

# **ХИМИЯ**

*Методические указания к лабораторным работам  
для студентов бакалавриата направлений 27.03.01,  
27.03.03 и 27.03.04*

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ  
2019**

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 27.03.01,  
27.03.03 и 27.03.04*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ  
2019

УДК 54(073)

**ХИМИЯ:** Методические указания к лабораторным работам / Санкт-Петербургский горный университет. Сост.: *Т.С. Шахпаронова, В.Е. Коган, К.Г. Каранетян*. СПб, 2019. 75 с.

Методические указания предназначены для оказания помощи студенту при выполнении лабораторных работ. Они содержат правила работы в лаборатории, включающие краткие указания по технике безопасности, методики проведения опытов и обработки результатов, требования к оформлению отчетов по лабораторным работам.

Предназначены для студентов бакалавриата направлений 21.03.01 «Стандартизация и метрология», 27.03.03 «Системный анализ и управление» и 27.03.04 «Управление в технических системах».

Научный редактор проф. *В.Е. Коган*

Рецензент доц. *И.Ю. Тихомирова* (Российский государственный педагогический университет им. А.И. Герцена)

## ВВЕДЕНИЕ

Основная цель лабораторных занятий – связать теоретические знания с практической деятельностью, развить навыки самостоятельной работы и применения теоретических знаний для решения практических задач, в частности, приобрести навыки обработки различных видов информации, в том числе с использованием компьютерной техники; углубить и закрепить знания, полученные на лекциях и в процессе самостоятельной работы обучающихся с учебной и научной литературой; обеспечить живое, творческое обсуждение учебного материала в форме дискуссии, обмена мнениями по рассматриваемым вопросам.

При подготовке к лабораторным работам необходимо ознакомиться с методическими указаниями и уяснить:

- цель работы;
- используемое оборудование и реактивы;
- содержание работы;
- правила техники безопасности;
- порядок выполнения работы;
- результаты, которые должны быть получены в процессе выполнения работы;
- обработку результатов эксперимента;
- требования к отчету по работе.

Рекомендуется следующий порядок выполнения лабораторных работ. В начале семестра студенты получают у преподавателя график выполнения лабораторных работ. Студенты должны приходиться на лабораторную работу заранее подготовленными: иметь при себе методические указания к лабораторной работе и бланк протокола лабораторной работы. Протокол заполняется студентом в ходе выполнения лабораторного практикума. Содержание протокола имеется в методических указаниях к лабораторной работе.

Перед выполнением лабораторной работы студенты должны получить к ней допуск. Для допуска требуется знание теоретических основ выполняемой работы в пределах данных методических указаний, хода ее выполнения, порядка записи и обработки результатов измерений и вычисления погрешностей, наличие протокола ведения

эксперимента, содержащего необходимые исходные данные и таблицы для записи экспериментальных данных.

Полученные результаты эксперимента должны быть сразу занесены в протокол. Он должен быть выполнен по возможности аккуратно, в протокол необходимо занести все экспериментальные данные, концентрации использованных растворов и др. В конце работы экспериментальные данные предъявляются преподавателю. Протокол является неотъемлемой частью отчета и должен быть подписан преподавателем. Исправления, корректор в протоколе не допускаются. Новые измерения должны заноситься ниже прежних и опять подписываться преподавателем. Отчет без подписанного протокола на проверку не принимается, а лабораторная работа выполняется вновь.

Результат выполненной лабораторной работы оформляется в виде отчета, который сдается преподавателю не позднее начала следующей лабораторной работы. Отчет должен содержать:

- титульный лист с указанием темы работы;
- цель работы;
- ход эксперимента;
- экспериментальные данные;
- обработку экспериментальных данных;
- вывод.

Титульный лист работы набирается на компьютере. Сам отчет выполняется вручную на одной стороне листа формата А4. При наличии чертежей они выполняются карандашом на миллиметровой бумаге и вклеиваются. Все листы скрепляются степлером. При наличии у преподавателя замечаний по отчету студент выполняет работу над ошибками и соответствующие листы прикрепляет в конце отчета. При наличии в отчете результатов, не подлежащих исправлению, отчет возвращается студенту для переделки лабораторной работы.

На титульном листе принятого отчета преподаватель отмечает «К защите». При защите лабораторной работы, студент помимо всего перечисленного выше, должен владеть теоретическим материалом по разделу, к которому относится работа. Без этого лабораторная работа не может быть засчитана как защищенная.

## ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

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

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

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

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

Смешивать жидкости, при взаимодействии которых выделяется теплота, можно только в химической посуде из термостойкого стекла.

Все полученные растворы после работы выливают не в раковину, а в сборники с соответствующими надписями, которые установлены в вытяжном шкафу.

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

Реактивы размещены в вытяжном шкафу и в установленных на каждом рабочем месте штативах. Тара для жидких реактивов снабжена капельницами или пипетками для отбора растворов в рабочие пробирки. Сухие реагенты отбирают с помощью шпателей.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МЕТАЛЛА

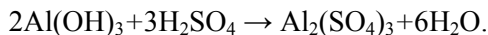
**Цель работы:** усвоить одно из основных химических понятий – понятие об эквиваленте – и научиться определять его количественное значение.

### *Общие сведения*

**Закон эквивалентов:** все вещества реагируют и образуются в количествах, пропорциональных их эквивалентам, т.е. в эквивалентных количествах (Рихтер, 1800).

**Эквивалент** – реальная или условная частица вещества, которая эквивалентна (равноценна) одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Рассмотрим реакцию взаимодействия гидроксида алюминия с серной кислотой, уравнение которой:

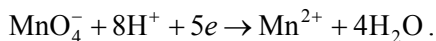


Из уравнения следует, что 2 моль  $\text{Al}(\text{OH})_3$  взаимодействует с 3 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , при этом образуется 1 моль  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и 6 моль  $\text{H}_2\text{O}$ . Таким образом, количество вещества реагентов и продуктов (пропорциональное стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции) неодинаково.

Теперь рассмотрим количество вещества эквивалентов реагентов, участвующих в данной реакции. 6 моль эквивалентов  $\text{Al}(\text{OH})_3$  взаимодействует с 6 моль эквивалентов  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , при этом образуется 6 моль эквивалентов  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и 6 моль эквивалентов  $\text{H}_2\text{O}$ . Таким образом, количества веществ эквивалентов реагентов и продуктов всегда одинаково.

В рассмотренной реакции шести ионам водорода соответствуют две частицы  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , т.е. 1 эквивалент  $\text{Al}(\text{OH})_3 = 1/3 \text{Al}(\text{OH})_3$ .

Рассмотрим реакцию, уравнение которой



В этой реакции пяти электронам соответствует одна частица  $\text{MnO}_4^-$ , т.е 1 эквивалент  $\text{MnO}_4^- = 1/5 \text{MnO}_4^-$ .

В рассмотренных примерах  $1/3$  и  $1/5$  – **фактор эквивалентности**  $f_{\text{экв}}$ .

Масса одного эквивалента вещества – **эквивалентная масса**  $M_{\text{экв}}$  (ее обозначают и через  $\mathcal{E}$  или  $\mathcal{E}_M$  и называют эквивалентом)

$$M_{\text{экв}} \equiv \mathcal{E} \equiv \mathcal{E}_M = f_{\text{экв}} M,$$

где  $M$  – молярная масса, т.е. эквивалентная масса измеряется в г/моль. Тогда, учитывая, что

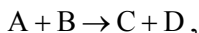
$$f_{\text{экв}} = 1/z,$$

имеем

$$\mathcal{E} = M/z,$$

где  $M$  – молярная масса элемента, оксида, кислоты, основания или соли, г/моль;  $z$  – **эквивалентное число**: степень окисления элемента в продукте реакции, произведение числа атомов элемента и степени окисления элемента в оксиде, основность кислоты, кислотность основания, произведение числа атомов металла и степени окисления металла в соли.

По закону эквивалентов для реакции, схема которой



имеем

$$m_A : m_B : m_C : m_D = \mathcal{E}_A : \mathcal{E}_B : \mathcal{E}_C : \mathcal{E}_D$$

или

$$\frac{m_A}{\mathcal{E}_A} = \frac{m_B}{\mathcal{E}_B} = \frac{m_C}{\mathcal{E}_C} = \frac{m_D}{\mathcal{E}_D},$$

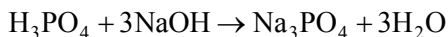
где  $m$  – масса вещества.



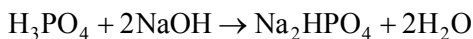
Отсюда следует другая формулировка **закона эквивалентов**: массы взаимодействующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам (эквивалентам).

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{\mathcal{E}_A}{\mathcal{E}_B}.$$

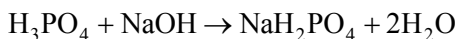
При использовании понятия «эквивалент» всегда необходимо указывать, к какой именно реакции оно относится.



$$\mathcal{E}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M}{3};$$



$$\mathcal{E}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{M}{2};$$



$$\mathcal{E}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = M.$$

### ***Контрольные вопросы***

1. Что называется эквивалентом?
2. Как вычислить эквивалентную массу кислоты, зная ее молярную массу?
3. Как вычислить эквивалентную массу основания, зная его молярную массу?
4. Как вычислить эквивалентную массу соли, зная ее молярную массу?
5. Как определить эквивалентную массу химического элемента, если известна его степень окисления?
6. Как формулируется закон эквивалентов?

### ***Оборудование и реактивы***

Получить у преподавателя: штатив – 1 шт., лапа – 2 шт., кристаллизатор – 1 шт., колбу Вюрца объемом 50 мл с присоединенной изогнутой стеклянной трубкой – 1 шт., резиновую пробку – 1 шт., фильтровальную бумагу, термометр – 1 шт., барометр – 1 шт., бюретку объемом 25 мл – 1 шт., навеску исследуемого металла с указанной массой – 1 шт., пластиковую линейку длиной не менее 30 см. 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 Бунзена (стеклянную трубку с делениями и затвором в виде шарика в резиновой трубке). Проверить надежность затвора.

2. Закрыв верхнее отверстие пальцем, перевернуть бюретку и опустить ее в кристаллизатор с водой. Палец убрать под водой, при этом вода из бюретки не вытечет.

