

ХИМИЯ

ЧАСТЬ 1

*Методические указания к лабораторным работам
для студентов бакалавриата направления 21.03.01*

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2020**

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

Кафедра общей химии

ХИМИЯ

ЧАСТЬ 1

*Методические указания к лабораторным работам
для студентов бакалавриата направления 21.03.01*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2020

УДК 546 (073)

ХИМИЯ. Часть 1: Методические указания к лабораторным работам / Санкт-Петербургский горный университет. Сост.: *А.А. Кужаева, П.В. Згонник*. СПб, 2020. 52 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 21.03.01 «Нефтегазовое дело».

Научный редактор проф. *В.Е. Коган*

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

© Санкт-Петербургский
горный университет, 2020

ХИМИЯ

ЧАСТЬ 1

***Методические указания к лабораторным работам
для студентов бакалавриата направления 21.03.01***

Сост.: А.А. Кужаева, П.В. Згонник

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. 3,0. Усл.кр.-отт. 3,0. Уч.-изд.л. 2,8. Тираж 75 экз. Заказ 506.

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

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторные работы по общей 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.

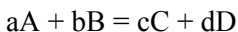
Общие сведения

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:

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

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 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 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, м³; 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 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 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

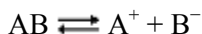
Электролитом называют вещество, молекулы которого способны в растворе распадаться на ионы под действием полярных молекул растворителя. Сам процесс распада на ионы называется *электролитической диссоциацией*.

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 CO_2 , NH_3 и т. д., оксиды, кислотные остатки (например, 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.

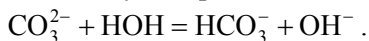
Общие сведения

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:

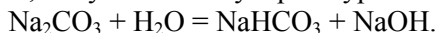
Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой. Гидролизуется анион слабой кислоты: $A^- + H_2O = HA + OH^-$, в растворе появляются ионы OH^- , поэтому среда – щелочная, $pH > 7$. Например, Na_2CO_3 образован сильным основанием $NaOH$ и слабой угольной кислотой H_2CO_3 . Диссоциация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



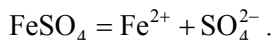
С водой взаимодействует карбонат-ион по реакции:



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:

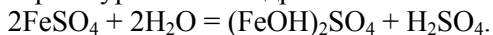


С водой реагирует остаток слабого основания – катион Fe^{2+} :



Так как в ходе гидролиза образуются ионы H^+ , то среда в растворе FeSO_4 будет кислой.

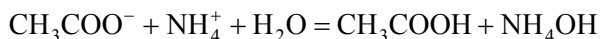
Молекулярное уравнение гидролиза:



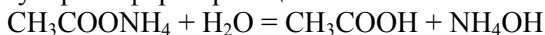
Степень гидролиза солей этих двух групп невелика, не превышает нескольких процентов. Поэтому гидролиз многозарядных ионов протекает не далее первой ступени, то есть ограничивается взаимодействием иона только с одной молекулой воды.

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 CH_3COONa образован слабым основанием NH_4OH и слабой кислотой CH_3COOH , соответственно с водой взаимодействует и катион аммония и ацетат-ион:

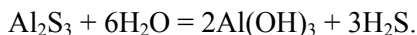


Молекулярная форма реакции:



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 рН 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 ацетата натрия. Укрепить пробирку в штативе и опустить в водяную баню, нагретую до кипения. Отметить образование осадка основной соли алюминия $Al(OH)_2CH_3COO$.

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

Опыт 3. Факторы, влияющие на степень гидролиза солей.

А. Влияние силы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.

В три пробирки налить равные объемы 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 OH^- более высокая?

Степень гидролиза какой соли больше? Почему?

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

В растворе какой соли концентрация ионов H^+ 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 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

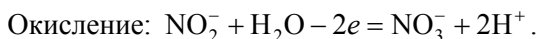
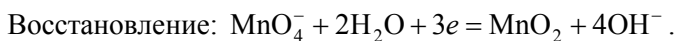
повышает степень окисления. Элемент-окислитель при окислительно-восстановительной реакции восстанавливается (принимает электроны на валентную оболочку), а восстановитель окисляется (отдает электроны).

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

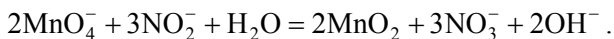


Определяют степени окисления переменновалентных элементов, окислитель и восстановитель. Калий, кислород и водород имеют постоянные значения степеней окисления, указанные выше. По балансам зарядов вычисляем $z_{\text{Mn}} = +7$, $z_{\text{N}} = +3$. Поскольку марганец в высшей степени окисления, равной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

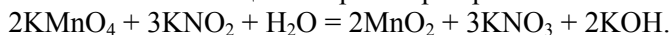
Составляют ионные уравнения полуреакций окисления и восстановления. Для уравнивания числа атомов кислорода добавляют воду и ионы: H^+ в кислой среде или OH^- в щелочной среде.



