

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования  
ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ СИСТЕМ УПРАВЛЕНИЯ И  
РАДИОЭЛЕКТРОНИКИ (ТУСУР)  
Кафедра радиоэлектронных технологий и экологического мониторинга (РЭТЭМ)

**М.В. Тихонова**

## **ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ**

Томск-2018

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования  
ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ СИСТЕМ УПРАВЛЕНИЯ И  
РАДИОЭЛЕКТРОНИКИ (ТУСУР)  
Кафедра радиоэлектронных технологий и экологического мониторинга (РЭТЭМ)

УТВЕРЖДАЮ

Зав.кафедрой РЭТЭМ, д.т.н.

\_\_\_\_\_ В.И. Туев

«\_\_» \_\_\_\_\_ 2018 г.

## **ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ**

**учебно-методическое пособие для проведения лабораторных работ  
и организации самостоятельной работы студентов  
по направлению подготовки 05.03.06 «Экология и природопользование»**

Разработчик:

Старший преподаватель каф. РЭТЭМ

\_\_\_\_\_ М.В. Тихонова

УДК 544; 541;543.

ББК 24.1; 24.4; 24.5.

Тихонова М.В. Лабораторные практикум по химии: учебно-методическое пособие для проведения лабораторных работ и организации самостоятельной работы студентов / М.В. Тихонова. – Томск: ТУСУР, 2018. - 42 с.

Учебно-методическое пособие предназначено для студентов, обучающихся по направлению подготовки 05.03.06 «Экология и природопользование». Включает теоретические основы общей, аналитической и физической химии, методические указания по выполнению и оформлению лабораторных работ, контрольные вопросы, список рекомендуемой литературы.

## Содержание

<b>Введение</b>	5
<b>1. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА</b>	7
1.1. Теоретическая часть	7
1.2. Руководство к лабораторной работе «РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА»	11
1.3. Контрольные вопросы	13
<b>2. РАСТВОРЫ</b>	15
2.1. Теоретическая часть	15
2.2. Руководство к лабораторной работе «РАСТВОРЫ»	19
2.3. Контрольные вопросы	23
<b>3. ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ</b>	25
3.1. Теоретическая часть	25
3.2. Руководство к лабораторной работе «ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА МЕТОДОМ КИСЛОТНО-ОСНОВНОГО ТИТРОВАНИЯ»	27
3.3. Контрольные вопросы	30
<b>4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ</b>	31
4.1. Теоретическая часть	31
4.2. Руководство к лабораторной работе «СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ»	34
4.3. Контрольные вопросы	40
<b>5. ОФОРМЛЕНИЕ ОТЧЕТОВ</b>	42
<b>6. СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ</b>	43

## Введение

*Целью изучения дисциплины «Химия»* является формирование представлений о химических свойствах веществ и их превращениях, происходящих в окружающей среде, а также формирование навыков экспериментальных исследований для изучения свойств веществ и их реакционной способности.

*Задачами курса являются изучение:*

- химических систем;
- фундаментальных законов химии;
- свойств веществ и их реакционной способности.
- методов химического анализа.

Изучение дисциплины направлено на формирование компетенций:

- **ОПК-2** (Владение базовыми знаниями фундаментальных разделов физики, химии и биологии в объеме, необходимом для освоения физических, химических и биологических основ в экологии и природопользования; методами химического анализа, знаниями о современных динамических процессах в природе и техносфере, о состоянии геосфер Земли, экологии и эволюции биосферы, глобальных экологических проблемах, методами отбора и анализа геологических и биологических проб, а также навыками идентификации и описания биологического разнообразия, его оценки современными методами количественной обработки информации).

По результатам изучения дисциплины студент должен:

- **знать:** основные понятия и законы химии, свойства веществ и их реакционную способность, условия протекания реакций, факторы, влияющие на скорость и направление протекания реакции, способы выражения концентраций, свойства растворов электролитов и неэлектролитов, методы химического анализа;
- **уметь:** использовать теоретические знания для решения практических задач, для интерпретации результатов эксперимента;
- **владеть:** методами химического анализа, навыками постановки и проведения эксперимента, обработки результатов эксперимента.

Целью проведения лабораторных работ по дисциплине «Химия» является формирование следующих практических умений и навыков:

- самостоятельное определение целей и задач эксперимента, исходя из плана работы и теоретических предпосылок;
- организация работы в команде и формирование коммуникативных навыков;
- организация дополнительных этапов проведения эксперимента для получения удовлетворительного результата;
- построение графических зависимостей и обработка результатов эксперимента;
- применение законов, закономерностей и правил для интерпретации результатов эксперимента;

- самостоятельное формулирование выводов;
- анализ сходимости полученных результатов эксперимента с теоретическими возможными;
- составление отчета о проведенном исследовании.

# 1. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

## 1.1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Реакции в растворах протекают между веществами, которые находятся либо в ионной, либо в молекулярной форме. Большинство органических соединений являются *неэлектролитами* - веществами, которые находятся в растворе в виде молекул и не распадаются на ионы. К ним относятся сахара, глюкоза, спирты, эфиры и др.

Химические соединения, молекулы которых распадаются в растворе на ионы, называются *электролитами*. К ним относятся преимущественно неорганические соединения - соли, кислоты и основания. Процесс распада вещества на ионы в растворе называется *электролитической диссоциацией*.

Электролитическая диссоциация обусловлена тем, что в процессе растворения молекулы растворителя начинают взаимодействовать с растворенным веществом, разрушая его структуру. Ионы переходят в раствор, окруженные так называемой гидратной оболочкой, состоящей из молекул воды. Гидратированные ионы в растворе могут свободно перемещаться, поэтому растворы электролитов при наложении электрического поля проводят ток.

Степень диссоциации электролита  $\alpha$  характеризует долю молекул, распавшихся на ионы, от общего числа молекул в растворе:

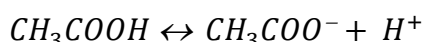
$$\alpha = \frac{N}{N_{\text{общ}}}$$

*Сильные электролиты* в растворе практически полностью распадаются на ионы. Степень диссоциации этих веществ близка к 1, процесс является необратимым. Например, в растворе NaCl будет происходить процесс диссоциации на ионы:



В таких растворах вещества присутствуют только в ионной форме. К сильным электролитам относятся все растворимые соли и основания, а также некоторые кислоты.

*Слабые электролиты* лишь частично распадаются в растворе на ионы. В их растворах будут присутствовать и молекулы, и ионы. Процесс диссоциации будет обратимым. Степень диссоциации слабых электролитов  $\ll 1$ . Например, уксусная кислота является слабым электролитом:



К слабым электролитам относятся малорастворимые соли и основания, некоторые кислоты, а также гидроксид аммония и вода.

Таблица 1. Сильные и слабые электролиты

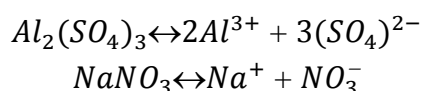
ТИП ЭЛЕКТРОЛИТА	КИСЛОТЫ	ОСНОВАНИЯ	СОЛИ	ДРУГИЕ СОЕДИНЕНИЯ
СИЛЬНЫЙ	HBr, HCl, HI, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , HNO <sub>3</sub> , HI, HClO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Все растворимые, Ca(OH) <sub>2</sub>	Все растворимые	—
СЛАБЫЙ	H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , HNO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , HF, H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	Все нерастворимые и NH <sub>4</sub> OH	Все нерастворимые	H <sub>2</sub> O

Соли, кислоты и основания диссоциируют в растворе на катионы и анионы.

**Таблица 2. Диссоциация кислот, оснований и солей.**

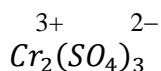
Класс вещества	Кислота	Соль	Основание
Общая формула	$H_x(KO)$ водород + кислотный остаток	$Me_x(KO)_y$ металл+кислотный остаток	$Me(OH)_y$ металл+ гидроксогруппа OH
Полное уравнение электролитической диссоциации	Диссоциирует на ионы водорода и кислотного остатка $H_2SO_4 \leftrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$	Диссоциирует на ионы металлы и кислотного остатка $Na_2SO_4 \leftrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$	Диссоциирует на ионы металла и гидроксогруппы OH $Ca(OH)_2 \leftrightarrow Ca^{2+} + 2(OH)^-$

При записи уравнений электролитической диссоциации вид и заряд того и иного иона можно посмотреть в таблице растворимости. Подстрочные индексы в формулах веществ показывают, какое количество ионов образуется при диссоциации. Например, при распаде  $Al_2(SO_4)_3$  будет образовываться 2 иона алюминия и 3 сульфат-иона,  $NaNO_3$ - 1 ион натрия и 1 нитрат-ион:

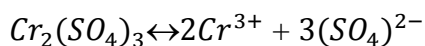


Некоторые вещества могут образовывать ионы с разными зарядами, например, хром - ионы  $Cr^{3+}$  и  $Cr^{2+}$ , железо - ионы  $Fe^{3+}$  и  $Fe^{2+}$  и т.д. Тогда заряд иона можно определить, используя принцип «крест на крест». Подстрочный индекс у отрицательного иона будет показывать заряд для положительного и наоборот.