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

4. В колбу Вюрца (круглодонная колба с боковым отводом) при помощи мерного цилиндра отобрать 7 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 переводят в вертикальное положение, сбрасывая навеску металла в кислоту. В результате реакции выделяется водород, который вытесняет воду из бюретки. Во время протекания

реакции не следует держать колбу в руках во избежание ее нагрева и искажения результатов за счет теплового расширения газа.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$$p = p_{\text{атм}} - p_1 - p_2,$$

где  $p_1$  – давление столба воды в бюретке, Па,  $p_1 = 9,8h\rho$ , где 9,8 – ускорение свободного падения  $\text{м/с}^2$ ;  $\rho$  – плотность воды, равная  $1 \text{ г/см}^3$ ;  $p_2$  – давление насыщенного водяного пара, которое находят по табл. 1.1

*Таблица 1.1*

### Зависимость давления насыщенного водяного пара от температуры

$T, \text{ К}$	278	288	293	298	303	308
$p_2, \text{ Па}$	1226,4	1706,2	2332,7	3172,5	4238,9	5625,3

2. Массу выделившегося водорода  $m_{\text{H}_2}$  вычисляют по уравнению Клапейрона – Менделеева:

$$m_{\text{H}_2} = \frac{M_{\text{H}_2} pV}{RT},$$

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

3. Вычислить эквивалент металла по закону эквивалентов:

$$\mathcal{E}_{\text{Me}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{H}} m_{\text{Me}}}{m_{\text{H}_2}},$$

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

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

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

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

### *Содержание отчета по лабораторной работе*

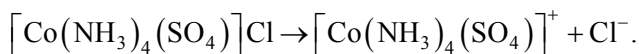
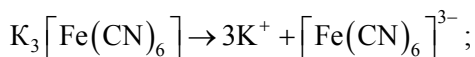
1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Ход эксперимента.
4. Экспериментальные данные (переносятся в отчет из протокола к лабораторной работе).
5. Обработка экспериментальных данных.
6. Вывод.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2. ИССЛЕДОВАНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

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

### *Общие сведения*

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



В первом случае в растворе практически отсутствуют цианид-ионы, поэтому соединение не относится к сильнодействующим ядам. Второе соединение будет давать в растворе качественную реакцию на хлорид-ион (образование осадка  $AgCl$ ) и 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, соответственно, внешняя сфера отсутствует, например  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ .

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

Число связей, образуемых лигандом с центральным атомом, называют **дентатностью лиганда**. Например,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NH}_3$  – монодентатные лиганды, а этилендиамин, сульфат-ион – бидентатные лиганды. Число связей, образуемых центральным атомом с лигандами, называют **координационным числом**. Если лиганды монодентатные, координационное число равно числу лигандов: в первом примере – 6, в третьем примере – 4. Однако во втором примере число лигандов равно 5, а координационное число кобальта – 6, поскольку сульфат-ион бидентатен.

### ***Контрольные вопросы***

1. Какие соединения называются 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?

### *Оборудование и реактивы*

В штативах на рабочем месте: хлорид калия, хлорид натрия, сульфат никеля (II), гидроксид аммония, сульфат меди (II), хлорид бария, хлорид кадмия (II), гидроксид натрия (калия), иодид калия, нитрат висмута (III), сульфат кобальта (II), сульфат цинка (II), хлорид железа (III), роданид аммония (калия), оксалат аммония. В вытяжном шкафу: перманганат калия, гидроксид аммония – концентрированный раствор, азотная кислота 2 н раствор, гидроксид натрия (калия) – 6 н раствор, соляная кислота – раствор концентрацией 15 %, соляная кислота – 2 н раствор, серная кислота – 2 н раствор. Получить у преподавателя: пробирки – 5 шт.; нитрат серебра (I), нитрат ртути (II), гексацианоферрат (II) калия, гексацианоферрат (III) калия, сульфат железа (II), гексанитрокобальтат (III) натрия, хлорид хрома (III) – растворы концентрацией 5 %; бромид калия – насыщенный раствор; бензол; олово металлическое; цинк металлический.

### *Выполнение работы*

#### *Образование комплексных соединений*

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

**Опыт 2. Получение амминокомплекса никеля.** Налить в пробирку 3 – 4 капли раствора сульфата никеля (II). Добавить каплю

разбавленного раствора гидроксида аммония, который находится в штативе с реактивами. В пробирке образуется студенистый осадок сульфата гидроксоникеля (II). Добавить в вытяжном шкафу 4 – 10 капель концентрированного раствора гидроксида аммония до полного растворения осадка. Обратите внимание на окраску раствора, обусловленную образованием в растворе катиона гексаамминоникеля(2+). К полученному раствору добавить 1 мл насыщенного раствора бромид натрия (или бромид калия). Должен выпасть осадок бромид гексаамминоникеля (II). Запишите уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

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

Поместить в две пробирки по 10 капель раствора сульфата меди(II). В первую пробирку добавить 2 капли раствора соли бария. 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(II) и по каплям добавлять концентрированный раствор гидроксида аммония. Наблюдать растворение выпавшего вначале осадка гидроксида меди (II) 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 сульфата меди(II). Написать уравнения всех проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

**Опыт 4. Получение тетраиодовисмутата калия.** В пробирку к 3 – 4 каплям раствора нитрата висмута (III) прибавлять по каплям раствор иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута (III). Растворить этот осадок в избытке раствора иодида калия и отметить цвет полученного раствора. Написать уравнения всех проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

**Опыт 5. Получение комплексного аниона иодида ртути (II).** Налить в пробирку 3 – 4 капли раствора нитрата ртути (II) и добавить 1 – 2 капли раствора иодида калия. Отметить цвет образующегося осадка иодида ртути (II). В пробирку по каплям добавить

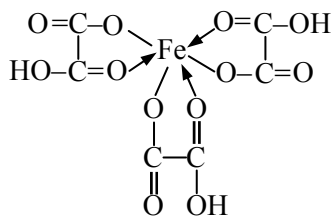


избыток раствора иодида калия до полного растворения полученного осадка, которое обусловлено образованием в растворе комплексных анионов тетраиодомеркурата. Отметить цвет полученного раствора. Этот анион можно выделить в осадок ионами серебра: в пробирку добавить 1 – 2 капли раствора нитрата серебра (I). Отметить цвет осадка. Записать уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

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

**Опыт 6. Образование гидроксиокомплекса цинка (II).** В пробирку налить 3 – 4 капли раствора сульфата цинка (II) и добавить по каплям раствор гидроксида натрия, находящийся в штативе с реактивами, до выпадения осадка гидроксида цинка (II). Затем в вытяжном шкафу добавить по каплям 6 н раствор гидроксида натрия до полного растворения осадка вследствие образования комплексного аниона тетрагидроксиоцинка(2-). Составить уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

**Опыт 7. Внутрикислотные соединения.** В 3 пробирки внести по 3 капли раствора хлорида железа (III). Одну оставить в качестве контрольной. В две другие добавить по 3 капли раствора щелочи. К образовавшемуся осадку в одну из них добавить 12 – 15 капель 2 н щавелевой кислоты, в другую – столько же 2 н лимонной кислоты  $\text{CH}_2(\text{COOH})-\text{C}(\text{OH})(\text{COOH})-\text{CH}_2(\text{COOH})$ . В обе пробирки и в контрольную внести 1 – 2 капли раствора роданида калия или аммония, который образует с ионами  $\text{Fe}^{3+}$  ярко окрашенный роданид железа  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ . Отметьте цвет полученных растворов. При растворении гидроксида железа (III) в щавелевой и лимонной кислотах образуются внутрикислотные соединения, в которых карбоксильные группы кислот присоединяются к комплексообразователю. Для щавелевокислого комплекса формула имеет вид:



***Реакции с участием комплексных соединений,  
не сопровождающиеся разрушением комплексного иона***

Это реакции обмена, в которых комплексные ионы ведут себя аналогично анионам кислородсодержащих кислот, таким как  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$  и т.п.

**Опыт 8. Образование труднорастворимого гексацианоферрата(III).**

**А.** Налить в пробирку 3 – 4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Добавить 2 – 3 капли раствора хлорида железа (III). Отметить окраску образующегося осадка берлинской лазури, используемой для производства художественных красок. Реакция служит для обнаружения катионов  $\text{Fe}^{3+}$ .

**Б.** Налить в пробирку 3 – 4 капли раствора гексацианоферрата (III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Добавить 2 – 3 капли раствора сульфата железа (II). Отметить окраску образующегося осадка, который в прошлом веке называли турнбулевой синью. В настоящее время установлено, что берлинская лазурь и турнбулева синь – одно и то же вещество, а именно: гексацианоферрат (III) железа (II)  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ . Данная реакция служит для обнаружения катионов  $\text{Fe}^{2+}$ .

Запишите уравнения всех проведенных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

**Опыт 9. Образование труднорастворимых гексацианоферратов (II).** Налейте в две пробирки по 3 – 4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. В первую пробирку добавьте 2 – 3 капли раствора сульфата цинка (II), во вторую – столько же раствора суль-

фата меди (II). Отметьте цвета образующихся осадков и запишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

**Опыт 10. Образование труднорастворимого гексанитрокобальтата(III) натрия, калия.** Реакция служит для обнаружения в растворах катионов калия. Налейте в пробирку 3 – 4 капли раствора  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  и добавьте 2–3 капли раствора хлорида калия. Отметьте окраску образующегося осадка комплексной соли  $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  и запишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

*Реакции, сопровождающиеся разрушением комплексных ионов*

**Опыт 11. Образование и разрушение амминокомплекса никеля (II).** Налить в пробирку 3 – 4 капли раствора сульфата никеля (II) и добавить 2 – 3 капли концентрированного раствора гидроксида аммония до полного растворения образующегося в первый момент осадка. Отметить окраску раствора, обусловленную катионом гексаамминоникеля(2+). Добавить несколько капель раствора соляной кислоты концентрацией 15 % до изменения окраски. Записать уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

**Опыт 12. Разрушение комплекса при разбавлении раствора.** Внести в пробирку 2 капли раствора нитрата серебра и добавлять 0,1 н раствор иодида калия по каплям, встряхивая пробирку после каждого добавления. К получившемуся раствору добавить 4 – 5 капель воды. Описать наблюдаемые процессы. Написать уравнения реакций образования иодида серебра и его перехода в комплексное соединение.

**Опыт 13. Разрушение комплекса при осаждении комплексообразователя.** В две пробирки с раствором сульфата меди (II) добавить: в одну раствор оксалата аммония, в другую – сульфида натрия. Написать уравнения реакций и отметить цвета выпавших осадков. В двух других пробирках получить комплексное соединение меди (II), добавив к 4 – 5 каплям раствора  $\text{CuSO}_4$  раствор гидроксида аммония до растворения выпадающего вначале осадка. Отметить цвет полученного комплексного соединения. Написать

уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с гидроксидом аммония, учитывая, что координационное число меди равно четырем.

Испытать действие растворов оксалата аммония и сульфида аммония на полученный раствор комплексной соли меди (II). Добавить в пробирку, где выпал осадок, еще 6 – 7 капель того же реактива и для ускорения коагуляции нагреть пробирку. Отметить изменения окраски. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций, уравнение электролитической диссоциации комплексной соли меди (II) и ее комплексного иона.

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

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

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

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах, результаты проведения реакций.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3. 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*

**Химическая кинетика** – это учение о скорости и механизме процесса и его зависимости от различных факторов, позволяющих ускорить или замедлить ход реакции.

**Предметом химической кинетики** является изучение химической реакции: закономерности ее протекания во времени, зависимость от условий, механизм, связь кинетических характеристик со строением реагентов, энергетикой процесса и физикой активных частиц.

**Объектом исследования химической кинетики** является процесс превращения реагентов в продукты. Изучение кинетикой реакции как процесса обуславливает наличие у нее и специфической методологии – совокупности теоретических концепций и экспериментальных методов, позволяющих изучать и анализировать химическую реакцию как развертывающийся во времени эволюционный процесс.