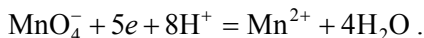
Приводят число электронов к наименьшему общему кратному, в примере к 6. Для этого уравнения полуреакций домножают на соответствующие коэффициенты, в примере на 2 и 3. Суммируют уравнения полуреакций, сокращая одинаковые члены в левой и правой частях и учитывая нейтрализацию $\text{H}^+ + \text{OH}^-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



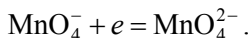
Составляют молекулярное уравнение реакции путем добавления к ионам имеющихся в растворе противоионов:



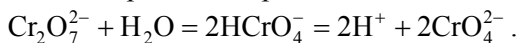
Глубина восстановления перманганата зависит от кислотности среды. В кислой среде перманганат восстанавливается до степени окисления +2 согласно полуреакции:



В нейтральной среде, ввиду недостатка ионов H^+ , восстановление идет до MnO_2 по приведенной в примере полуреакции. В щелочной среде восстановление заканчивается уже на стадии образования Mn(6+) в форме манганат-иона 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 H^+ , равновесие смещается влево, и хром находится в растворе в форме оранжевого дихромата. В щелочной среде, когда ионы 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; 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. Обратит 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). 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 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?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6. 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 $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ равно 6, координационное число платины в $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ равно 4. Однако в $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{SO}_4)]\text{Cl}$ лигандов пять, а координационное число кобальта равно 6, поскольку сульфат-ион бидентатен.

Оборудование и реактивы

В лаборатории: пробирки – 5 шт. 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, 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 раствора аммиака, который находится в штативе с реактивами. В пробирке образуется студенистый осадок сульфата гидроксоникеля. Добавить в вытяжном шкафу 4–10 капель концентрированного раствора аммиака до полного растворения осадка. Обратите внимание на окраску раствора, обусловленную образованием в растворе катиона гексаамминоникеля (2+). К полученному раствору добавить 1 мл насыщенного раствора 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. Поместить в две пробирки по 10 капель раствора сульфата меди. В первую пробирку добавить 2 капли раствора соли бария. На присутствие какого иона указывает выпавший осадок? Во вторую пробирку внести кусочек гранулированного олова и наблюдать выделение на его поверхности красноватого налета меди.

Получить комплексное соединение меди, для чего поместить в пробирку несколько капель раствора сульфата меди и по каплям добавлять концентрированный раствор аммиака. Наблюдать растворение выпавшего вначале осадка основного сульфата меди и изменение цвета раствора при образовании комплексного сульфата тетраамминомеди (II).

Полученный раствор разделить в две пробирки и провести те же два опыта, которые были проделаны с раствором медного купороса. Выпадает ли осадок при добавлении хлорида бария? Выделяется ли медь на грануле олова? Написать уравнения всех проведенных реакций. Есть ли различие в поведении сульфата меди и комплексной соли по отношению к каждому добавленному реактиву?

Учитывая, что данные по мольной электропроводности раствора комплексного соединения указывают на диссоциацию его на 2 иона, написать его формулу и уравнение электролитической диссоциации.

Опыт 4. Получение тетраиодовисмутата 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. Получение комплексного йодида ртути. Налить в пробирку 3-4 капли раствора нитрата ртути (II) и добавить 1-2 капли раствора иодида калия. Отметить цвет образующегося осадка диiodида ртути. В пробирку по каплям добавить избыток раствора иодида калия до полного растворения полученного осадка, которое обусловлено образованием в растворе комплексных анионов тетраiodомеркурата. Этот анион можно выделить в осадок ионами серебра: в пробирку добавить 1-2 капли раствора нитрата серебра. Отметить цвет осадка и записать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Каков цвет полученного раствора? Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов K^+ , I^- , Hg_2^{2+} ? Какой из этих

ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он мог образовать в данном растворе сложный ион?

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

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

Опыт 7. Образование труднорастворимого гексацианоферрата (III).

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

Б. Налить в пробирку 3-4 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Добавить 2-3 капли раствора сульфата железа (II). Отметить окраску образующегося осадка, который в прошлом веке называли турнбулевой синью. В настоящее время установлено, что берлинская лазурь и турнбулева синь – одно и то же вещество, а именно: гексацианоферрат (III) железа (II) $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$. Данная реакция служит для обнаружения катионов Fe^{2+} .

Запишите уравнения всех проведенных реакций в молекулярной и ионной формах.

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.
4. Выводы.