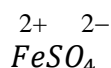
Например, в молекуле  $Cr_2(SO_4)_3$  у ионов  $SO_4^{2-}$  стоит подстрочный индекс 3, это означает, что заряд иона хрома будет  $3+$ . Около хрома подстрочный индекс равен 2, значит заряд сульфат-иона будет равен  $2-$ .



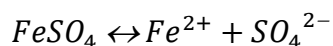
Тогда уравнение диссоциации будет выглядеть так:



Это правило не подходит для соединений, где коэффициенты у обоих ионов равны 1, например в  $FeSO_4$ . Чтобы определить заряд ионов в таких соединениях, нужно помнить правило электронейтральности. Суммарный заряд ионов должен быть равен нулю. Если заряд одного из ионов в соединении известен, то заряд второго иона будет таким же, но с противоположным знаком. По таблице растворимости заряд сульфат-иона постоянный ( $2-$ ), значит ион железа будет иметь заряд ( $2+$ ).



Уравнение диссоциации:





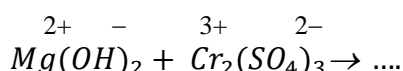
В растворах электролитов химические реакции протекают очень быстро, так как взаимодействие происходит между частицами малых размеров - ионами, во всем объеме раствора. Реакции такого типа могут протекать как обратимо, так и необратимо. Процесс протекает необратимо в случае образования малорастворимого соединения, газа или слабого электролита.

*В уравнениях реакций сильные электролиты принято записывать в виде ионов, а слабые - в виде молекул.*

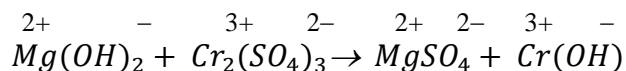
Реакции в растворах электролитов записывают в трех формах: молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной.

### 1. Молекулярное уравнение реакции.

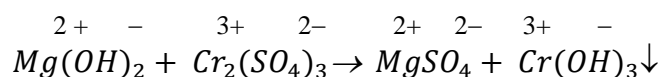
1.1. Составим молекулярное уравнение реакции между гидроксидом магния и сульфатом хрома. Для этого расставим заряды ионов в исходных реагентах:



1.2. Вещества обмениваются в процессе реакции ионами, положительные ионы соединяются с отрицательными. Не учитывая коэффициенты, произведем обмен ионами, не забывая расставить заряды:

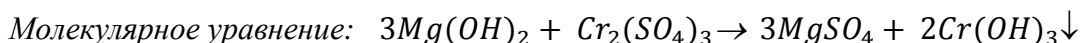


В продуктах реакции, где заряды ионов численно отличаются, нужно проставить коэффициенты «крест на крест». В данном случае заряды отличаются во втором продукте реакции. Заряды ионов будут равны подстрочным индексам у ионов противоположного знака. У иона хрома заряд (3+), значит коэффициент у гидроксогруппы будет 3, у гидроксогруппы заряд (1-), значит у хрома коэффициент 1 (не проставляется). В соединении  $MgSO_4$  заряды ионов численно равны, подстрочные индексы проставлять не требуется.



Если какой-либо из продуктов реакции малорастворим, является газом или слабым электролитом, значит реакция идет необратимо. В данном случае образуется осадок гидроксида хрома, реакция протекает до конца.

1.3. Если в правой и левой частях уравнения отличаются количество атомов химических элементов, то их нужно уравнивать. Таким образом получается молекулярное уравнение реакции, которое будет иметь вид:



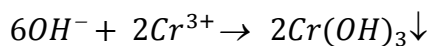
### **2) Полное ионное уравнение реакции.**

В полном ионном уравнении реакции вещества записывают в тех формах, в которых они находятся в растворе: сильные электролиты - в виде ионов, а слабые - в виде молекул.  $Mg(OH)_2$ ,  $Cr_2(SO_4)_3$ ,  $MgSO_4$  являются сильными электролитами, т.к. они растворимы, а  $Cr(OH)_3$  - слабым, так как он нерастворим. Все вещества записывают с учетом коэффициентов перед формулой. Если в соединении за скобкой стоит подстрочный индекс, то его умножат на коэффициент перед веществом. Например, при диссоциации  $3Mg(OH)_2$  будет образовываться  $3Mg^{2+}$  и  $6OH^-$ :

Полное ионное уравнение:  $3Mg^{2+} + 6OH^{-} + 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} \rightarrow 3Mg^{2+} + 3SO_4^{2-} + 2Cr(OH)_3 \downarrow$

### 3) Сокращенное ионное уравнение.

Для записи сокращенного ионного уравнения в левой и правой частях полного ионного уравнения находят ионы или молекулы, которые можно сократить. В данном случае сокращаются ионы  $Mg^{2+}$  и  $SO_4^{2-}$ . Переписав уравнение без учета этих частиц, получают сокращенное ионное уравнение, где указаны частицы, реально участвующие в химической реакции. Коэффициенты в уравнении можно сократить на 2.



Сокращенное ионное уравнение:  $3OH^{-} + Cr^{3+} \rightarrow Cr(OH)_3 \downarrow$

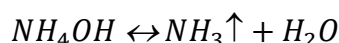
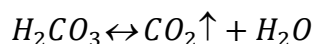
Для обратимого процесса, когда реакция фактически не протекает, в полном ионном уравнении все ионы будут сокращаться. Например, при смешивании растворов хлорида натрия и нитрата бария:

Молекулярное уравнение:  $2NaCl + Ba(NO_3)_2 \leftrightarrow 2NaNO_3 + BaCl_2$

Полное ионное уравнение:  $2Na^{+} + 2Cl^{-} + Ba^{2+} + NO_3^{-} \leftrightarrow 2Na^{+} + NO_3^{-} + Ba^{2+} + 2Cl^{-}$

Все вещества в правой части уравнения относятся к сильным электролитам, они растворимы и находятся в ионной форме. Ионы в обеих частях уравнения полностью сокращаются. Это означает, что в растворе они находятся в свободном состоянии и не связываются друг с другом, то есть реакция обмена не происходит (протекает обратимо).

Стоит учесть, что образование некоторых слабых электролитов сопровождается их распадом с выделением газа. Например, гидроксид аммония разлагается на газ аммиак и воду, а угольная кислота - на воду и углекислый газ:



При образовании этих веществ в реакции их записывают в виде продуктов разложения в молекулярной форме. Вода записывается в виде молекулы, так как является слабым электролитом.

Эти реакции являются обратимыми, поэтому при попадании газообразных веществ на индикаторную бумагу, смоченную водой, происходит образование  $NH_4OH$  и  $H_2CO_3$ .  $NH_4OH$  - слабое основание, поэтому индикаторная бумага покажет слабощелочную среду ( $pH > 7$ ), а  $H_2CO_3$  - слабая кислота, среда будет слабокислой ( $pH < 7$ ). Сравнивая оттенок индикаторной бумаги со шкалой на тубусе, можно определить реакцию среды в растворе.

Многие вещества обладают выраженными кислотными или основными свойствами. Реакции протекают, как правило, между веществами разной природы. Поэтому вещества с основными свойствами вступают в реакцию с кислотными свойствами, и наоборот. Но есть группа веществ, которые являются **амфотерными соединениями** - это вещества, которые проявляют и кислотные, и основные свойства. Амфотерными свойствами обладают соединения, образованные многими элементами - цинк, алюминий, железо, никель и т.д. В растворе их гидроксиды вступают в реакцию как с кислотами, так и с основаниями. Например, гидроксид алюминия взаимодействует с соляной кислотой, проявляя основные свойства:

Молекулярное уравнение:  $Al(OH)_3 + 3HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$

*Полное ионное уравнение:*  $Al(OH)_3 + 3H^+ + 3Cl^- \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^- + 3H_2O$

*Сокращенное ионное уравнение:*  $Al(OH)_3 + 3H^+ \rightarrow Al^{3+} + 3H_2O$

При реакции с гидроксидом натрия это соединение проявляет кислотные свойства, образуя гидроксокомплексы:

*Молекулярное уравнение:*  $Al(OH)_3 + 3NaOH \rightarrow Na_3[Al(OH)_6]$

*Полное ионное уравнение:*  $Al(OH)_3 + 3Na^+ + 3OH^- \rightarrow 3Na^+ + [Al(OH)_6]^{3-}$

*Сокращенное ионное уравнение:*  $Al(OH)_3 + 3OH^- \rightarrow [Al(OH)_6]^{3-}$

Количество групп (ОН) в гидроксокомплексах определяется зарядом металла. Как правило, оно в два раза больше, чем его заряд. В данном случае у иона алюминия заряд (3+), значит он может присоединить 6 групп ОН. При этом образуется комплексный ион  $[Al(OH)_6]^{3-}$ . Заряд этого иона определяется как сумма всех зарядов ионов, входящих в его состав. В данном случае (3+) + 6·(1-) = (3-). Подстрочные индексы в таких соединениях проставляются также по принципу «крест на крест». У иона натрия заряд (1+), значит для иона  $[Al(OH)_6]^{3-}$  подстрочный индекс будет (1-), а у иона  $[Al(OH)_6]^{3-}$  заряд (3-), значит у натрия будет подстрочный индекс 3.