Химические реакции в своем большинстве являются **сложными**, т.е. в отличие от **простых (элементарных)** химических реакций, протекающих в одну стадию, включают несколько стадий, являющихся **простыми**, или **элементарными**. Простая реакция (элементарная стадия сложной реакции) является совокупностью однотипных **элементарных химических актов**, представляющих собой превращение одной или нескольких находящихся в контакте частиц-реагентов в частицы-продукты за короткий отрезок времени (порядка  $10^{-13}$  с для адиабатических и  $10^{-15}$  с для неадиабатических реакций). Для нее стехиометрическое уравнение реакции описывает реальное взаимодействие (**механизм химической реакции**). В слож-

ных реакциях превращение реагентов в продукты часто происходит через промежуточные элементарные стадии, т.е. стехиометрические уравнения реакций выражают только конечный результат процесса и не отражают истинного механизма химической реакции (уравнение реакции не описывает реальное взаимодействие).

Необходимым условием протекания любой химической реакции является **реакционная способность** реагентов, т.е. наличие у них определенного запаса энергии (**энергии активации**), необходимого для преодоления **потенциального (энергетического) барьера**, разделяющего исходное и конечное состояния системы, т.е. реагенты и продукты.

Скорость химических реакций – один из важнейших кинетических параметров. Наиболее обобщенно **скорость химической реакции** следует определить как количество вещества, прореагировавшего за единицу времени в единице реакционного пространства.

Сформулированное определение скорости химической реакции справедливо для любых сложных реакций и для любого компонента в любых условиях, в том числе в неизотермических. Введение понятия **«реакционное пространство»** обусловлено тем, что при протекании гетерогенных реакций на поверхности пористых твердых тел скорость реакции относят к единице объема или единице массы твердой фазы, а в случае жидких или твердых фаз при известной поверхности – к единице поверхности раздела.

Кривые, характеризующие изменение концентрации реагентов (или связанного с ними свойства системы) во времени в результате протекания химической реакции (ее элементарной стадии для сложных реакций), называют **кинетическими кривыми**. Зависимость концентрации компонента от времени протекания реакции может быть выражена в графической, табличной или аналитической формах. Аналитическое выражение кинетической кривой компонента  $c_i(\tau)$  называется **уравнением кинетической кривой**. Кинетические кривые широко используются на практике, так как тангенс угла наклона касательной к кинетической кривой является графической интерпретацией скорости химической реакции (ее элементарной стадии).

Химическая реакция происходит при столкновении частиц, обладающих определенным запасом энергии, при так называемых **эффективных столкновениях**. Является очевидным тот факт, что увеличение числа частиц, т.е. их концентрации, приводит к увеличению числа столкновений между частицами, а следовательно, к росту скорости химической реакции.

Для простых реакций или элементарных стадий сложных реакций справедлив **закон действующих масс (действия масс)**, установленный Гульдбергом и Вааге (1867) и, как известно, выражающий константу равновесия реакции.

Для химической реакции, схематически представленной как



на основе закона действующих масс скорость будет равна

$$v = k c_A^{n_A} c_B^{n_B} c_D^{n_D},$$

где  $n_A$ ,  $n_B$ ,  $n_D$  – стехиометрические коэффициенты, а  $k$  – коэффициент пропорциональности, называемый **константой скорости реакции**, или **удельной скоростью реакции**. Величина  $k$  численно равна скорости реакции при концентрациях всех реагентов, равных единице. Она является величиной постоянной при данной температуре. Таким образом, константа скорости реакции зависит только от температуры и природы реагентов.

Уравнения приведенного типа, характеризующие зависимость скорости химической реакции от концентрации реагентов, называют **кинетическими уравнениями химических реакций** (химических процессов). Следует подчеркнуть, что данное уравнение справедливо лишь в случае гомогенных реакций. В случае гетерогенных реакций в кинетические уравнения входят только концентрации газообразных (для систем «газ – жидкость» и «газ – твердое тело») или растворенных (для систем «раствор – твердое тело» и «раствор – жидкость») реагентов<sup>1</sup>. При этом по изменению концен-

---

<sup>1</sup> Обычно говорят, что концентрации жидких и твердых реагентов возводятся в нулевую степень.

траций только газообразных или растворенных реагентов можно оценивать скорость реакции.

В соответствии с приведенным кинетическим уравнением скорость простой или элементарной стадии сложной химической реакции пропорциональна концентрациям реагентов, взятым в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Одним из признаков, лежащих в основе кинетической классификации химических реакций, является **порядок реакции**. Различают **частный** (по данному реагенту) и **общий порядок**.

В общем случае кинетическое уравнение может иметь довольно сложный вид, но часто скорость является степенной функцией концентраций реагентов. **Частный порядок реакции**  $n_x$  – это показатель степени при концентрации одного из реагентов в кинетическом уравнении, а **общий порядок (порядок) реакции**  $n$  – сумма показателей степеней при концентрациях всех реагентов. При этом для простых реакций (и элементарных стадий сложных реакций) порядок реакций определяется значениями стехиометрических коэффициентов. Так, для простой гомогенной<sup>2</sup> реакции, схематически представленной выше, частный порядок, например по реагенту А, есть стехиометрический коэффициент  $n_A$  этого реагента в уравнении реакции, а общий порядок реакции равен

$$n = n_A + n_B + n_D.$$

Если рассматриваемая реакция сложная, то кинетическое уравнение имеет вид

$$v = kc_A^x c_B^y c_D^z$$

и называется **кинетическим уравнением в алгебраической форме**.

Общий порядок этой реакции равен

$$n = x + y + z.$$

---

<sup>2</sup> Для гетерогенных реакций частные порядки по жидким и твердым реагентам равны нулю.

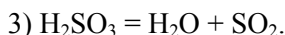
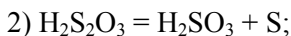
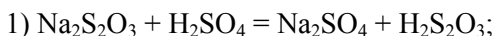


Кинетическое уравнение в алгебраической форме показывает, что скорость реакции в каждый момент времени пропорциональна произведению наличных, возведенных в некоторые степени концентраций реагентов (*основной закон кинетики*). В этом уравнении  $x$ ,  $y$ ,  $z$  – порядки реакции по реагентам А, В, D, т.е. показатели степени, в которые надо возвести концентрации соответствующих реагентов, чтобы получить экспериментально наблюдаемую скорость реакции.

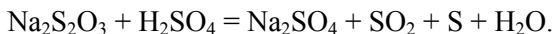
Для определения частного порядка реакции используют *способ избыточных концентраций (метод изоляции или метод избытка)*. Опытные данные обычно получают по зависимости концентрации рассматриваемого реагента от времени в условиях избыточных концентраций всех реагентов, кроме исследуемого.

В изучаемой в настоящей работе реакции между серной кислотой и тиосульфатом натрия возникающая сера в первый момент образует с водой коллоидный раствор. В работе измеряется время от момента сливания до появления едва заметной мути. Время от начала реакции до момента помутнения (голубоватой опалесценции) зависит от скорости реакции. Таким образом, в данном опыте измеряется не скорость реакции, а промежуток времени  $\tau$  между началом реакции и видимым результатом. Этот промежуток времени обратно пропорционален скорости реакции, поэтому величину  $1/\tau$  назовем *условной скоростью реакции* ( $v_{\text{усл}}$ ).

Реакция идет в три стадии:



Суммарное уравнение:



Самая медленная, *лимитирующая стадия реакции* – вторая, следовательно, скорость всего процесса зависит только от кон-

центрации тиосерной кислоты. Так как тиосерная кислота получается в результате реакции ионного обмена, которая идет практически мгновенно, можно считать, что концентрация тиосерной кислоты равна концентрации тиосульфата натрия и скорость всего процесса зависит от концентрации тиосульфата 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»:

$$\gamma = \frac{v_{T+10}}{v_T} = 2 - 4 ,$$

где  $\gamma$  – *температурный коэффициент скорости реакции*.

Причина наблюдаемого столь резкого увеличения скорости реакции с повышением температуры заключается в том, что для акта химического взаимодействия само по себе столкновение частиц исходных веществ еще недостаточно. Для того чтобы столкновение было эффективным, т.е. чтобы реагенты могли прореагировать, они должны, как известно, обладать запасом энергии, равным или большим энергии активации  $E_a$ . С повышением температуры увеличивается число молекул, обладающих повышенными энергиями, что приводит к росту числа активных (эффективных) столкновений и соответственно к увеличению константы скорости и скорости химической реакции.

Температура редко изменяется ровно на 10 К. Поэтому для практических расчетов обычно используют отношение констант скоростей при любых двух температурах, выражая его через температурный коэффициент:

$$\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} .$$

при этом понятно, что показатель степени может быть положительной, отрицательной, целой или дробной величиной.

Следует помнить, что правило Вант-Гоффа дает полуколичественную характеристику влияния температуры. Оно приближенно и было установлено для реакций в растворах, протекающих при сравнительно низких температурах (273 – 373 К). С повышением температуры величина  $\gamma$  не остается постоянной, а уменьшается, стремясь к единице.

Значительно точнее зависимость константы скорости от температуры выражает *уравнение Аррениуса*, которое в наиболее общем виде выглядит следующим образом:

$$\ln k = -\frac{B}{T} + C,$$

где  $B$  и  $C$  являются, по идее, не зависящими от температуры постоянными, характерными для данной реакции. Это уравнение оправдывается на очень большом экспериментальном материале, относящемся к самым различным реакциям как в газах, так и в растворах. Первоначально оно и было получено Аррениусом эмпирически.

Уравнение Аррениуса связывает константу скорости реакции с температурой и энергией активации. Согласно этому уравнению константа скорости реакции находится в экспоненциальной зависимости от температуры:

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}},$$

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

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{R} \frac{1}{T},$$

согласно которой графическая зависимость  $\ln k = f(1/T)$  является линейной. Ее строят по опытным данным. Отрезок, отсекаемый на оси

ординат при экстраполяции прямой, равен  $\ln A$ . Угловым коэффициентом равен  $-E_a/R$ . Определив параметры уравнения Аррениуса, можно рассчитать скорость реакции при любой заданной температуре.

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



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

$$v_+ = k_+ c_A^a c_B^b;$$

$$v_- = k_- c_C^c c_D^d,$$

где  $v_+$ ,  $v_-$  – скорость прямой и обратной реакций;  $k_+$  и  $k_-$  – константа скорости прямой и обратной реакций.

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

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

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

Переход от одного положения равновесия к другому в результате изменения внешних условий называют **смещением (сдви-**

*гом) равновесия.* Если изменение условий вызвало увеличение равновесных количеств веществ продуктов реакции, то говорят о *смещении равновесия в сторону продуктов (вправо)*, а если возрастают равновесные количества веществ реагентов, то говорят о *смещении равновесия в сторону реагентов (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 Ле-Шателье – Брауна: «равновесие смещается в сторону реакции, ослабляющей оказываемое на систему внешнее воздействие». Например, при повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, протекающей с поглощением теплоты. При добавлении в систему одного из реагентов, равновесие смещается в сторону реакции, в которой этот реагент расходуется.