Контрольные вопросы

1. Какие соединения называются координационными или комплексными?
2. Каковы основные структурные единицы комплексного соединения?
3. Каков тип связи во внутренней сфере комплексного соединения?
4. Что такое координационное число?
5. Как оценить дентатность лиганда?
6. Как диссоциируют комплексные соединения?
7. Как протекает диссоциация координационной части комплексного соединения?

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

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

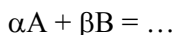
Большинство химических реакций являются обратимыми. Все обратимые процессы протекают не полностью, а лишь до состояния равновесия, которое характеризуется величиной константы химического равновесия. Изменение внешних условий вызывает смещение равновесия. Если изменение условий вызвало рост концентрации продуктов реакции, то говорят: равновесие сместилось в сторону прямой реакции. Напротив, уменьшение выхода продуктов означает смещение равновесия в сторону обратной реакции

Средняя скорость реакции равна изменению молярной концентрации реагента в единицу времени при постоянстве объема системы. Единица измерения в СИ: моль/м³с. Истинная скорость реакции равна модулю производной концентрации по времени:

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

Скорость реакции пропорциональна числу столкновений между молекулами реагентов, которое определяется произведением их концентраций. Если в акте реакции участвуют несколько молекул одного из реагентов, то его концентрацию надо перемножить

соответствующее число раз, то есть возвести в степень. Для одностадийной реакции типа:



скорость будет равна:

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

где $[A]$ и $[B]$ – молярные концентрации реагентов, k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции. Константа скорости не зависит от времени протекания реакции и концентрации реагентов, но зависит от природы участников реакции, температуры и присутствия катализаторов. Если реакция протекает в несколько стадий, то значения α и β равны стехиометрическим коэффициентам в уравнении самой медленной стадии реакции, лимитирующей скорость всего процесса. Их называют частными порядками реакции по данным реагентам. Общий порядок реакции n равен сумме частных порядков:

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

Реакция разложения тиосульфата натрия, которую мы будем изучать в данной работе, является процессом первого порядка, $n = 1$. Следовательно, скорость пропорциональна концентрации тиосульфата в первой степени:

$$-dC/d\tau = kC$$

Проинтегрируем это уравнение от исходной концентрации C_0 до концентрации в текущий момент времени C_τ :

$$\ln \frac{C_0}{C_\tau} = k\tau$$

Полученное уравнение позволяет рассчитать концентрацию реагента в любой момент времени. Необходимое для расчетов значение константы скорости определяют по экспериментальной зависимости концентрации реагента от времени протекания реакции. Для реакции первого порядка зависимость $\ln C = f(\tau)$ прямолинейная, при этом ее угловой коэффициент равен константе скорости.

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»:

$$\gamma = \frac{V_{T+10}}{V_T} \cong 2 - 4,$$

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

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

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

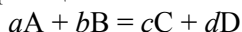
где R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль·К; k_{\max} – предэкспоненциальный фактор, имеющий смысл максимально возможного значения константы скорости при нулевой энергии активации или бесконечно высокой температуре, когда все столкновения молекул реагентов становятся активными. Уравнение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

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

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

Аррениуса, можно рассчитать скорость реакции при любой заданной температуре.

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



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

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

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

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

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

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

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

На практике важно добиться максимально возможного смещения равновесия в сторону прямой реакции (или обратной, если

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

Оборудование и реактивы

В лаборатории: термометр, пробирки – 7 шт., химический стакан объемом 150 мл; мел (карбонат кальция). 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 – 15% раствор.

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 6.1 и перемешать.

Таблица 7.1

Номер пробирки	Число капель			
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_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 τ , 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.

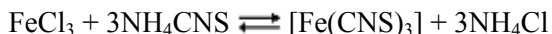
Опыт 3. Влияние величины поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе. Взять два небольших по возможности одинаковых кусочка мела. Один из них положить на кусочек фильтровальной бумаги и стеклянной палочкой измельчить его в порошок. Полученный порошок поместить в пробирку. Второй кусочек мела целиком опустить в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавить одинаковое количество (10–20 капель) 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 NH_4CNS 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 FeCl_3 ; в третью пробирку добавить 1 – 2 капли *концентрированного* раствора NH_4CNS ; 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 τ , с
1	1 (4/13)	
2	2 (8/13)	
3	3 (12/13)	

Опыт 2

Таблица 7.3

№ пробирки	Температура, °C	Время реакции τ , с
1		
2		
3		

Опыт 3

Таблица 7.4

№ пробирки	Состав системы	Время, τ , сек.
1	Мел кусочком + HCl	
2	Мел в порошке + HCl	

Опыт 4

Таблица 7.5

№ пробирки	Состав системы	Время τ , с
1	10 капель NH_4CNS конц. 1 капля FeCl_3 конц. 10 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	
2	10 капель NH_4CNS конц. 1 капля FeCl_3 конц. 10 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 1 капля CuSO_4 разб.	