Таким образом, в обоих случаях гидроксид алюминия растворяется с образованием соли и воды.

## 1.2. РУКОВОДСТВО К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

### «РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА»

**Цель работы:** *изучить реакции ионного обмена, сопровождающиеся образованием малорастворимых соединений, газообразных веществ и слабых электролитов; изучить свойства амфотерных соединений.*

#### Опыт 1. Получение малорастворимых оснований

**Приборы и реактивы:** растворы солей FeCl<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub>, NiSO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, раствор щелочи NaOH, штатив для пробирок, пробирки, стеклянные палочки.

#### **Выполнение опыта:**

1. В 4 пробирки налить растворы солей: в 1 – хлорида железа (III), во 2 – сульфата меди, в 3 – сульфата никеля, в 4 – карбоната калия.
2. Добавить в каждую пробирку несколько капель раствора щелочи.
3. Пронаблюдать изменения в пробирках. Реактивы из пробирок не выливать.

#### **Задание**

1. Написать уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах. Указать цвет полученных соединений.
2. Объяснить наблюдения, полученные в ходе эксперимента. В каких случаях не наблюдается изменений в пробирках и почему?
3. Сделать вывод, каким способом можно получить малорастворимое основание.

## Опыт 2. Реакции с образованием слабого электролита

**Приборы и реактивы:** осадки, полученные в предыдущем опыте, раствор HCl, пробирки, штатив для пробирок, стеклянные палочки.

### Выполнение опыта:

1. В пробирки с осадками, полученными в предыдущих опытах, добавить соляную кислоту до их полного растворения.
2. Отметить изменения в пробирках.

### Задание

1. Написать уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах. Указать цвет полученных соединений.
2. Объяснить наблюдения, полученные в ходе эксперимента. Какой слабый электролит образуется в данных реакциях?
3. Сделать вывод, каким способом можно получить слабый электролит.

## Опыт 3. Реакции, протекающие с образованием газа

**Приборы и реактивы:** растворы солей  $K_2CO_3$ ,  $NH_4NO_3$ , раствор щелочи NaOH, раствор HCl, пробирки, штатив для пробирок, стеклянные палочки, универсальный индикатор.

### Выполнение опыта:

1. В пробирку налить раствор карбоната калия и добавить соляную кислоту.
2. Пронаблюдать изменения в пробирках.
3. Опустить полоску универсальной индикаторной бумаги в верхнюю часть пробирки (не погружая в раствор и не касаясь стенок пробирки) сразу после добавления кислоты и зафиксировать ее окраску.
4. В пробирку налить раствор нитрата аммония и добавить раствор щелочи.
5. Намочить дистиллированной водой полоску универсальной индикаторной бумаги и погрузить в верхнюю часть пробирки (не погружая в раствор и не касаясь стенок пробирки), зафиксировать ее окраску.

### Задание

1. Написать уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах. Какие газы выделяются в результате реакций?
2. Определить значение водородного показателя по цвету индикаторной бумаги, используя шкалу на тубусе. Объяснить, почему индикаторная бумага приобретает такую окраску. Какова среда раствора?

## Опыт 4. Получение малорастворимых солей

**Приборы и реактивы:** растворы солей  $Ba(NO_3)_2$ ,  $K_2CrO_4$ ,  $FeCl_3$ ,  $K_2CO_3$ , NaCl, раствор  $H_2SO_4$ , пробирки, штатив для пробирок, стеклянная палочка.

### **Выполнение опыта:**

1. В три пробирки налить раствор нитрата бария и добавить: в 1 пробирку – раствор серной кислоты, во 2 пробирку – раствор хромата калия, в 3 пробирку – раствор хлорида натрия.
2. В две пробирки налить раствор хлорида железа (III) и добавить: в 1 пробирку – раствор карбоната калия, во 2 пробирку – раствор серной кислоты.
3. Отметить, в каких пробирках образуется осадок и зафиксировать их цвет.

### **Задание**

1. Указать цвет полученных соединений. Написать уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах.
2. Пояснить, почему в некоторых пробирках не произошло никаких изменений.
3. Сделать вывод о способах получения малорастворимых солей.

## **Опыт 5. Химические свойства амфотерных соединений**

**Приборы и реактивы:** растворы солей  $MgSO_4$ ,  $CrCl_3$ , раствор щелочи  $NaOH$ , раствор кислоты  $HCl$ .

### **Выполнение опыта:**

1. В пробирку налить раствор сульфата магния и добавить несколько капель щелочи до образования осадка. Не следует добавлять избыток щелочи. Отметить его цвет.
2. Осторожно слить жидкость из пробирки и разделить осадок пополам, поместив в две пробирки.
3. В первую пробирку добавить раствор соляной кислоты, а во вторую – избыток щелочи.
4. Пронаблюдать за изменениями в пробирках.
5. Начиная с п.1, провести аналогичный опыт с раствором хлорида хрома (III).

### **Задание**

1. Указать цвет полученных осадков при добавлении нескольких капель щелочи. Для каждого случая написать уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах.
2. Пояснить, какие изменения происходят в пробирках: 1) после добавления кислоты; 2) после добавления избытка щелочи. Написать уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах для обоих случаев.
3. Сделать вывод о свойствах амфотерных соединений. С какими веществами они вступают в реакцию? Объяснить наблюдения. Почему осадок растворяется (не растворяется) при добавлении того или иного реагента?

## **1.3. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ**

1. Что такое электролиты и неэлектролиты? Какие вещества к ним относятся?
2. Что такое электролитическая диссоциация?
3. Что такое степень диссоциации?
4. Чем характеризуются сильные и слабые электролиты? Какие вещества относятся к тому или иному типу?

5. Как записать уравнение электролитической диссоциации?
6. Каковы правила записи реакций ионного обмена в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах? В каком виде в них записываются слабые и сильные электролиты?
7. На какие вещества распадаются слабые электролиты (гидроксид аммония, угольная кислота)?
8. Как определить заряды ионов и подстрочные индексы в формулах веществ?
9. Как с помощью универсальной индикаторной бумаги определить реакцию среды в растворе? Чему равен рН в кислой, нейтральной и щелочной среде?
10. Что такое амфотерность? Какие вещества обладают амфотерными свойствами?
11. Как реагируют амфотерные гидроксиды с кислотами и основаниями?
12. Как определить знак заряда комплексного иона?

## 2. РАСТВОРЫ

### 2.1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

**Раствор** – это гомогенная система, образованная двумя или более компонентами. В состав раствора входят растворитель и растворённое вещество. **Растворитель** – это вещество, концентрация которого выше, чем у других компонентов. Чаще всего в качестве растворителя используется вода. Применяют также и органические растворители - спирты, эфиры, ацетон, бензол и т.д.

Когда твёрдое вещество вносится в жидкость, от его поверхности отрываются отдельные молекулы. Благодаря диффузии, они равномерно распределяются по всему объёму растворителя. Одновременно происходит и обратный процесс – **кристаллизация**. Перешедшие в раствор молекулы, ударяясь о поверхность еще не растворившегося вещества, снова притягиваются к нему и входят в состав кристаллов. Когда скорость растворения становится равной скорости кристаллизации, количество вещества в растворе перестаёт увеличиваться, и раствор становится **насыщенным**. В таком растворе концентрация растворенного вещества максимальна, а часть его находится в виде осадка.

Растворы с низким содержанием растворённого вещества называются **разбавленными**, а с высоким содержанием – **концентрированными**.

**Растворимость** – это способность вещества растворяться в другом при заданных условиях. Она равна концентрации насыщенного при данных условиях раствора. Измеряется в г/100г растворителя. С повышением температуры растворимость большинства твердых и жидких веществ увеличивается. Поэтому при охлаждении горячих насыщенных растворов избыток растворенного вещества обычно выпадает в осадок. Растворимость жидких веществ в жидкостях, как правило, увеличивается с ростом температуры, а растворимость газов, наоборот, понижается.

Обычно растворение твердых веществ в жидкостях сопровождается поглощением тепла, так как происходит затрата энергии на разрушение кристаллической решетки. При этом температура раствора понижается. Однако в некоторых случаях, в том числе, при растворении газов, тепло выделяется в окружающую среду и температура раствора повышается.

