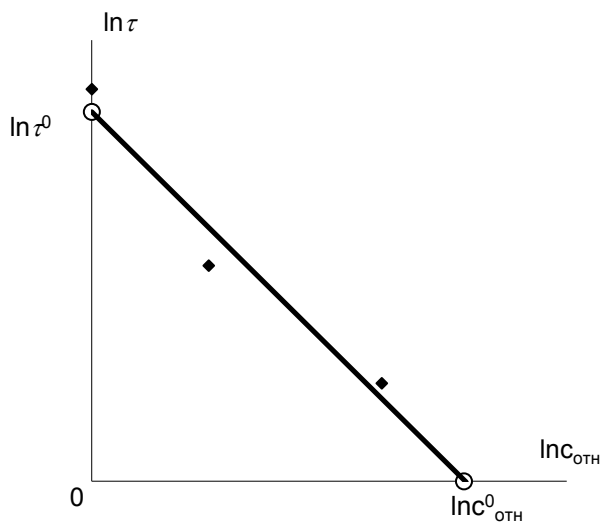


Рис. 7.1. К определению порядка реакции графическим способом.

Опыт 2

1. По данным таблицы 3 заполнить таблицу 7.7.

Таблица 7.7

№ п/п	Температура T, К	Время реакции $\tau$ , с	$\gamma$	$E_a$ , кДж/моль
1	$T_1$		$\gamma_1$	$E_{a, 1}$
2	$T_2$		$\gamma_2$	$E_{a, 2}$
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: название опыта; экспериментальные данные (описание хода эксперимента, таблицы); обработка экспериментальных данных (таблица, графики, расчеты, значение константы скорости, кинетическое уравнение); вывод по опыту 1.
4. Опыт 2: название опыта; экспериментальные данные; обработка экспериментальных данных; вывод по опыту 2.
5. Опыт 3: название опыта; экспериментальные данные; уравнение соответствующей реакции. Почему скорость растворения мела в этих двух случаях различна? Вывод по опыту 3.

6. Опыт 4: название опыта; экспериментальные данные; уравнения реакций взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом калия и восстановления железа (III) в железо (II) тиосульфатом натрия:  $2\text{Fe}(\text{SCN})_3 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2\text{Fe}(\text{SCN})_2 + 2\text{NaSCN}$ . Что являлось катализатором в данном опыте? Вывод по опыту 4

7. Опыт 5: название опыта; экспериментальные данные; уравнения реакции взаимодействия хлорида железа (III) с роданидом калия. Ответы на вопросы: 1) Как смещается равновесие при добавлении к реакционной системе хлорида железа и роданида аммония? 2) Какой из реагентов и почему больше смещает равновесие реакции в сторону образования продуктов реакции? 3) Как влияет на положение равновесия добавление в систему роданида аммония? В какую сторону смещается равновесие реакции? Вывод по опыту 5.



## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Ахметов Н.С.* Общая и неорганическая химия. СПб.: Лань, 2014.
2. *Глинка Н.Л.* Общая химия. М.: КНОРУС, 2016.
3. Общая химия: Сборник задач / Д.Э Чиркст, Т.Е. Литвинова, О.В. Черемисина и др. СПб: Изд-во СПГГИ, 2008.
4. Суворов А. В. Общая химия: Учебник для вузов / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. СПб.: Химиздат, 2007.

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	3
Лабораторная работа № 1. Определение эквивалентной массы металла .....	4
Лабораторная работа № 2. Исследование Реакций в растворах электролитов.....	9
Лабораторная работа № 3. Исследование комплексных соединений .....	14
Лабораторная работа № 4. Приготовление раствора и определение его концентрации.....	19
Лабораторная работа № 5. Исследование гидролиза солей .....	23
Лабораторная работа № 6. Исследование окислительно-восстановительных реакций.....	26
Лабораторная работа № 7. Исследование скорости химических реакций и химического равновесия.....	30
Библиографический список.....	35

## **ХИМИЯ**

*Методические указания к лабораторным работам  
для студентов бакалавриата направлений 23.03.01, 23.03.03*

Сост.: *В.Е. Коган, Т. С. Шахпаронова В. А. Черняев*

Печатается с оригинал-макета, подготовленного кафедрой  
общей химии

Ответственный за выпуск *В.Е. Коган*

Лицензия ИД № 06517 от 09.01.2002

Подписано к печати 27.05.2022. Формат 60×84/16.  
Усл. печ. л. 2,4. Усл.кр.-отг. 2,4. Уч.-изд.л. 2,1. Тираж 50 экз. Заказ 326.

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