### ***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. Что такое химическое равновесие?
13. Что такое константа равновесия?
14. От каких факторов зависит величина константы равновесия?
15. Какова формулировка принципа Ле-Шателье?

## Оборудование и реактивы

В штативе: тиосульфат натрия – 1 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, серная кислота – 2 н раствор. Получить у преподавателя: термометр, пробирки – 7 шт., химический стакан объемом 150 мл с крышкой (термостат); 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 табл. 3.1 и перемешать.

Таблица 3.1.

Приготовление растворов

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

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

### Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции разложения тиосульфата натрия в кислой среде.

Налить в одну пробирку 10 капель 1 н раствора тиосульфата натрия, в другую – 10 капель 2 н раствора серной кислоты.

Обе пробирки с растворами поместить в термостат (стакан с крышкой, имеющий два отверстия под пробирки и одно – под термометр), отметить температуру по термометру и термостатировать их в течение 1 – 2 минут.

Быстро вылить кислоту в пробирку с раствором тиосульфата, оставив последнюю в термостате. Одновременно включить секундомер и заметить время от сливания растворов до появления в пробирке мути серы.

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.

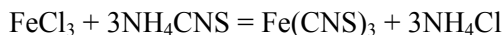
**Опыт 4. Влияние катализатора на скорость реакции.**

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

### **Опыт 5. Влияние концентраций реагентов на равновесие обратимой реакции между хлоридом железа (III) и тиоцианатом аммония.**

В четыре пробирки налить равное число капель 0,0025 н растворов хлорида железа (III) и тиоцианата аммония. Первую пробирку оставить как эталон для сравнения; во вторую пробирку прилить несколько капель концентрированного раствора  $\text{FeCl}_3$ ; в третью пробирку добавить несколько капель концентрированного раствора  $\text{NH}_4\text{CNS}$ ; в четвертую пробирку на кончике шпателя прибавить кристаллический хлорид аммония и взболтать.

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



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

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

#### **Опыт 1.**

*Таблица 3.2*

Зависимость времени реакции от количества тиосульфата натрия

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

#### **Опыт 2.**

*Таблица 3.3*

Зависимость времени реакции от температуры

№ п/п	Температура, °С	Время, $\tau$ , с
1		
2		
3		



**Опыт 3.***Таблица 3.4*

Зависимость времени реакции от степени  
измельчения

№ пробирки	Состав системы	Время $\tau$ , с
1	Мел кусочком + HCl	
2	Мел в порошке + HCl	

**Опыт 4.***Таблица 3.5*

Зависимость времени реакции от состава системы

№ пробирки	Состав системы	Время $\tau$ , с
1	10 капель 0,5 н $\text{NH}_4\text{CNS}$ 1 капля 0,5 н $\text{FeCl}_3$ ,	
2	10 капель 0,5 н $\text{NH}_4\text{CNS}$ 1 капля 0,5 н $\text{FeCl}_3$ , 1 капля $\text{CuSO}_4$ , 1 н	

**Опыт 5.***Таблица 3.6*

Зависимость положения равновесия от состава системы

№ пробирки	Состав системы	Добавленный реактив	Наблюдения
1	.....капель 0,0025н $\text{FeCl}_3$ .....капель 0,0025 н $\text{NH}_4\text{CNS}$	нет	
2		$\text{FeCl}_3$	
3		$\text{NH}_4\text{CNS}$	
4		$\text{NH}_4\text{Cl}$	

## Обработка экспериментальных данных

### Опыт 1

1. Заполнить таблицу 3.7.

Таблица 3.7

Зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия

№ пробирки	$c_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ (относительные единицы)	Время реакции $\tau$ , с	Условная скорость реакции $v_{\text{усл}} = 1/\tau$ , $\text{с}^{-1}$
1	1		
2	2		
3	3		

2. По данным таблицы 3.7 построить график зависимости  $v_{\text{усл}} = f(c_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3})$ . При получении прямой, проходящей через начало координат, имеем  $n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 1$ , при получении выпуклой параболы  $n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} < 1$ , а вогнутой параболы –  $n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} > 1$ . Получение верного значения  $n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$  является критерием правильного выполнения работы.

## Опыт 2

1. По данным табл. 3.3 заполнить табл. 3.8.

Таблица 3.8

Зависимость скорости реакции от температуры

№ п/п	Температура $T$ , К	Время реакции $\tau$ , с	Условная скорость реакции $v_{\text{усл}} = 1/\tau$ , с <sup>-1</sup>	$\gamma$	$E_a$ , кДж/моль
1	$T_1$			$\gamma_1$	$E_{a,1}$
2	$T_2$				
3	$T_3$			$\gamma_2$	$E_{a,2}$

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

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

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 температурного коэффициента скорости реакции  $\gamma_{\text{ср}}$ .

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, табл. 3.2);
  - обработка экспериментальных данных (табл. 3.7, график);
  - вывод по опыту 1.
4. Опыт 2:
  - название опыта;
  - экспериментальные данные (описание хода эксперимента, табл. 3.3);
  - обработка экспериментальных данных (табл. 3.8, расчеты);
  - вывод по опыту 2.
5. Опыт 3:
  - название опыта;
  - экспериментальные данные (описание хода эксперимента, табл. 3.4);
  - уравнение соответствующей реакции;
  - вывод по опыту 3.
6. Опыт 4:
  - название опыта;
  - экспериментальные данные (описание хода эксперимента, табл. 3.5);
  - уравнения реакций взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианатом калия, в результате которого образуется  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  красного цвета, и восстановления железа (III) в железо (II) тиосульфатом натрия, по уравнению:  
$$2\text{Fe}(\text{SCN})_3 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2\text{Fe}(\text{SCN})_2 + 2\text{NaSCN};$$
  - указать катализатор в данном опыте;
  - вывод по опыту 4.
7. Опыт 5:
  - название опыта;

- экспериментальные данные (описание хода эксперимента, табл. 3.6);
- уравнение реакции взаимодействия хлорида железа (III) с тиоцианатом калия, в результате которого образуется  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  красного цвета;
- направление смещения равновесие при добавлении к реакционной системе хлорида железа и роданида аммония;
- влияние на положение равновесия добавление в систему тиоцианата аммония;
- вывод по опыту 5.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4. ИССЛЕДОВАНИЕ РЕАКЦИЙ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

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

### *Общие сведения*

**Электролитической диссоциацией** называется процесс распада электролитов на ионы при растворении.

Доля формульных единиц, распавшихся в состоянии равновесия на ионы, отвечает **степени электролитической диссоциации**  $\alpha$ , являющейся количественной характеристикой электролитической диссоциации.

Степень электролитической диссоциации равна отношению количества вещества  $n$  формульных единиц, распавшихся на ионы, к общему количеству вещества  $n_3$  растворенных формульных единиц (ионизированных  $n$  и неионизированных  $n_\alpha$ ):

$$\alpha = \frac{n}{n_3} = \frac{n}{n + n_\alpha}.$$

Степень электролитической диссоциации может быть выражена также через число формульных единиц  $N$  (с учетом соотноше-

ния  $N = nN_A$ , где  $N_A$  – постоянная Авогадро) и через молярную концентрацию формульных единиц  $c$  (с учетом соотношения  $c = n/V$ , где  $V$  – объем раствора).

Степень электролитической диссоциации вещества, растворенного в данном растворителе, зависит (при постоянных температуре и давлении) от природы этого вещества и от его концентрации. Если вещество при растворении не диссоциирует ( $n = 0, n_\alpha = n_0, \alpha = 0$ ), то оно **неэлектролит**. Если  $\alpha = 1$ , то  $n = n_0$  и соединение является **сильным электролитом**. Для многих химических соединений  $0 < \alpha < 1$ , а следовательно,  $n < n_0$ ; они относятся к **слабым электролитам**.

Для разбавленных водных растворов характер диссоциации зависит только от природы электролита. Сильные электролиты – электролиты, диссоциирующие необратимо. Слабые электролиты – электролиты, диссоциирующие обратимо.

Процесс диссоциации слабых электролитов приводит к равновесию между недиссоциированными молекулами и ионами и, следовательно, должен подчиняться закону действующих масс. Так, слабый электролит АВ при растворении в воде диссоциирует по уравнению:



Постоянная при данной температуре для данного слабого электролита величина, которая связывает между собой равновесные молярные концентрации ионов и недиссоциированных молекул в растворе, называется **константой диссоциации**  $K_{\text{дисс}}$ . Чем больше величина константы диссоциации, тем сильнее электролит. Для приведенного уравнения диссоциации слабого электролита

$$K_{\text{дисс}} = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]},$$

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

Реакции в водных растворах электролитов, идущие между ионами, образующимися в результате диссоциации электролитов, называются *реакциями ионного обмена*. Их принято записывать в ионно-молекулярной форме – ионные уравнения и сокращенные (краткие) ионные уравнения.

Ионообменные реакции всегда направлены в сторону образования слабых электролитов, газообразных, мало- (трудно-) и нерастворимых соединений (иногда сюда же включают и реакции с образованием комплексных соединений). Если указанные соединения не образуются, то с термодинамической точки зрения реакция не протекает.

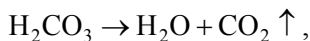
В ионно-молекулярных уравнениях в ионной форме записывают хорошо растворимые сильные электролиты.

В молекулярном виде записывают: слабые электролиты и неэлектролиты, газообразные и летучие вещества (обозначают  $\uparrow$ ), трудно- и нерастворимые вещества (обозначают  $\downarrow$ ). Растворимость соединений определяют по таблице растворимости.

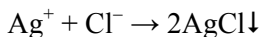
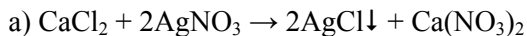
При записи ионообменных реакций используют следующий порядок:

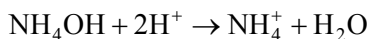
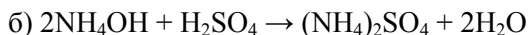
1. Записывают молекулярную форму уравнения реакции;
2. Переписывают уравнение, заменяя молекулярную форму ионизированных электролитов суммой тех ионов, на которые они диссоциируют (ионные уравнения);
3. Сравнивая левую и правую части уравнения, взаимно уничтожают подобные члены (сокращенные ионные уравнения).

Следует помнить о неустойчивых соединениях. Например угольная и сернистая кислоты разлагается в момент получения в водном растворе



Примеры написания уравнений реакций:





### ***Контрольные вопросы***

1. Что называется процессом электролитической диссоциации?
2. Что такое степень электролитической диссоциации?
3. Как диссоциируют сильные электролиты?
4. Что называется константой диссоциации?
5. Каковы основные правила написания ионно-молекулярных уравнений реакций в растворах электролитов?
6. Каковы условия протекания реакций в растворах электролитов?
7. Почему при составлении ионного уравнения осадки записывают в молекулярной форме?
8. Имеет ли физический смысл константа диссоциации для сильных электролитов?