**Концентрация** - это количество растворенного вещества в определенном объеме или массе раствора.

Наиболее распространёнными способами выражения концентрации являются:

1) **Массовая доля  $\omega\%$**  - отношение массы растворённого вещества к массе раствора.

$$\omega\% = \frac{m_{p. \text{ в-ва}}}{m_{p-ра}} \cdot 100\%$$

2) **Молярная концентрация  $C_M$**  – отношение количества молей  $n$  растворенного вещества к объёму раствора, измеряется в моль/л.

$$C_M = \frac{n_{p. \text{ в-ва}}}{V_{p-ра}}$$

Единица измерения моль/л может сокращенно обозначаться как М. Например,  $C_M = 1 \frac{\text{моль}}{\text{л}} = 1 \text{ М}$ ;  $C_M = 0,5 \frac{\text{моль}}{\text{л}} = 0,5 \text{ М}$ .

3) **Нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента)  $C_N$**  – отношение количества моль-эквивалентов  $n_{\text{Э}}$  растворенного вещества к объёму раствора, измеряется в моль/л или моль-эquiv/л.

$$C_n = \frac{n_{\text{Э п.с-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} = \frac{n_{\text{п.с-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} \cdot \frac{1}{f}$$

где  $f$  – фактор эквивалентности вещества, который рассчитывается по формулам:

для кислоты  $f = \frac{1}{k(H)}$ ,  $k(H)$  – количество атомов водорода в кислоте;

для основания  $f = \frac{1}{k(OH)}$ ,  $k(OH)$  – количество гидроксогрупп в основании;

для соли  $f = \frac{1}{k(Me) \cdot n(Me)}$ ,  $k(Me)$  – число атомов металла,  $n(Me)$  – заряд иона металла.

Единицы измерения нормальной концентрации также обозначают буквой н, например,  $C_n = 1 \frac{\text{моль}}{\text{л}} = 1 \text{ н}$ ;  $C_n = 0,5 \frac{\text{моль}}{\text{л}} = 0,5 \text{ н}$ .

Молярная и нормальная концентрация связаны формулами:

$$C_n = \frac{C_M}{f}; \quad C_M = f C_n$$

4) **Титр  $T$**  – отношение массы растворенного вещества к объёму раствора, измеряется в г/мл.

$$T = \frac{m_{\text{п.с-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}$$

Для приготовления растворов твёрдые вещества взвешивают на аналитических весах, то есть готовят **навеску**. В случае, если используется безводная соль, например, NaCl, то масса навески совпадает с массой растворённого вещества.

Пример расчета массы навески для приготовления раствора KCl объемом 250 мл с массовой долей 14% (плотность раствора  $\rho_{\text{р-ра}} = 1,1 \text{ г/мл}$ ):

1. Рассчитаем массу раствора, исходя из справочных данных по его плотности:

$$\rho_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{V_{\text{р-ра}}}$$

$$m_{\text{р-ра}} = \rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}} = 1,1 \text{ г/мл} \cdot 250 \text{ мл} = 275 \text{ г}$$

2. Рассчитаем массу растворенного вещества из формулы массовой доли:

$$\omega\% = \frac{m_{\text{раст.в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{раст.в-ва}} = \frac{\omega\% \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%} = \frac{14\% \cdot 275 \text{ г}}{100\%} = 38,5 \text{ г}$$

Так как соль KCl является безводной, то масса растворенного вещества и будет являться массой навески.

Иногда вместо безводных солей используются **кристаллогидраты** – вещества, содержащие кристаллизационную воду в твёрдом состоянии. Тогда масса растворенного вещества не будет совпадать с массой навески. Например, при растворении в воде навески кристаллогидрата  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  образуется раствор безводной соли  $\text{CuSO}_4$ . При этом масса безводной соли в растворе будет гораздо меньше массы навески, так в кристаллогидрате содержатся еще и молекулы воды.

Пример расчета навески кристаллогидрата  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  для приготовления 10% раствора  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  массой 200 г:



1) Рассчитаем массу растворенного вещества  $Na_2B_4O_7$  в растворе с массовой долей 10%:

$$\omega\% = \frac{m(Na_2B_4O_7)}{m_{p-pa}} \cdot 100\%$$

$$m(Na_2B_4O_7) = \frac{\omega\% \cdot m_{p-pa}}{100\%} = \frac{10\% \cdot 200г}{100\%} = 20 г$$

2) Рассчитаем молярную массу кристаллогидрата:

$$M(Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O) = M(Na_2B_4O_7) + 10M(H_2O) = 201 + 10 \cdot 18 = 381 \text{ г/моль}$$

3) Рассчитаем навеску кристаллогидрата, учитывая, что соотношение масс кристаллогидрата и безводной соли равно соотношению их молярных масс:

$$\frac{m(Na_2B_4O_7)}{m(Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O)} = \frac{M(Na_2B_4O_7)}{M(Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O)}$$

$$m(Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O) = \frac{M(Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O) \cdot m(Na_2B_4O_7)}{M(Na_2B_4O_7)} = \frac{381 \cdot 20}{201} = 37,9 г$$

Итак, масса навески кристаллогидрата составит 37,9 г.

Пример расчета массы навески для приготовления 450 мл раствора  $Na_3PO_4$  с молярной концентрацией 1М:

$$C_M = \frac{n_{p.в-ва}}{V_{p-ра}}$$

Так как  $n_{p.в-ва} = \frac{m_{раст.в-ва}}{M_{раст.в-ва}}$ , то

$$C_M = \frac{m_{раст.в-ва}}{M_{раст.в-ва} V_{p-ра}}$$

Отсюда рассчитаем массу навески:

$$m_{раст.в-ва} = M_{раст.в-ва} V_{p-ра} C_M = 164 \frac{г}{\text{моль}} \cdot 0,45 \text{ л} \cdot \frac{1 \text{ моль}}{\text{л}} = 73,8 \text{ г}$$

Для приготовления растворов также используют **метод разведения**. Для этого берут определенный объем (аликвоту) концентрированного раствора и разбавляют водой. Чтобы рассчитать аликвоту, используют закон эквивалентов:

$$C_{н1} V_1 = C_{н2} V_2$$

где  $C_{н1}$  и  $V_1$  - нормальная концентрация и объем концентрированного раствора;  $C_{н2}$  и  $V_2$  - нормальная концентрация и объем приготавливаемого раствора.

Пример расчета для приготовления раствора  $H_3PO_4$  объемом 250 мл с нормальной концентрацией 2 моль/л из раствора с молярной концентрацией 1 моль/л:

1) Так как концентрированный раствор дан в молярной концентрации, переведем ее в нормальную по формуле:

$$C_{н1} = \frac{C_M}{f}$$

$H_3PO_4$  - это кислота, ее эквивалент рассчитывается по формуле:

$$f = \frac{1}{k(H)} = \frac{1}{3}$$

$$C_{н1} = \frac{C_M}{f} = \frac{1}{\frac{1}{3}} = 3 \text{ моль/л}$$

- 2) Рассчитаем объем концентрированного раствора, необходимого для приготовления раствора с концентрацией 2М:

$$V_1 = \frac{C_{н2}V_2}{C_{н1}} = \frac{2 \text{ моль/л} \cdot 250 \text{ мл}}{3 \text{ моль/л}} = 166 \text{ мл}$$

По содержанию ионов водорода в растворе оценивается его **кислотность**. Для этого используется **водородный показатель pH**.

$$pH = -\lg [H^+]$$

где  $[H^+]$  - концентрация ионов водорода в растворе. pH может изменяться от 0 до 14. Если  $pH < 7$ , концентрация ионов водорода в растворе высока и такая среда является кислой (характерна для растворов кислот). При  $pH > 7$  концентрация ионов  $H^+$  низкая, но высока концентрация  $OH^-$ , среда является щелочной (характерна для растворов щелочей). При  $pH = 7$  концентрация обоих ионов одинакова, то есть среда является нейтральной (чистая вода).

Для определения реакции среды используются специальные вещества, которые называются **кисотно-основными индикаторами**. В зависимости от среды они имеют разную окраску (таблица 3). Индикаторы могут использоваться в виде раствора. Ими также пропитывают бумагу, а затем высушивают (**индикаторная бумага**). Например, в бумажной виде встречается универсальный индикатор (**универсальная индикаторная бумага**). Полоску бумаги погружают в исследуемый раствор, после чего она меняет цвет. Используя цветную шкалу на тубусе, можно по цвету бумаги определить примерное значение водородного показателя.

**Таблица 3. Окраска распространённых кислотно-основных индикаторов.**

Индикатор	Окраска раствора		
	кислая среда	нейтральная среда	щелочная среда
Метиловый оранжевый	красная	оранжевая	жёлтая
Фенолфталеин	бесцветная	бесцветная	малиновая
Лакмус	красная	фиолетовая	синяя

## 2.2. РУКОВОДСТВО К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

### «РАСТВОРЫ»

**Цель работы:** *приготовление растворов веществ заданной концентрации; определение водородного показателя среды с помощью кислотно-основных индикаторов.*

#### Опыт 1. Взятие навески для приготовления раствора с заданной массовой долей

**Приборы и реактивы:** плоскодонная колба с пробкой объемом 100 мл, весы, стеклянная палочка, набор ареометров, мерный цилиндр объемом 100 мл, кристаллогидраты: сульфата кобальта  $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , сульфата меди  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , сульфата никеля  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , калька, ножницы, воронка, промывалка.