Опыт 5

Таблица 7.6

№ пробирки	Состав системы	Добавленный реактив	Наблюдения
1капель FeCl_3 разб.капель NH_4CNS разб.	нет	
2		FeCl_3	
3		NH_4CNS	
4		NH_4Cl	

Обработка экспериментальных данных

Опыт 1

1. Заполнить таблицу 7.6.

Таблица 7.7

№ пробирки	$C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ (относительные единицы)	$\ln C_{\text{отн}} = \ln(C_i/C_1)$	Время реакции τ , с	Скорость реакции $\nu = 1/\tau$, с^{-1}
1	1	0		
2	2	0,693		
3	3	1,10		

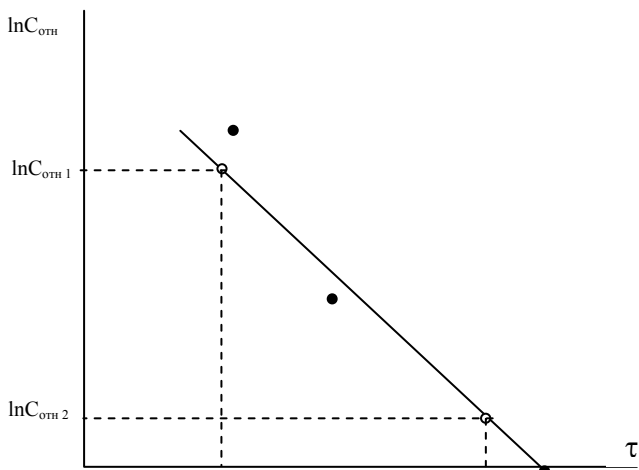


Рис. 1. График зависимости в координатах $\ln C_{\text{отн}} - \tau$

2. По данным таблицы 7.7 построить график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

3. По данным таблицы 7.7 построить график зависимости в координатах $\ln C_{\text{отн}} - \tau$. Провести линию тренда – должна быть прямая зависимость. Определить тангенс угла наклона прямой. Значение тангенса угла наклона соответствует величине константы скорости реакции.

1. Выбрать на графике 2 точки подальше друг от друга.

2. По осям координат определить значения $\ln C_{\text{отн}}$ и τ для этих точек (см. рис.).

$$3. \operatorname{tg} \alpha = \frac{\ln C_{\text{отн.1}} - \ln C_{\text{отн.2}}}{\tau_1 - \tau_2}.$$

4. Составить кинетическое уравнение, учитывая, что порядок реакции по обоим реагирующим веществам равен 1.

Опыт 2

1. По данным таблицы 7.3 заполнить таблицу 7.8.

Таблица 7.8

Зависимость скорости реакции от температуры

№ п/п	Температура T , К	Время реакции τ , сек.	Скорость реакции $v = 1/\tau$, с^{-1}	γ	E_a , кДж/моль
1	T_1			γ_1	$E_{a,1}$
2	T_2				$E_{a,2}$
3	T_3				

2. Значение температурного коэффициента (коэффициента Вант-Гоффа) рассчитать по формуле:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

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

3. Значение энергии активации рассчитать исходя из формулы:

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

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 , 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.

Контрольные вопросы

1. Что называется скоростью химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
3. Что называется порядком реакции по данному веществу?
4. Что такое общий (суммарный) порядок реакции?
5. От каких факторов зависит величина константы скорости реакции?
6. Как влияет величина концентрации реагирующих веществ на скорость процесса?
7. Что называется кинетическим уравнением реакции?
8. Как влияет температура на скорость реакции?
9. Как формулируется правило Вант-Гоффа?
10. Какие величины входят в уравнение Аррениуса?
11. Что такое энергия активации?
12. За счет изменения какой величины катализаторы влияют на скорость процесса?
13. Что такое химическое равновесие?
14. Что такое константа равновесия?
15. Какие факторы влияют на положение химического равновесия?

16. От каких факторов зависит величина константы равновесия?

17. Какова формулировка принципа Ле-Шателье?

18. Как влияют катализаторы на положение химического равновесия и константу равновесия?

19. Как на основании экспериментальных данных определить константу скорости реакции первого порядка?

20. Как на основании экспериментальных данных определить величину энергии активации?

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
Лабораторная работа № 6. Исследование комплексных соединений.....	33
Лабораторная работа № 7. Исследование скорости химических реакций и химического равновесия.....	39
Библиографический список.....	51