### ***Оборудование и реактивы***

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 – растворы концентрацией 5 %; метилоранж. В вытяжном шкафу: соляная кислота – раствор концентрацией 15 %; гидроксид натрия, гидроксид калия – 6 н растворы; гидроксид аммония – концентрированный раствор; сульфид натрия – раствор концентрацией 5 %; уксусная кислота – 2 н раствор. Получить у преподавателя: песчаную баню – 1 шт. 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 до выпадения осадков. Осадки сохранить до следующего опыта.

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

**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 иодида калия, в другую – хлорида бария.

**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.

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

**А.** В две пробирки внести по 5 капель раствора соли цинка (II) и несколько капель раствора гидроксида натрия до образования осадка гидроксида цинка. Растворить полученные осадки в одной пробирке в растворе соляной кислоты, в другой – в избытке раствора гидроксида натрия.

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

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

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

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

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

**Опыт 8. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.**

**А. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты.** В две пробирки внести по 5 – 7 капель 0,1 н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку прибавить одну каплю метилового оранжевого. Одну пробирку с уксусной кислотой оставить в качестве контрольной, а в другую внести 3 – 4 микрошпателя ацетата натрия и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

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

### *Протокол лабораторной работы*

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

### *Содержание отчета по лабораторной работе*

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах, результаты проведения реакций.
4. Выводы по каждому опыту.

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

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

### *Общие сведения*

**Раствор** – гомогенная система, содержащая не менее двух составных частей.

**Составная часть (составляющее вещество)** – часть системы, которая может существовать вне системы

**Растворитель** – составная часть раствора, которой больше, чем остальных, и агрегатное состояние которой совпадает с агрегатным состоянием раствора.

**Растворенные вещества** – все составные части раствора за исключением растворителя.

Для количественного описания свойств растворов в качестве основного параметра используют **концентрацию**.

Известны различные способы выражения концентрации растворов.

**Массовая доля**  $i$ -го компонента – отношение массы  $i$ -го компонента  $m_i$  к общей массе системы

$$\omega_i = \frac{m_i}{\sum_i m_i}$$

или *массовое содержание*  $i$ -го компонента, выраженное в процентах (массовые проценты, масс.%)

$$\omega_{\%,i} = \frac{m_i}{\sum_i m_i} 100 = \omega_i 100.$$

*Молярная доля*  $i$ -го компонента – отношение количества вещества  $i$ -го компонента  $n_i$  к общему количеству вещества системы

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i}$$

или *молярное содержание*  $i$ -го компонента, выраженное в процентах (молярные проценты, мол.%)

$$X_{\%,i} = \frac{n_i}{\sum_i n_i} 100 = X_i 100.$$

*Молярная концентрация*  $i$ -го компонента – количество растворенного вещества  $i$ -го компонента в 1 л раствора

$$c_i = \frac{n_i}{V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль / л.}$$

*Моляльная концентрация*  $i$ -го компонента – количество вещества  $i$ -го компонента, растворенного в 1 кг растворителя

$$c_{mi} = \frac{n_i}{m_{\text{р-ля}}}, \text{ моль / кг.}$$

*Массовая концентрация*  $i$ -го компонента – масса в граммах растворенного вещества  $i$ -го компонента в 1 л раствора

$$c_{г/л} \equiv v_m = \frac{m_i}{V_{р-ра}}, \text{ г / л .}$$

**Молярная концентрация эквивалента**  $i$ -го компонента (**нормальная концентрация**) – количество вещества эквивалентов  $i$ -го компонента в 1 л раствора

$$c_{Ni} = \frac{n_{Эi}}{V_{р-ра}}, \text{ моль / л .}$$

Нормальная концентрация  $c_N$  связана с молярной концентрацией  $c$  соотношением

$$c_N = zc ,$$

где  $z$  – **эквивалентное число**.

Для элемента  $z$  соответствует степени его окисления в продукте реакции.

Для кислоты  $z$  соответствует основности кислоты.

Для основания  $z$  соответствует кислотности основания.

Для соли  $z$  рассчитывают как произведение числа атомов и степени окисления металла в составе соли.

Для окислителей и восстановителей в окислительно-восстановительных реакциях  $z$  – изменение их степени окисления в ходе реакции.

Растворы часто готовят путем разведения более концентрированного раствора до необходимой величины концентрации. Концентрацию приготовленного раствора уточняют количественным химическим анализом, например титрованием. **Титрование** – прием количественного анализа, при котором к раствору определяемого вещества по каплям приливают раствор реагента точно заданной концентрации. Состояние системы, в котором аналитическая реакция прошла полностью в соответствии со стехиометрическим уравнением при отсутствии избытка реагента, называют точкой эквивалентности. Задача титрования – определить эквивалентный объем добавляемого реагента – **титранта**, необходимый для установления точки эквивалентности, так как в ней числа эквивалентов определяемого вещества и титранта равны между собой. Из определения

нормальной концентрации следует, что количество вещества эквивалентов в растворе равно произведению нормальной концентрации на объем раствора. Следовательно:

$$c_{N_x} V_a = c_{N_T} V_T .$$

Отобрав для титрования мерной пипеткой точный объем пробы – *аликвоту*  $V_a$ , зная нормальную концентрацию титранта  $c_{N_T}$  и определив объем титранта, ушедший на титрование  $V_T$ , 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 объем титранта, ушедший на титрование

### ***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?

### ***Оборудование и реактивы***

Получить у преподавателя: колбу мерную объемом 100 мл – 1 шт., колбу коническую объемом 100 мл – 2 шт., пипетку мерную (пипетку Мора) объемом 5 мл – 1 шт., бюретку объемом 25 мл – 1 шт., цилиндр мерный объемом 100 мл – 1 шт., кислоту соляную – раствор концентрацией 10 %, гидроксид натрия – раствор концентрацией 0,2 н, фенолфталеин.

### ***Выполнение работы***

#### ***Приготовление раствора***

1. Рассчитать, какой объем исходного раствора соляной кислоты  $V_{\text{нач}}$  с массовой концентрацией  $\omega_{\%} = 10\%$  и плотностью  $\rho = 1,047 \text{ г/см}^3$  следует взять для приготовления 100 мл раствора заданной преподавателем концентрации.

Рассмотрим конкретный пример расчета. Пусть следует получить раствор соляной кислоты объемом  $V = 100$  мл с молярной концентрацией  $c^{\text{теор}} = 0,15$  моль / л (при выполнении работы конкретная величина концентрации указывается преподавателем).

а) Определим нормальную концентрацию  $c_N^{\text{теор}}$ , моль / л раствора соляной кислоты, которую следует получить

$$c_N^{\text{теор}} = z c^{\text{теор}} .$$

Соляная кислота одноосновная, т.е.  $z = 1$ . Тогда

$$c_N^{\text{теор}} = 1 \cdot 0,15 = 0,15 \text{ моль / л} .$$

б) Определим массу соляной кислоты ( $m_{\text{HCl}}$ ) в 100 мл раствора соляной кислоты с  $c^{\text{теор}} = 0,15$  моль / л

$$c_N^{\text{теор}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{\mathcal{E}_{\text{HCl}} V} ,$$

$$m_{\text{HCl}} = c_N^{\text{теор}} \mathcal{E}_{\text{HCl}} V,$$

$$\mathcal{E}_{\text{HCl}} = \frac{M_{\text{HCl}}}{z},$$

т.е.

$$\mathcal{E}_{\text{HCl}} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ г / моль}.$$

Тогда

$$m_{\text{HCl}} = 0,15 \cdot 36,5 \cdot 100 \cdot 10^{-3} = 0,55 \text{ г}.$$

в) Определим объем соляной кислоты  $V_{\text{нач}}$ , который необходимо взять

$$\omega = \frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{р-ра}}^{\text{нач}}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{\rho V_{\text{нач}}},$$

т.е.

$$V_{\text{нач}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{\omega \rho},$$

$$V_{\text{нач}} = \frac{0,55}{0,1 \cdot 1,047} = 5,3 \text{ мл}.$$

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.



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

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

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

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

4. Титрование повторить 2 раза, измеренные объемы щелочи, ушедшей на титрование усреднить.

### **Протокол лабораторной работы**

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

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

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

4. Концентрация раствора щелочи  $c_{\text{N,NaOH}} = \dots$ , моль/л.

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

$V_{\text{NaOH}, 1} = \dots$ , мл;

$V_{\text{NaOH}, 2} = \dots$ , мл;

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

### **Обработка результатов эксперимента**

Рассчитать концентрацию соляной кислоты по результатам титрования

$$c_{N, HCl}^{пр} = \frac{c_{N, NaOH} V_{NaOH, ср}}{V_a}$$

и определить отклонение от заданного значения концентрации соляной кислоты

$$\Delta = \frac{|c_{N, HCl}^{пр} - c_{N, HCl}^{теор}|}{c_{N, HCl}^{теор}} 100\% .$$

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

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Ход эксперимента.
4. Расчет начального объема соляной кислоты.
5. Результаты эксперимента согласно протоколу лабораторной работы.
6. Обработка результатов эксперимента.
7. Вывод.

## **РАБОТА № 6. ИССЛЕДОВАНИЕ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ**

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

### **Общие сведения**

**Гидролиз соли** – это реакция обменного разложения соли водой (реакция, обратная реакции нейтрализации).

При гидролизе ионы, образующиеся при диссоциации соли, могут отрывать от молекулы воды катионы водорода или гидроксид-ионы. При этом равновесие, характерное для чистой воды, перестает выполняться, и среда раствора становится кислой или щелочной.

В реакцию гидролиза вступают только соли, образованные хотя бы одним слабым электролитом, а именно: соли слабой кислоты (или амфолита как кислоты) и сильного основания; соли слабого основания (или амфолита как основания) и сильной кислоты; соли слабой кислоты и слабого основания.

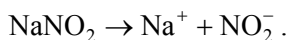
Соли сильной кислоты и сильного основания в реакцию гидролиза в обычных условиях не вступают – реакция среды нейтральная.

Рассмотрим гидролиз различных типов солей (в зависимости от природы кислоты и основания, их образующих).

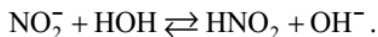
1. При гидролизе соли слабой кислоты (или амфолита как кислоты) и сильного основания образуются щелочи (реакция среды щелочная) и кислоты или кислые соли. Процесс называется *гидролизом по аниону*. Он в большинстве случаев обратимый.

При гидролизе соли одноосновной кислоты  $HA$  образуется кислота.

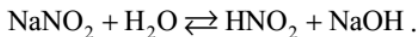
Диссоциация нитрита натрия описывается уравнением:



С водой взаимодействует нитрит-ион по реакции

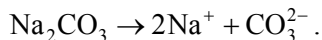


Добавляя к ионам противоионы, запишем молекулярное уравнение гидролиза

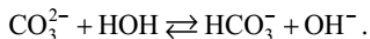


При гидролизе соли многоосновной кислоты  $H_yAn$  образуется кислая соль.