#### **Выполнение опыта:**

1. Получив номер варианта у преподавателя, рассчитать навеску кристаллогидрата соли, необходимую для приготовления раствора безводной соли объемом 100 мл с заданной массовой долей:

Таблица 4.

№ варианта	Кристаллогидрат	$\omega\%$	Плотность раствора (справочные данные при 20 °С), г/мл
1	$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	$\omega\%(\text{CuSO}_4) = 2\%$	1,019 г/мл
2	$\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	$\omega\%(\text{CoSO}_4) = 2\%$	1,019 г/мл
3	$\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$	$\omega\%(\text{NiSO}_4) = 4\%$	1,042 г/мл
4	$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	$\omega\%(\text{CuSO}_4) = 4\%$	1,041 г/мл
5	$\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	$\omega\%(\text{CoSO}_4) = 4\%$	1,041 г/мл
6	$\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$	$\omega\%(\text{NiSO}_4) = 2\%$	1,02 г/мл

2. Включить весы, нажав на кнопку «ON/OFF», дождаться, пока на дисплее не установится цифра 0,00.
3. Вырезать из кальки лист необходимого размера для взвешивания соли, загнуть края кальки внутрь и взвесить её на весах, зафиксировав её массу с помощью кнопки RE-ZERO. При этом цифра на дисплее должна обнулиться.
4. С помощью фарфоровой ложки насыпать на кальку кристаллогидрат массой, соответствующей рассчитанной навеске.
5. После измерения обнулить весы, повторно нажав на кнопку «RE-ZERO».
6. В плоскодонную колбу налить примерно 50 мл дистиллированной воды из промывалки.
7. Навеску соли осторожно высыпать в колбу.
8. Добавить дистиллированную воду в колбу, доведя объем до метки 100 мл, ориентируясь на риску (метку) на горлышке колбы.
9. Закрыть колбу пробкой и осторожно взбалтывать раствор до полного растворения соли. Внимание! Чтобы концентрация раствора не различалась в верхней и нижней части колбы, ее нужно слегка наклонять при взбалтывании.
10. Полученный раствор вылить через воронку в мерный цилиндр и погрузить в него ареометр с соответствующим диапазоном измерения плотности.

11. Измерить плотность полученного раствора, записать ее значение и сравнить со справочным значением. Внимание! Плотность на ареометре указан в  $\text{кг/м}^3$ . Чтобы перевести в  $\text{г/мл}$ , необходимо поделить значение на 1000.

### Задание

1. По результатам эксперимента заполнить таблицу 5.

Таблица 5.

Формула кристаллогидрата	Массовая доля, $\omega\%$	Заданный объем раствора $V$ , мл	Масса навески $m$ , г	Плотность раствора, (справочные данные при $20^\circ\text{C}$ ) $\rho$ , г/мл	Плотность раствора (экспериментальная), $\rho$ , г/мл

2. Почему экспериментальная плотность раствора отличается от справочной? Сделать вывод о погрешности приготовления раствора с заданной массовой долей растворенного вещества.
3. Рассчитать молярную и нормальную концентрацию, а также титр полученного раствора, используя данные экспериментальной плотности. Заполнить таблицу 6.

Таблица 6.

Формула кристаллогидрата	Массовая доля $\omega\%$	Молярная концентрация $C_M$ , моль/л	Нормальная концентрация $C_N$ , моль/л	Титр $T$ , г/мл

### **Опыт 2. Приготовление раствора щёлочи с заданной молярной концентрацией**

**Приборы и реактивы:** плоскодонная колба с пробкой объёмом 100 мл, весы, набор ареометров, мерный цилиндр объёмом 100 мл, гранулированный гидроксид калия КОН, калька, ножницы, воронка, аналитические весы.

#### **Выполнение опыта:**

1. Получив номер варианта у преподавателя, рассчитать навеску гидроксида калия КОН, необходимую для приготовления раствора объёмом 100 мл с заданной молярной концентрацией.

Таблица 7.

№ варианта	Молярная концентрация, моль/л	Плотность раствора, (справочные данные при 20°C), г/мл
1	0,23	1,010
2	0,33	1,015
3	0,43	1,020
4	0,54	1,025
5	0,64	1,030
6	0,74	1,035
7	0,85	1,040
8	0,95	1,045

2. Способом, описанным в опыте №1, взвесить на весах щёлочь точно по рассчитанной навеске. Внимание! Во избежание ожога щёлочь запрещается брать голыми руками. Если реактив оказался рассыпан, его следует осторожно собрать с помощью бумаги и утилизировать.
3. В плоскодонную колбу налить примерно 50 мл дистиллированной воды из промывалки.
4. Навеску гидроксида калия осторожно высыпать в колбу.
5. Добавить дистиллированную воду в колбу, доведя объём до метки 100 мл.
6. Закрыть колбу пробкой и осторожно взбалтывать раствор до полного растворения щёлочи.
7. Полученный раствор вылить через воронку в мерный цилиндр и погрузить в него ареометр с соответствующим диапазоном измерения плотности.
8. Измерить плотность полученного раствора, записать её значение.

### Задание

1. Сравнить экспериментальную плотность раствора со справочным значением. Сделать вывод о погрешности приготовления раствора молярной концентрации.
2. Используя значения экспериментальной плотности раствора, пересчитать полученную концентрацию в другие способы выражения концентрации и заполнить таблицу 8.

Таблица 8.

В №	Молярная концентрация $C_M$ , моль/л	Объём раствора $V$ , мл	Масса навески $m$ , г	Плотность раствора (эксперимент.) $\rho$ , г/мл	Плотность раствора (справочн.) $\rho$ , г/мл	Нормальная концентрация $C_N$ , моль /л	Титр $T$ , г/мл	Массовая доля $\omega\%$

### **Опыт 3. Приготовление раствора кислоты с заданной нормальной концентрацией методом разведения**

**Приборы и реактивы:** плоскодонная колба с пробкой объёмом 100 мл, набор ареометров, мерный цилиндр объёмом 100 мл, мерный цилиндр объёмом 25 мл, 1М раствор серной кислоты, воронка.

#### **Выполнение опыта:**

1. Получив номер варианта у преподавателя, по закон эквивалентов рассчитать объём (аликвоту) 1М раствора  $H_2SO_4$ , необходимый для приготовления раствора объёмом 100 мл с заданной нормальной концентрацией.

Таблица 9.

№ варианта	Нормальная концентрация
	$C_N$ , моль/л
1	0,04
2	0,06
3	0,08
4	0,1
5	0,12
6	0,15
7	0,2
8	0,25

- Отмерить с помощью мерного цилиндра аликвоту 1М раствора  $H_2SO_4$ , рассчитанную в п.1.
- В плоскодонную колбу налить примерно 50 мл дистиллированной воды из промывалки.
- Используя воронку, осторожно вылить в колбу отмерянный объём раствора серной кислоты.
- Добавить дистиллированную воду в колбу, доведя объём до метки 100 мл.
- Закрыть колбу пробкой и осторожно взболтать раствор.
- Полученный раствор вылить через воронку в мерный цилиндр и погрузить в него ареометр с соответствующим диапазоном измерения плотности.
- Измерить плотность полученного раствора, записать её значение.

### Задание

- Используя значения экспериментальной плотности раствора, пересчитать полученную концентрацию в другие способы выражения концентрации и заполнить таблицу 10.

Таблица 10.

В№	Нормальная концентрация $C_N$ , моль/л	Объём раствора $V$ , мл	Объём аликвоты $V$ , мл	Плотность раствора (экспериментальная) $\rho$ , г/мл	Молярная концентрация, $C_M$ , моль/л	Титр $T$ , г/мл	Массовая доля $\omega\%$

### **Опыт 4. Определение водородного показателя и реакции среды различными индикаторами**

**Приборы и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, растворы веществ, обозначенных номерами 1,2,3 (гидроксида калия KOH, соляной кислоты HCl, хлорида натрия NaCl), универсальная индикаторная бумага в тубусе, индикаторная бумага или растворы индикаторов (фенолфталеин, лакмус, метиловый оранжевый).

#### **Выполнение опыта:**

- Получить у преподавателя ёмкости с растворами веществ, обозначенных номерами.
- Налить 1-2 мл раствора №1 в пробирку под №1, раствора №2 – в пробирку под номером №2, раствора №3 – в пробирку под номером №3.
- Открыть тубус с универсальной индикаторной бумагой и взять одну полоску.
- Разделив полоску универсальной индикаторной бумаги на три части, погрузить ее на несколько секунд в пробирки.
- Аккуратно вытащить полоски с помощью стеклянной палочки и дать им высохнуть.
- Отметить изменение окраски универсальной индикаторной бумаги.

- Используя шкалу на тубусе универсальной индикаторной бумаги, определить водородный показатель. Результат занести в таблицу 12.
- В этих же пробирках проделать опыт с другими индикаторами (лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин), поочередно опуская полоски бумаги в раствор. Если какие-то индикаторы находятся в виде раствора, то каждый добавляют в пробирки отдельно от других в количестве 1-2 капли и отмечают изменение окраски. Результаты эксперимента занести в таблицу 11.

Таблица 11.

Раствор	Окраска			Реакция среды	Окраска	pH	Вещество
	лакмус	фенолфталеин	метиловый		универсальный индикатор		
№1							
№2							
№3							

### Задание

- Используя данные об изменении окраски индикаторов, определить реакцию среды.
- Сделать вывод о реакции среды и значении водородного показателя для растворов №1,2,3, указать какой из них является раствором КОН, HCl и NaCl.
- Написать уравнение электролитической диссоциации этих веществ в растворе и объяснить, чем обусловлена та или иная реакция среды.

### **2.3. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ**

- Что такое раствор, растворенное вещество, растворитель?
- Опишите процесс растворения твердого тела в жидком растворителе. Как происходит кристаллизация?
- Что такое насыщенный, разбавленный, концентрированный раствор?
- Что такое растворимость? В чем она измеряется? Как влияет температура на растворимость веществ?
- Какие тепловые эффекты наблюдаются при образовании раствора?
- Дайте определение концентрации.
- Опишите способы выражения концентрации растворов, приведите обозначения, формулы для расчета концентраций, единицы измерения (массовая доля, молярная концентрация, нормальная концентрация, титр).
- Как можно кратко обозначить единицы измерения молярной и нормальной концентрации?
- Как рассчитывается эквивалент для кислот, оснований, солей?
- Как рассчитать массу навески безводной соли для раствора с известной массовой долей растворенного вещества?
- Что представляют собой кристаллогидраты? Приведите примеры.
- Как рассчитать массу навески, если раствор готовят из кристаллогидрата?
- Как рассчитать массу навески для приготовления раствора с заданной молярной концентрацией?
- Как приготовить раствор методом разведения? Приведите закон эквивалентов.
- Что такое водородный показатель? Какие значения он может принимать? Как он рассчитывается?

16. Как определить характер среды по значению водородного показателя? Чему равна концентрация ионов водорода и гидроксогрупп в нейтральном растворе? Каково их соотношение в кислой и щелочной среде?
17. Что такое индикаторы? В каком виде их можно использовать? Перечислите распространенные виды кислотно-основных индикаторов. Как определить кислотность среды с помощью индикаторов?



### 3. ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

#### 3.1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Предметом исследования в химии является вещество, свойства которого определяются его химическим составом. Процедура получения данных о химическом составе вещества опытным путём называется *анализом*. Качественный анализ показывает, какие химические элементы содержит данное вещество, а количественный - отображает их численное соотношение.

Наука о методах анализа, направленная на их разработку, создание и совершенствование называется *аналитической химией*. В настоящее время разработано несколько тысяч методов анализа, которые можно разделить на *химические, физические и физико-химические методы*.

*Химические методы* основаны на проведении химических реакций между определяемым веществом и веществом-реагентом. Качественно вещество определяется по признаку протекания реакции с каким-либо реагентом, а его количественное содержание – по количеству реагента, израсходованного на реакцию.

*Физические методы* основаны на регистрации какого-либо физического параметра, связанного с наличием или количеством определяемого вещества в анализируемом объекте (спектральных характеристик, электродного потенциала и т.д.)

*Физико-химические методы* являются комбинацией физических и химических методов. В процессе химической реакции изменяются физические свойства вещества, которые затем измеряют с помощью физических приборов, поэтому физико-химический анализ называют также *приборным* или *инструментальным*.

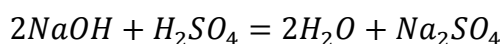
Наиболее трудоемкими являются химические методы анализа, так как они требуют большего времени и подготовки вещества (пробы) к анализу. В настоящее время интенсивно развиваются физико-химические методы, которые позволяют проводить анализ быстро и автоматически обрабатывать результаты эксперимента.

Одним из химических методов определения количественного состава раствора является *титриметрический анализ (титриметрия)*. Он основан на точном измерении объёма реагента, потраченного на реакцию с определяемым веществом.

Реагент, с помощью которого определяют концентрацию вещества в анализируемом растворе, называется *титрантом*. Для анализа применяют *стандартный раствор (рабочий раствор)* этого вещества, концентрация которого точно известна.

В зависимости от того, на каком типе реакции основан титриметрический анализ, выделяют следующие его виды: кислотно-основное титрование, осадительное титрование, окислительно-восстановительное титрование и т.д.

Для определения концентрации раствора щёлочи или кислоты применяют *метод кислотно-основного титрования* (рис. 1). Он основан на реакции нейтрализации - реакции между кислотой и щелочью. Чтобы определить концентрацию раствора  $NaOH$ , определённый объём (*аликвоту*) этого раствора помещают в плоскодонную колбу. Бюретку закрепляют в штативе и наливают туда стандартный раствор кислоты с известной концентрацией (*титрант*). Постепенно, по каплям, из бюретки добавляют раствор титранта в колбу, в результате чего начинает протекать химическая реакция:



В начале титрования раствор в колбе имеет щелочную реакцию с  $pH > 7$ . Но капля за каплей кислота будет нейтрализовать щёлочь, и её количество в колбе будет уменьшаться. Тогда  $pH$  раствора будет постепенно снижаться. В какой-то момент щёлочь окончательно нейтрализуется, и среда раствора с щелочной изменится на нейтральную,  $pH$  станет равен 7. Визуально этот переход можно зафиксировать с помощью **кисотно-основных индикаторов**.

Несколько капель индикатора добавляют в колбу с титруемым раствором до начала титрования. При изменении среды индикатор резко меняет окраску, в этот момент титрование заканчивают. В конце титрования рабочий раствор добавляют по каплям, чтобы не пропустить момент изменения окраски индикатора.

В этот момент титруемое вещество и титрант находятся в колбе в **эквивалентных соотношениях** (указанных в уравнении реакции). Такое состояние называется **точкой эквивалентности**. В данном случае точка эквивалентности наступает, когда соотношение щёлочи и кислоты в колбе равно 2:1. При дальнейшем добавлении титранта в колбе избыток кислоты приводит к дальнейшему снижению  $pH$ , среда становится кислой.

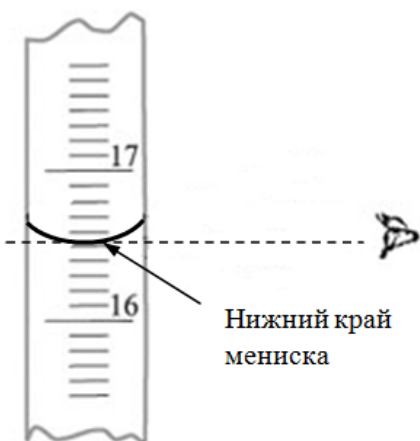


Рис.2. Измерение уровня титранта в бюретке.

Перед титрованием отмечают уровень титранта в бюретке (рис. 2) по нижнему краю жидкости (мениску). Окончив титрование, снова отмечают уровень титранта. По разнице значений рассчитывают точный объём титранта, пошедший на титрование. Далее определяют концентрацию анализируемого раствора по закону эквивалентов:

$$C_{n1} \cdot V_1 = C_{n2} \cdot V_2$$

где  $C_{n1}$ ,  $C_{n2}$  – нормальная концентрация анализируемого раствора и титранта, моль/л;  $V_1$  – объём анализируемого раствора в колбе (аликвота),  $V_2$  – объём титранта, пошедший на титрование, мл.

Определить водородный показатель анализируемого раствора можно по формуле:

$$pH = -\lg [H^+]$$

Пример расчета водородного показателя в кислой среде:

Если концентрация раствора  $H_2SO_4$  равна 0,01 моль/л, тогда, согласно уравнению электролитической диссоциации:

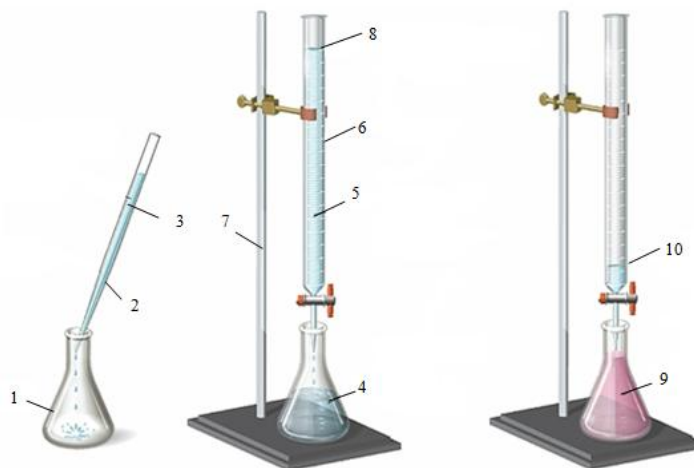
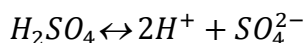


Рис.1 . Установка для титрования: 1 - плоскодонная колба; 2 - пипетка; 3 - аликвота раствора с неизвестной концентрацией; 4 - аликвота раствора с добавлением индикатора; 5 - стандартный (рабочий) раствор; 6 - бюретка; 7 - штатив; 8 - начальный уровень рабочего раствора в бюретке; 9 - раствор, изменивший окраску после титрования; 10 - конечный уровень рабочего раствора в бюретке.