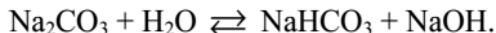
Диссоциация карбоната натрия описывается уравнением:



С водой взаимодействует карбонат-ион по реакции:



Добавляя к ионам противоионы, запишем молекулярное уравнение гидролиза

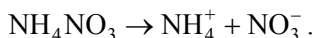


Возможен вариант, когда соли рассматриваемого типа в разбавленных растворах полностью разлагаются водой – **необратимый гидролиз по аниону**. Это относится к солям амфолитов как кислот.

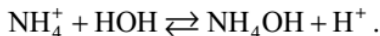
2. При гидролизе соли слабого основания (или амфолита как основания) и сильной кислоты образуются сильные кислоты (реакция среды кислая) и основания (амфолиты как основания) или основные соли. Процесс называется **гидролизом по катиону**. В некоторых случаях он носит обратимый характер. Обратимый гидролиз по катиону имеет место у солей Ag (I), Al, Be, Cd, Co (II), Cr (II), Cr (III), Cu (II), Fe (II), Fe (III), Ga, In (III), La, Mg, Mn (II), NH<sub>4</sub>, Ni (II), Pb (II), Sc (III), V (III), Y, Zn.

При гидролизе соли однокислотного основания KtOH образуется основание.

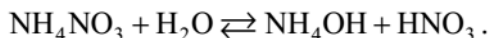
Диссоциация нитрата аммония описывается уравнением:



С водой взаимодействует ион аммония

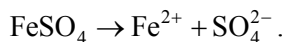


Добавляя к ионам противоионы, запишем молекулярное уравнение гидролиза

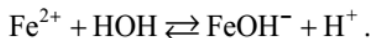


При гидролизе соли многокислотного основания Kt(OH)<sub>x</sub> образуется основная соль.

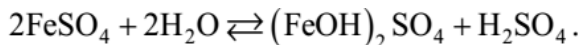
Диссоциация сульфата железа(II) описывается уравнением:



С водой взаимодействует ион железа(II)

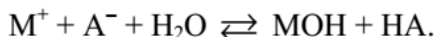


Добавляя к ионам противоионы, запишем молекулярное уравнение гидролиза

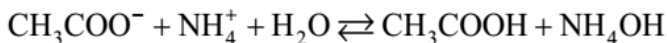


Степень гидролиза солей этих двух групп невелика, не превышает нескольких процентов. Поэтому гидролиз многозарядных ионов протекает не далее первой ступени, т.е. ограничивается взаимодействием иона только с одной молекулой воды.

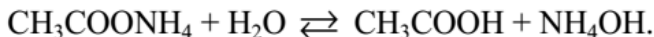
**Гидролиз соли, образованной двумя слабыми электролитами.** Гидролиз протекает как по катиону, так и по аниону:



Например, ацетат аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  образован слабым основанием  $\text{NH}_4\text{OH}$  и слабой кислотой  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , соответственно с водой взаимодействует и катион аммония, и ацетат-ион:



Молекулярная форма реакции:



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

Степень гидролиза соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием многократно выше, чем у солей первых двух групп, гидролизующихся только по одному иону. Если продуктами гидролиза являются труднорастворимые соединения или газы, что имеет место при гидролизе солей многоосновных кислот и многоки-

слотных оснований, то гидролиз протекает полностью. Пример полного (необратимого) гидролиза:



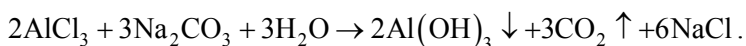
Чем слабее кислота или основание, образующиеся в результате гидролиза, тем больше глубина протекания процесса.

С увеличением количества воды, т.е. с разбавлением раствора, степень гидролиза возрастает.

Гидролиз эндотермический процесс, а следовательно, степень гидролиза растёт с повышением температуры.

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

При смешивании растворов солей первой и второй групп, содержащих многозарядные остатки слабых кислот и слабых оснований, происходит *взаимное усиление гидролиза*. По отдельности такие соли гидролизуются незначительно, но если растворы смешать, то происходит связывание ионов водорода и гидроксид-ионов. В соответствии с принципом Ле Шателье – Брауна оба равновесия смещаются вправо, гидролиз усиливается и протекает полностью. При взаимном усилении гидролиза всегда выпадает осадок и выделяется газ:



### ***Контрольные вопросы***

1. Что такое гидролиз?
2. Какие соли не гидролизуются?
3. Каковы основные типы гидролиза?
4. Как протекает гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием?
5. Как протекает гидролиз соли, образованной слабой кислотой и сильным основанием?
6. Как протекает гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием?
7. От каких факторов зависит степень гидролиза?

8. Как можно подавить гидролиз?
9. Что называется взаимным усилением гидролиза?

### ***Оборудование и реактивы***

В штативе: хлорид железа (III), сульфат цинка (II), 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 %. Получить у преподавателя: спиртовку – 1 шт., песчаную баню – 1 шт., пробирки – 5 шт.; хлорид сурьмы (III), сульфит натрия – растворы концентрацией 5 %; хлорид олова (II) – кристаллический; цинк металлический; универсальную индикаторную бумагу, фенолфталеин.

### ***Выполнение работы***

**Опыт 1. Гидролиз солей.** В отдельные пробирки налить по 3 – 4 капли растворов сульфата цинка (II), сульфата алюминия, карбоната натрия и сульфида натрия. 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. Определить pH каждого раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги.

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

**А. Гидролиз ацетата алюминия.** В пробирку внести 7 – 8 капель раствора сульфата алюминия и такой же объем раствора ацетата натрия. Укрепить пробирку в штативе и нагреть. 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 pH. По отсутствию запаха сернистого газа убедиться в том, что сульфит натрия подвергается неполному гидролизу.

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

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

В другие две пробирки налить одинаковый объем растворов солей алюминия и магния. Определить pH 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. Отметить изменение окраски индикатора.

**В. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли.** В пробирку внести 2 – 3 капли раствора хлорида сурьмы(III) и постепенно по каплям прибавлять воду до выпадения белого осадка хлорида стибила  $\text{SbOCl}$ . Этот осадок образуется на второй ступени гидролиза из  $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$  вследствие отщепления воды. К полученному осадку добавить раствор соляной кислоты. Отметить растворение осадка хлорида стибила.

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

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



**Опыт 5. Взаимное усиление гидролиза при взаимодействии растворов двух солей.** В одну пробирку налить 3 – 5 капель раствора хлорида железа(III), во вторую – столько же раствора сульфата алюминия, в третью – столько же раствора сульфата хрома (III). В первые две пробирки добавить 3 – 5 капель раствора карбоната натрия, в третью – столько же раствора сульфида натрия. Во всех трех пробирках выпадают в осадок гидроксиды металлов (железа, алюминия и хрома) и выделяются газы.

### *Протокол лабораторной работы*

Данные опыта 1 занести в табл. 6.1

*Таблица 6.1*

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

Результаты опытов 3А и 3Б занести в табл. 6.2

*Таблица 6.2*

№	Формула соли	Цвет фенолфталеина	Цвет лакмуса	рН раствора по универсальной индикаторной бумаге	Изменение окраски после нагревания

В остальных случаях записать использованные реактивы и результаты наблюдений.

### *Содержание отчета по лабораторной работе*

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

Опыт 2. А. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции образования ацетата алюминия и уравнение его гидролиза.

Опыт 2 Б. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза сульфата натрия.

Опыт 3.

По результатам опыта 3А и 3Б заполнить табл. 6.3

*Таблица 6.3*

№	Формула соли	Цвет фенолфталеина	Цвет лакмуса	рН раствора по универсальной индикаторной бумаге	Изменение окраски после нагревания

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза.

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

Опыт 3Г. Составить уравнение гидролиза хлорида олова (II) в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыты 4 и 5. Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза. Объяснить причину растворения цинка в растворах солей цинка и алюминия.

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7. ИССЛЕДОВАНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

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

### *Общие сведения*

**Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)** – химические реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомных частиц элементов.

**Степень окисления (СО)** – число, которое по формальным правилам может быть приписано атомной частице любого элемента, другими словами, – это формальный заряд атомной частицы элемента, рассчитанный по определенным правилам ( $-4 \leq \text{СО} \leq 8$ ).

Правила определения степеней окисления следующие:

1. В простых веществах степени окисления атомов равны нулю, например  $\text{Cu}^0$ ,  $\text{S}_8^0$ .

2. Некоторые элементы в сложных веществах и сложных частицах имеют, как правило, постоянные степени окисления. К ним относятся:

а) Cs, Fr, K, Li, Na, Rb – степень окисления +1, например  $\text{K}^+\text{I}$ ,  $\text{Cs}_2^+\text{O}$ ;

б) Ba, Be, Ca, Cd, Mg, Ra, Sr, Zn – степень окисления +2, например  $\text{Be}^{+2}\text{Cl}_2$ ,  $\text{Zn}^{+2}\text{S}$ ;

в) Ac, Al, La, Y, Sc – степень окисления +3, например  $\text{Al}^{+3}\text{F}_3$ ,  $\text{La}^{+3}\text{Br}_3$ ;

г) F – степень окисления -1, например  $\text{CaF}_2^-$ ,  $\text{RbF}^-$ ;

д) O – степень окисления -2 [за исключением соединений с фтором, пероксидов ( $\text{O}_2^{2-}$  – пероксид-ион), надпероксидов ( $\text{O}_2^-$  – надпероксид-ион) и озонидов ( $\text{O}_3^-$  – озонид-ион)], например  $\text{CO}^{-2}$ ,



е) Br, Cl, I – степень окисления -1 (кроме соединений с фтором, кислородом, азотом и между собой), например  $\text{MgCl}_2^-$ ,  $\text{NaI}^-$ ;

ж) H – степень окисления +1 [кроме соединений с элементами, перечисленными в пунктах а), б), в), с бором(III), с медью(I) и с золотом(I), в которых степень окисления водорода -1], например  $\text{H}_2^+ \text{O}$ ,  $\text{NH}_3^+1$ .

3. Степень окисления элемента в одноатомном ионе равна электрическому заряду иона, например, в катионе  $\text{Pb}^{2+}$  степень окисления элемента свинца составляет +2.

4. Сумма произведений степеней окисления всех элементов молекулы или «условной молекулы» (формульной единицы вещества) и их стехиометрических индексов в формуле молекулы («условной молекулы») равна нулю. Это правило используют для определения неизвестной степени окисления. Например, определим степень окисления кислорода (обозначив ее «x») в веществе  $\text{H}_2\text{O}_2$ :

$$\text{H}_2^+ \text{O}_2^x, (+1) \cdot 2 + x \cdot 2 = 0 \Rightarrow x = -1.$$

5. Сумма произведений степеней окисления всех элементов молекулярного иона и их стехиометрических индексов в формуле иона равна электрическому заряду иона. Это правило тоже используют для определения неизвестной степени окисления. Например, определим степень окисления фосфора (обозначив ее «z») в ионе  $\text{HPO}_4^{2-}$ .

$$\left(\text{H}^{+1} \text{P}^z \text{O}_4^{-2}\right)^{2-}, (+1) \cdot 1 + z \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = -2 \Rightarrow z = +5.$$

**Высшая (максимальная) степень окисления** (ВСО), как и число валентных электронов, как правило, равна номеру группы. Исключениями являются элементы IV-группы и приведенные в табл. 7.1 (*f*-элементы не рассматриваются).