Так как перед водородом стоит коэффициент 2, то концентрация ионов водорода будет в два раза больше концентрации кислоты:

$$[H^+] = 2C(H_2SO_4) = 2 \cdot 0,01 = 0,02 \text{ моль/л}$$

Тогда  $pH = -\lg 0,01 = -\lg 10^{-2} = 2$ .

$pH < 7$ , среда кислая.

Пример расчета водородного показателя в щелочной среде:

Расчет водородного показателя в щелочной среде проводится косвенным путем. Для начала нужно определить гидроксильный показатель, который рассчитывается по формуле:

$$pOH = -\lg [OH^-]$$

В растворе КОН с концентрацией 0,001 моль/л, согласно уравнению электролитической диссоциации, концентрация ионов  $OH^-$  будет также равна 0,001 моль/л, т.к. перед этим ионом стоит коэффициент 1.



Тогда  $pOH$  будет равен:

$$pOH = -\lg 0,001 = -\lg 10^{-3} = 3$$

Для расчета  $pH$  раствора используется формула:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - 3 = 11$$

$pH > 7$ , среда щелочная.

## 3.2. РУКОВОДСТВО К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

### «ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА МЕТОДОМ КИСЛОТНО-ОСНОВНОГО ТИТРОВАНИЯ»

**Цель работы:** *определить реакцию среды, значение водородного показателя и концентрацию веществ в растворе методом кислотно-основного титрования.*

#### Опыт 1. Определение кислотности и водородного показателя среды с помощью кислотно-основных индикаторов

**Приборы и реактивы:** штатив, пробирки, растворы  $H_2SO_4$  и  $NaOH$  с неизвестной концентрацией, индикаторы– метиловый оранжевый, фенолфталеин, лакмус, универсальный индикатор.

#### **Выполнение опыта:**

1. Получить у преподавателя растворы двух веществ с неизвестной концентрацией (по варианту).

- С помощью индикаторов определить реакцию среды в растворе. Для этого полоски индикаторной бумаги погрузить ненадолго в раствор, а затем сравнить цвет с указанным в таблице (см. теорию) или по эталону на тубусе универсального индикатора.

### Задание

- Сделать вывод о реакции среды, определить приблизительное значение pH.
- Определить, какое вещество находится в растворе -  $H_2SO_4$  или  $NaOH$ . Заполнить таблицу 12.

Таблица 12.

В№	Индикатор	Цвет	Среда	pH	Вещество
	Метилловый оранжевый				
	Фенолфталеин				
	Лакмус				
	Универсальный				
В№	Индикатор	Цвет	Среда	pH	Вещество
	Метилловый оранжевый				
	Фенолфталеин				
	Лакмус				
	Универсальный				

### **Опыт 2. Определение концентрации раствора сильного электролита методом кислотно-основного титрования**

**Приборы и реактивы:** бюретка, штатив, стаканы на 400 мл, колба плоскодонная на 50 мл, мерный цилиндр на 25 мл, 0,25н  $NaOH$ , 0,25н  $H_2SO_4$ , растворы  $H_2SO_4$  и  $NaOH$  с неизвестной концентрацией, метилловый оранжевый.

#### **Выполнение опыта:**

- Проводят титрование растворов. Если раствор является кислотой, то в качестве титранта берут 0,25н раствор  $NaOH$ . Если это щелочь, то ее нужно титровать 0,25н раствором  $H_2SO_4$ .
- Закрепить бюретку в штативе и, используя воронку, заполните ее раствором титранта до верхней метки, повернув кран таким образом, чтобы содержимое не выливалось.
- Поставить стакан и открыть кран, чтобы проверить, как работает бюретка. Отрегулировать скорость выливания раствора (он должен выливаться по каплям) с помощью крана. Из носика бюретки удалить воздух.
- Обратить внимание на шкалу бюретки. Точное значение объема показывает нижний мениск. Как можно точнее определить положение мениска в разные моменты времени.
- Отмерить мерным цилиндром аликвоту раствора неизвестной концентрации объемом 20 мл и поместить в плоскодонную колбу на 50 мл.
- Добавить в колбу 2-3 капли индикатора метилового оранжевого. Раствор щелочи окрасится в оранжевый цвет, а раствор кислоты – в красный.
- Подложить под колбу фильтровальную бумагу, чтобы было лучше видно изменение окраски индикатора и поставить таким образом, чтобы раствор из бюретки попадал в колбу. Не

сломайте бюретку! От носика бюретки до верха колбы должно оставаться небольшое расстояние.

8. По бюретке отметить первоначальный уровень титранта, записать значение объема.
9. Открыв кран бюретки, начать титрование таким образом, чтобы титрант по каплям поступал в колбу. При резком изменении цвета индикатора титрование прекращают. В растворе кислоты окраска меняется с красной на желтую, в растворе щелочи – наоборот. Внимание! Цвет раствора может измениться не сразу, а только после перемешивания. Поэтому при добавлении порции титранта содержимое колбы нужно осторожно помешивать. Чтобы не пропустить момент конца титрования и не перелить титрант, добавлять его следует по каплям.
10. Отметить конечный уровень титранта в бюретке.
11. Добавить титрант в бюретку и повторить эксперимент еще два раза.

### Задание

1. По разности конечного и начального уровня рассчитать объемы титранта, потраченные на реакцию.
2. Усреднить полученные значения объема титранта и занести в таблицу 13.

Таблица 13. Объем титранта, пошедший на реакцию.

В№	Анализируемое вещество -	Титрант -			
	Объем аликвоты, мл	V <sub>нач</sub>	V <sub>конеч</sub>	V <sub>титр</sub>	V <sub>ср</sub>

В№	Анализируемое вещество -	Титрант -			
	Объем аликвоты, мл	V <sub>нач</sub>	V <sub>конеч</sub>	V <sub>титр</sub>	V <sub>ср</sub>

3. Рассчитать нормальную концентрацию анализируемого раствора по закону эквивалентов.
4. Пересчитать полученное значение в молярную концентрацию.
5. Сравнить полученное значение с теоретическим и вычислить относительную погрешность определения концентрации по формуле:

$$K = \left| \frac{C_m(\text{теор}) - C_m(\text{эксп})}{C_m(\text{теор})} \right| \cdot 100\%$$

6. Рассчитать значение водородного показателя в растворе через значение концентрации, полученное экспериментально. Данные занести в таблицу 14.

Таблица 14. Концентрация и рН раствора.

В№	Анализируемое вещество	C <sub>n</sub> (эксп), моль/л	C <sub>m</sub> (эксп), моль/л	C <sub>m</sub> (теор), моль/л	Относительная погрешность, %	рН

### 3.3. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Дайте определение анализа. В чём заключается сущность качественного и количественного анализа?
2. Что изучает аналитическая химия?
3. Дайте краткую характеристику химических, физических и физико-химических методов анализа. Какие из них наиболее эффективны?
4. На чем основан титриметрический анализ?
5. Что такое титрант, стандартный, рабочий раствор?
6. На какие виды разделяется титриметрический анализ?
7. На чем основан метод кислотно-основного титрования?
8. Как изменяется рН раствора при титровании щелочи кислотой?
9. Для чего применяется индикатор?
10. Что такое точка эквивалентности?
11. Как правильно определить уровень жидкости в бюретке?
12. Как рассчитать концентрацию анализируемого раствора после титрования?
13. Как рассчитать водородный показатель для раствора кислоты и щелочи?

## 4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

### 4.1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

**Химическая кинетика** – раздел химии, который изучает скорость химических реакций и их механизм.

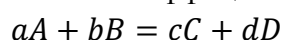
**Скорость химической реакции**  $v$  – это число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени в единице реакционного пространства. Элементарный акт реакции – это столкновение частиц, приводящее к химическому взаимодействию. Чем больше столкновений происходит за единицу времени, тем быстрее идет реакция, что можно отметить визуально по появлению осадка, газа, изменению цвета и т.д. Иногда визуальных признаков протекания реакции нет, так как она протекает с достаточно низкой скоростью. Скорость реакции характеризуется изменением количества какого-либо из исходных реагентов или конечных продуктов реакции в единицу времени в единице реакционного пространства.

**Гомогенные реакции** протекают в однородной среде, то есть равномерно во всем объеме, заполненном реагентами (например, реакции в растворах, в газах). В таком случае благодаря диффузии и движению частиц они распределяются равномерно по всему объему, поэтому реакция происходит в каждой точке системы.