**Низшая (минимальная) степень окисления** (НСО) для *s*- и *d*-элементов, а также для *p*-элементов IIIA группы, как правило, рав-

на нулю, а для остальных *p*-элементов может быть найдена по формуле:

$$HCO = \text{№ группы} - 8.$$

Исключения приведены в табл. 7.2 (*f*-элементы не рассматриваются).

Таблица 7.1

BCO некоторых элементов

Элемент	BCO	Элемент	BCO	Элемент	BCO	Элемент	BCO
He	0	Ar	0	Kr	+6	Ir	+6
O	+2	Co	+5	Rh	+6	Pt	+6
F	0	Ni	+4	Pd	+4	Au	+5
Ne	0	Cu	+3	Ag	+3		

Таблица 7.2

HCO некоторых элементов

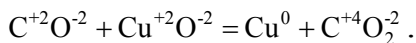
Элемент	H	B	Fe	Co	Rh	Au
HCO	-1	-3	-2	-1	-1	-1

Окислительно-восстановительная реакция – единая реакция, которая может быть условно разбита на две полуреакции: **окисление** и **восстановление**.

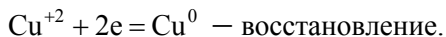
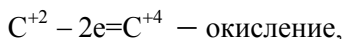
**Окисление** – полуреакция, при которой степень окисления атомной частицы элемента повышается вследствие отдачи электронов.

**Восстановление** – полуреакция, при которой степень окисления атомной частицы элемента понижается вследствие присоединения электронов.

Уравнение реакции



Уравнения полуреакций:



Вещества, между которыми происходит процесс окисления-восстановления, называются **окислителем** и **восстановителем**.

**Окислитель** – реагент, содержащий атомную частицу элемента, понижающую степень окисления путем присоединения электронов. Сама атомная частица тоже **окислитель**.

В приведенном примере – это оксид меди (II) за счет атомной частицы элемента медь в  $\text{CO}^{+2}$ , понижающей ее до 0.

**Восстановитель** – реагент, содержащий атомную частицу элемента, повышающую степень окисления путем отдачи электронов. Сама атомная частица тоже восстановитель.

В приведенном примере – это оксид углерода (II) за счет атомной частицы элемента углерод в  $\text{CO}^{+2}$ , повышающей ее до +4.

В ходе ОВР окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется. Другими словами, окислитель восстанавливается восстановителем, а восстановитель окисляется окислителем. Таким образом, восстановление немислимо без окисления, а окислитель без восстановителя.

**Низшая степень окисления** – степень окисления, существование ниже которой для атомной частицы элемента невозможно.

Вещества (частицы), в состав которых входят атомные частицы элемента, находящиеся в  $\text{HCO}$ , за счет них могут быть только восстановителями.

Например, аммиак за счет атомной частицы элемента азот в степени окисления  $-3$  может быть только восстановителем.

**Высшая степень окисления** – степень окисления, существование выше которой для атомной частицы элемента невозможно.

Вещества (частицы), в состав которых входят атомные частицы элемента, находящиеся в  $\text{BCO}$ , за счет них могут быть только окислителями.

Например, азотная кислота за счет атомной частицы элемента азот в степени окисления +5 может быть только окислителем.

**Промежуточная степень окисления** – степень окисления атомной частицы элемента, которая больше низшей степени окисления, но меньше высшей степени окисления.

Вещества (частицы), в состав которых входят атомные частицы элемента, находящиеся в промежуточной степени окисления, за счет этого элемента могут быть как восстановителями, так и окислителями, т.е. проявляют **окислительно-восстановительную двойственность**.

Например, оксид азота (II) за счет атомной частицы элемента азот в степени окисления +2 может быть как восстановителем, так и окислителем.

Определение стехиометрических коэффициентов в уравнениях ОВР обычно выполняют методом электронного баланса и методом полуреакций, или ионно-электронным методом.

**Метод электронного баланса** основан на том, что общее число электронов, принимаемых окислителем и отдаваемых восстановителем в одной и той же окислительно-восстановительной реакции, должно быть одинаковым.

По получении схемы ОВР определение стехиометрических коэффициентов рекомендуется проводить в следующей последовательности:

1. Расставить СО атомных частиц элементов в реагентах и продуктах;

Определить восстановитель, окислитель и продукты окисления и восстановления;

2. Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления;

3. Найти наименьшее общее кратное (НОК) для чисел отданных и присоединенных электронов. Делением НОК на числа отданных и присоединенных электронов определить множители для уравнений процессов окисления и восстановления (в приведенном примере они указаны правее вертикальной черты в п. 2) и умножить на них каждое из уравнений соответственно. Записать электронный баланс;

4. Составить суммарное уравнение электронного баланса путем сложения уравнений процессов окисления и восстановления. Электроны при этом взаимно уничтожаются;

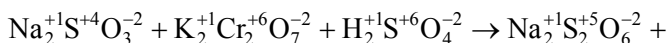
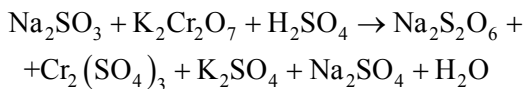
5. Перенести коэффициенты, полученные в п. 4, в уравнение реакции, поставив их (с учетом стехиометрических индексов при атомных частицах-восстановителях, атомных частицах-окислителях и атомных частицах-продуктах окисления, атомных частицах-продуктах восстановления) перед формулами восстановителя, окислителя, продуктов окисления и восстановления;

6. Соблюдая материальный баланс, привести к натуральным числам стехиометрические коэффициенты, полученные в п. 5, перед формулами восстановителя, окислителя, продуктов окисления и восстановления;

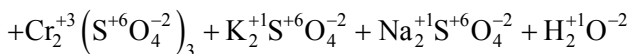
7. Определить стехиометрические коэффициенты при формулах остальных реагентов, соблюдая следующую последовательность: соли, кислоты (щелочи), вода;

8. Проверить правильность расстановки стехиометрических коэффициентов, убедившись в равенстве суммарного числа атомных частиц каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

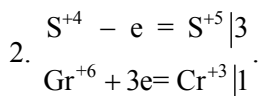
Рассмотрим приведенный алгоритм на конкретном примере.



1.



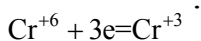
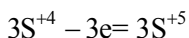
$\text{Na}_2\text{SO}_3$  – восстановитель;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – окислитель;  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_6$  – продукт окисления;  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  – продукт восстановления;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – среда.



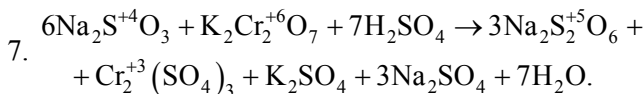
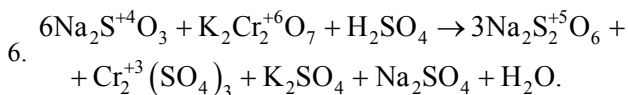
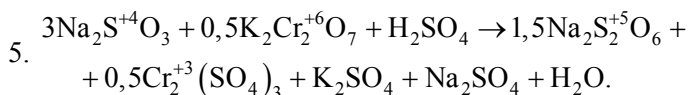
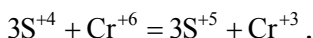


3. НОК = 3 .

Электронный баланс



4. Суммарное уравнение электронного баланса

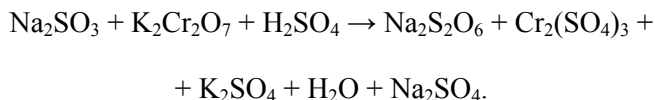


8. С правой и с левой сторон уравнения по 53 атомных частиц кислорода.

**Метод полуреакций** или **ионно-электронный метод** применяется для ОВР, протекающих в водных растворах (или расплавах) с участием электролитов. Он основан на составлении ионно-молекулярных уравнений с участием электронов для процессов окисления и восстановления с последующим их суммированием в общее ионно-молекулярное уравнение. Как и в методе электронного баланса, общее число электронов, «отдаваемых» восстановителем и «принимаемых» окислителем в одной и той же реакции должно быть одинаковым. Метод полуреакций рассматривает более реальные частицы, существующие в растворе, поэтому он не столь формален, как предыдущий, но зато он неприменим для газофазных ОВР и реакций, протекающих на границе раздела между твердыми и газообразными веществами. Отметим также, что определение коэффици-

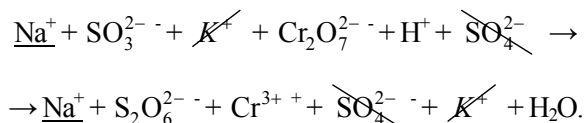
ентов с помощью ионно-электронного метода не нуждается в понятии степени окисления.

Рассмотрим последовательность действий согласно методу полуреакций на примере той же ОВР, что и ранее, схема которой

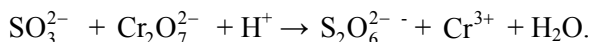


1. Составляем полную, а затем краткую ионно-молекулярные схемы реакции (без каких бы то ни было коэффициентов). Напомним, что в диссоциированной форме, т.е. в виде формул ионов, в этих уравнениях записываются только формулы сильных электролитов, которые хорошо растворимы в воде. Формулы неэлектролитов, слабых электролитов и малорастворимых веществ в этих уравнениях записываются в недиссоциированной форме.

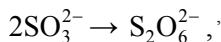
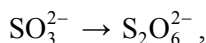
Полная схема

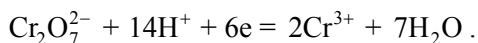
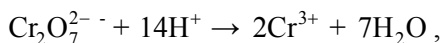
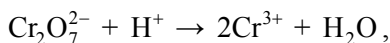
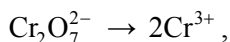
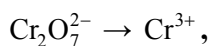
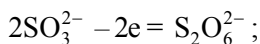


Краткая схема

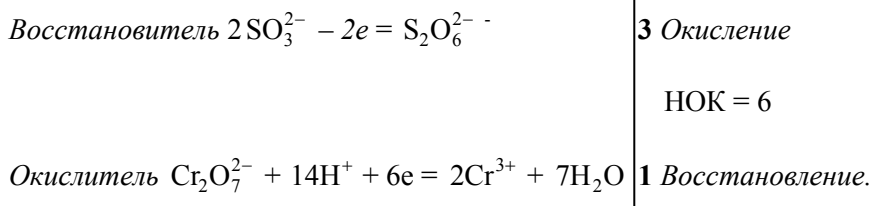


2. Составим ионно-электронные уравнения полуреакций – процессов окисления и восстановления. Учтем, что в кислой среде во взаимодействие с частицами-восстановителями и окислителями могут вступать ионы  $\text{H}^+$  и молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ , в нейтральной – только молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ , а в щелочной – ионы  $\text{OH}^-$  и молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ . В нашем примере среда кислая, так как реакция протекает в растворе серной кислоты. Последовательность написания уравнений полуреакций





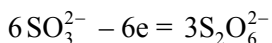
3. Находим наименьшее общее кратное (НОК) для чисел «отданных» и «присоединенных» электронов и с его помощью рассчитываем множители для обоих ионно-электронных уравнений: НОК для 2 и 6 равно 6; множитель для первого уравнения  $6 : 2 = 3$ ; множитель для второго уравнения  $6 : 6 = 1$ . Обычно это записывают так:

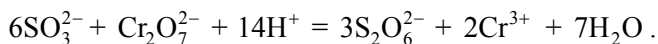
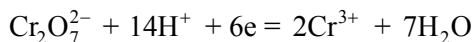


НОК = 6

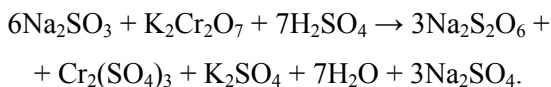
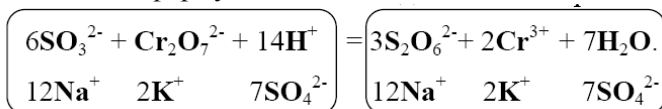
Схему подобного типа называют схемой баланса полуреакций или **ионно-электронным балансом**.

4. Составляем краткое ионное уравнение ОВР с учетом закона сохранения массы (число атомов каждого элемента слева и справа от знака равенства должно быть одинаково). Для этого умножаем уравнения полуреакций на множители, рассчитанные в п.3., и складываем полученные уравнения между собой (электроны должны сократиться)





5. Составляем молекулярное уравнение ОВР. Для этого в левой части ионно-молекулярного уравнения к каждой формуле аниона добавляем соответствующие формулы катионов, и наоборот. Естественно, что речь может идти только о ионах, формулы которых присутствуют в полной ионно-молекулярной схеме данной реакции. Число противоионов при этом должно быть таким, чтобы нейтрализовать заряд всех ионов левой части. Затем те же формулы противоионов в таком же количестве добавляем к правой части. После чего объединяем ионы в формульные единицы.



Видно, что независимо от применяемого метода коэффициенты в уравнении реакции получаются одни и те же.

Для ряда окислителей глубина восстановления зависит от характера среды. Например, в кислой среде марганец перманганата восстанавливается до степени окисления +2. В нейтральной среде, ввиду недостатка ионов  $\text{H}^+$ , восстановление идет до  $\text{MnO}_2$ , а в щелочной среде восстановление заканчивается уже на стадии образования  $\text{Mn}^{+6}$  в форме манганат-иона  $\text{MnO}_4^{2-}$ .

### ***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 зависит состав продуктов восстановления перманганата калия от рН среды?
8. В какой степени окисления элементы обладают окислительно-восстановительной двойственностью?

### ***Оборудование и реактивы***

В штативе: иодид калия, бромид калия, хлорид бария, нитрат калия, сульфат хрома (III), бихромат калия, сульфат марганца (II), роданид аммония, гидроксид натрия, гидроксид калия, иод – растворы концентрацией 5 %. В вытяжном шкафу: перманганат калия, 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 %. Получить у преподавателя: пробирки – 5 шт.; пероксид 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).

### ***Выполнение работы***

Для всех реакций, выполняемых в ходе работы, необходимо составить уравнения ОВР и найти стехиометрические коэффициенты.

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

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

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

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

**Б.** К 3 – 4 каплям раствора иодида калия добавить 3 – 4 капли  $\text{CCl}_4$  и 2 – 3 капли бромной воды. Четыреххлористый углерод является экстрагентом иода. Обратить 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 иода прилить 4 – 5 капель раствора сернистой кислоты (или по 4 – 5 капель 2 н серной кислоты и раствора сульфита натрия). Отметить изменение окраски раствора.

**Опыт 6. Окислительные и восстановительные свойства нитритов.**

**А.** К подкисленному 2 н серной кислотой раствору иодида калия добавить несколько капель раствора нитрита натрия. К смеси добавить 2 – 3 капли раствора крахмала, который служит индикатором иода. Объяснить изменение окраски раствора. Обратить внимание на запах выделяющегося газа – оксида азота(II).

**Б.** К нескольким каплям подкисленного серной кислотой раствора перманганата калия добавить несколько капель раствора нитрита натрия до полного обесцвечивания раствора.

### **Опыт 7. Окислительные свойства азотной кислоты.**

Окислительная способность азотной кислоты зависит от ее концентрации и природы восстановителя.

**А.** В две пробирки внести по несколько крупинок медных стружек. В одну пробирку в вытяжном шкафу прилить 3 – 5 капель концентрированной азотной кислоты; в другую – столько же разбавленной. Обратит внимание на цвет выделяющихся в обоих случаях газов.

**Б.** Порошок серы на кончике шпателя внести в фарфоровую чашку, облить 2 мл концентрированной азотной кислоты и подогреть на песчаной бане в вытяжном шкафу. Доказать наличие в растворе сульфат-иона, используя для этого раствор хлорида бария.

**В.** К 2 – 3 каплям раствора сульфида натрия помещенным в пробирку, прилить 1 мл концентрированной азотной кислоты. Нагреть смесь в вытяжном шкафу. Доказать, что сера окисляется до сульфат-иона.

**Опыт 8. Окислительная способность нитратов.** Насыпав немного нитрата калия в пробирку, укрепить ее вертикально в штативе, находящемся в вытяжном шкафу. Нагреть нитрат калия до плавления и бросить в него раскаленный докрасна кусочек угля. Уголь должен продолжать гореть. Сразу бросить туда же кусочек серы. Коснувшись поверхности нитрата калия, сера должна вспыхнуть и сгореть ярким пламенем. Процесс горения угля и серы в нитрате калия имитирует процесс горения черного (бездымного) пороха.

**Опыт 9. Восстановительные свойства олова (II).** В пробирку внести 3 – 5 капель раствора перманганата калия, подкислить 2 – 3 каплями раствора соляной кислоты концентрацией 15 % и добавить 3 – 4 капли раствора хлорида олова (II). Объяснить, почему произошло обесцвечивание раствора.

### **Опыт 10. Окислительные свойства олова и свинца (IV).**

**А.** В пробирку отобрать 2 – 3 капли раствора иодида калия, подкислить его добавлением трех капель раствора соляной кислоты концентрацией 15 %, добавить 1 – 2 капли раствора хлорида олова (IV) и 1 – 2 капли раствора крахмала. Отметить изменение окраски раствора.

**Б.** На кончике шпателя внести в пробирку несколько крупинок оксида свинца(II), облить их 5 – 6 каплями концентрированной соляной кислоты. Опыт необходимо проводить в вытяжном шкафу, так как в ходе реакции выделяется газообразный хлор с характерным едким запахом.

**Опыт 11. Восстановительные свойства хрома (III).** В пробирку внести 1 – 2 капли раствора сульфата хрома (III) и прилить избыток раствора щелочи до появления изумрудно-зеленой окраски гидроксокомплекса хрома  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ . Затем к этому раствору прилить пероксид водорода до перехода окраски в желтую. Объяснить изменение окраски раствора.

**Опыт 12. 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  $\text{Fe}^{3+}$  с помощью качественной реакции с роданидом аммония, при добавлении которого должен образоваться растворимый комплекс красного цвета.

**Опыт 13. Окислительные и восстановительные свойства оксида марганца (IV).**

**А.** На кончике шпателя поместить в пробирку несколько крупинок оксида марганца (IV) и добавить 3 – 4 капли концентрированной соляной кислоты. Опыт проводить в вытяжном шкафу, так как в ходе реакции выделяется газообразный хлор с характерным едким запахом.

**Б.** В пробирку насыпать немного оксида свинца (IV) и прилить 3 – 5 капель концентрированной азотной кислоты, Смесь нагреть до кипения и прокипятить 1 – 2 минуты. Затем в пробирку добавить немного (на кончике стеклянной лопаточки) оксида марганца (IV) и смесь вновь нагреть до кипения. После отстаивания осадка



определить окраску раствора и объяснить ее возникновение. Установить, какие свойства проявляет марганец (IV) в этой реакции.

**Опыт 14. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах.**

**А.** Кислая среда. В три пробирки налить по 3 капли раствора перманганата калия и добавить столько же 2 н раствора серной кислоты. В первую пробирку добавить 5 капель раствора иодида калия, во вторую – столько же раствора сульфита натрия, в третью – столько же раствора сульфата железа (II). После проведения окисления железа (II) провести качественную реакцию на ион железа (III) с роданидом аммония, при добавлении которого должен образоваться растворимый комплекс красного цвета.

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

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

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

**Опыт 15. Окисление Fe (II) в Fe (III).** В одну пробирку налить 4 – 5 капель бромной воды, во вторую – 3 капли раствора перманганата калия. Добавить в каждую пробирку по две капли раствора серной кислоты концентрацией 20 % и прилить по 3 – 4 капли раствора сульфата железа (II). Отметить обесцвечивание растворов. Убедиться в образовании ионов  $Fe^{3+}$  с помощью качественной реакции с роданидом аммония, при добавлении которого должен образоваться растворимый комплекс красного цвета.

**Опыт 16. Восстановление Fe (III) в Fe (II).**

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

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

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

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

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

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

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Уравнения реакций, уравненные методом полуреакций, или методом электронного баланса (по указанию преподавателя) и результаты проведения реакций.

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Ахметов Н.С.* Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – СПб.: Лань, 2014. – 752 с.
2. *Глинка Н.Л.* Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: КНОРУС, 2016. – 752 с.
3. *Зайцев О.С.* Химия. Учебник / О.С. Зайцев. – М.: Юрайт, 2015. – 470 с.
4. *Карапетьянц М.Х.* Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: Либроком, 2015. – 592 с.
5. *Коровин Н.В.* Общая химия / Н.В. Коровин. – М.: Academia, 2011. – 496 с.
6. *Суворов А.В.* Общая химия / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. – СПб.: Химиздат, 2007. – 627 с.

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение .....	1
Правила работы в лаборатории .....	5
Лабораторная работа № 1. Определение эквивалентной массы металла .....	6
Лабораторная работа № 2. Исследование комплексных соединений .....	12
Лабораторная работа № 3. Исследование скорости химических реакций и химического равновесия .....	20
Лабораторная работа № 4. Исследование реакций в растворах электролитов .....	36
Лабораторная работа № 5. Приготовление раствора и определение его концентрации .....	42
Лабораторная работа № 6. Исследование гидролиза солей .....	49
Лабораторная работа № 7. Исследование окислительно-восстановительных реакций .....	58
Библиографический список .....	74

## **ХИМИЯ**

***Методические указания к лабораторным работам  
для студентов бакалавриата направлений 27.03.01,  
27.03.03 и 27.03.04***

Сост.: *Т.С. Шахпаронова, В.Е. Коган, К.Г. Карапетян*

Печатается с оригинал-макета, подготовленного кафедрой  
общей химии

Ответственный за выпуск *К.Г. Карапетян*

Лицензия ИД № 06517 от 09.01.2002

Подписано к печати 06.03.2019. Формат 60×84/16.  
Усл. печ. л. 4,4. Усл.кр.-отт. 4,4. Уч.-изд.л. 4,0. Тираж 100 экз. Заказ 173. С 69.

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