**Гетерогенные реакции** протекают в неоднородной среде, между веществами, которые находятся в разных фазах, при этом реакция идет на границе раздела фаз (реакции между твердыми веществами, между твердым веществом и жидкостью, твердым веществом и газом). Так как одно из веществ находится в твердом состоянии, то в реакцию могут вступать только те частицы, которые находятся на поверхности твердого тела и контактируют с жидкой или газообразной средой. То есть процесс идет только на поверхности раздела. Такие реакции имеют гораздо меньшие скорости, чем гомогенные.

Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, от их агрегатного состояния, температуры, концентрации реагентов, от наличия катализатора, а также от степени дисперсности (измельченности) вещества или внешнего воздействия (механическая энергия, энергия излучения и т.д.). Реакции между веществами, находящимися в одном агрегатном состоянии (в жидком или газообразном) будут протекать гораздо быстрее, так как являются гомогенными. Если хотя бы одно из веществ находится в твердом агрегатном состоянии, то такая реакция будет являться гетерогенной и протекать медленно. Однако при измельчении этого вещества (увеличении степени дисперсности) скорость реакции будет возрастать. Так как при этом увеличивается площадь поверхности твердых частиц, что приводит к увеличению числа элементарных актов. Некоторые реакции ускоряются под действием какого-либо вида излучения. Например, фотохимические реакции протекают под действием света (процесс фотосинтеза). Повысить скорость реакции можно с помощью механической энергии (перемешивание, взбалтывание реакционной смеси).

Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов выражается **законом действующих масс (ЗДМ)**: скорость реакции прямопропорциональна произведению концентраций реагентов, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. Для реакции



скорость химической реакции будет выражаться как:

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b$$

где  $C_A$  – это начальная концентрация вещества  $A$ ;  $C_B$  – начальная концентрация вещества  $B$ ;  $a$  и  $b$  – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции;  $k$  – коэффициент пропорциональности,

называемый константой скорости реакции. Таким образом, график зависимости скорости от концентрации реагентов будет носить линейный характер.

**Константа скорости реакции** – это скорость реакции при концентрациях всех реагентов, равных 1 моль/л. Она зависит от температуры, природы реагирующих веществ, от наличия катализатора, но не зависит от концентрации исходных реагентов. Уравнение такого вида называется **кинетическим уравнением реакции**. В кинетическом уравнении записываются только концентрации газообразных веществ или веществ, находящихся в растворе, то есть тех веществ, концентрация которых может изменяться в процессе химической реакции. Концентрации твердых веществ считаются постоянными, и равными 1, соответственно, они не учитываются при записи закона действующих масс.

При повышении температуры скорость реакции возрастает, так как увеличивается кинетическая энергия движения частиц и число элементарных актов. Зависимость скорости реакции от температуры приближенно можно оценить с помощью **правила Вант-Гоффа**: при увеличении температуры на каждые десять градусов скорость реакции возрастает в 2-4 раза:

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

где  $\gamma$  – это температурный коэффициент скорости реакции;  $v_2$  – скорость реакции при температуре  $T_2$ ;  $v_1$  – скорость реакции при температуре  $T_1$ . **Температурный коэффициент скорости реакции**  $\gamma$  показывает во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры на 10 градусов. Он может принимать значения от 2 до 4.

Более точно влияние температуры на скорость химической реакции описывается **уравнением Аррениуса**:

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

где  $k$  – константа скорости реакции,  $A$  – предэкспоненциальный множитель (включает в себя фактор столкновения и фактор ориентации частиц),  $T$  – температура,  $R$  – универсальная газовая постоянная,  $E_a$  – энергия активации реакции.

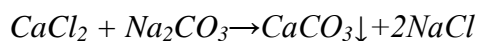
Для того, чтобы при столкновении частиц произошло химическое взаимодействие, они должны обладать достаточным запасом энергии, то есть преодолеть некоторый энергетический барьер, характерный для данной реакции. Однако не все частицы обладают таким запасом энергии, поэтому для протекания некоторых реакций требуется дополнительная энергия.

**Энергия активации**  $E_a$  (кДж/моль) – это избыточная энергия, которой должны обладать частицы для эффективного соударения, приводящего к химической реакции. Она зависит от природы реагирующих веществ. Чем больше энергия активации, тем меньше скорость реакции. При повышении температуры число частиц, достигших энергетического барьера реакции, увеличивается, следовательно, возрастает скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры будет подчиняться уравнению Аррениуса и иметь вид ветви параболы. Повысить скорость реакции можно также путем снижения энергии активации. Для этого используются катализаторы.

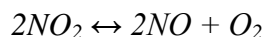
**Катализатор** – это вещество, ускоряющее химическую реакцию, но не влияющее на состав конечных продуктов. Явление ускорения реакции под действием катализаторов называется **катализом**. При добавлении катализатора изменяется путь протекания реакции, образуются промежуточные соединения с низкой энергией активации, что приводит к увеличению скорости реакции.

**Необратимые реакции** идут только в прямом направлении и сопровождаются образованием малодиссоциирующего соединения, осадка или газа, например:

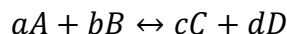




**Обратимые реакции** могут протекать и в прямом, и в обратном направлении:



**Химическое равновесие** – это состояние системы, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. При таком состоянии в системе устанавливаются определенные концентрации веществ, которые называются равновесными. Их соотношение при данной температуре является постоянной величиной и называется **константой равновесия**  $K_C$ . Например, для обратимого процесса



константа равновесия будет иметь следующий вид:

$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

где  $K_C$  – константа равновесия,  $[A], [B], [C], [D]$  – равновесные концентрации реагентов;  $a, b, c, d$  – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции. Твердые вещества при записи константы равновесия не учитываются. Если происходит изменение концентрации какого-либо реагента, тогда в системе начинаются химические превращения, которые приводят к изменению концентраций других веществ, но таким образом, чтобы сохранялось значение  $K_C$ .

Смещение химического равновесия может происходить в результате изменения каких-либо условий – температуры, давления, концентрации одного из реагентов. При смещении равновесия скорости прямой и обратной реакции перестают быть равными. В зависимости от условий скорость прямой реакции может быть больше скорости обратной реакции (равновесие смещается вправо, образуется больше продуктов реакции), либо наоборот – скорость обратной реакции может быть больше скорости прямой реакции (равновесие смещается влево, образуется больше исходных реагентов).

Сдвиг химического равновесия происходит **согласно принципу Ле-Шателье**: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать какое-либо воздействие, то равновесие будет смещаться в том направлении, чтобы уменьшить это воздействие.

При повышении температуры происходит смещение равновесия в сторону той реакции, которая идет с поглощением тепла (в сторону эндотермической реакции); при понижении – в сторону той реакции, которая идет с выделением тепла (в сторону экзотермической реакции).

При повышении давления равновесие смещается в сторону той реакции, в результате которой давление понижается (где образуется наименьшее число молей газообразных веществ); при понижении давления – в сторону той реакции, в результате которой давление повышается (в сторону реакции, где образуется наибольшее число молей газообразных веществ). В случае, если число молей газов до и после реакции остается постоянным, давление не будет влиять на смещение равновесия.

В результате протекания прямой реакции исходные реагенты расходуются (их концентрация уменьшается), а продукты реакции образуются (их концентрация повышается). При протекании обратного процесса происходит наоборот.

Повышение концентрации какого-либо реагента приводит к смещению равновесия в сторону той реакции, где его концентрация будет понижаться за счет расходования. Отвод какого-либо вещества из реакционной системы приводит к смещению равновесия в сторону той реакции, где данное вещество будет образовываться и его концентрация будет повышаться.

## 4.2. РУКОВОДСТВО К ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

### «СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ»

**Цель работы:** качественно определить влияние различного рода факторов на скорость реакции и смещение химического равновесия.

#### Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции

##### Опыт 1.1. Взаимодействие соляной кислоты с различными металлами

**Приборы и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, гранулированные цинк и олово, одномолярный раствор соляной кислоты 1М HCl.

##### Выполнение опыта:

1. В две пробирки налить 1-2 мл раствора соляной кислоты.
2. В первую пробирку опустить кусочек цинка, во вторую – кусочек олова.
3. Пронаблюдать выделение пузырьков газа на поверхности металлов и сравнить их интенсивность.
4. Слить растворы из пробирок и поместить металлы в банку для отработанных металлов, пробирки промыть водой.

##### Задание

1. Составить уравнения реакций. Какой газ выделяется в результате реакции?
2. Почему интенсивность выделения газа в пробирках отличается? Сделайте вывод о влиянии природы реагирующих металлов на скорость реакции.

##### Опыт 1.2. Взаимодействие цинка с различными кислотами

**Приборы и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, гранулированный цинк, одномолярные растворы серной, соляной и уксусной кислот: 1М H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 1М HCl, 1М CH<sub>3</sub>COOH.

##### Выполнение опыта:

1. В три пробирки налить 1-2 мл растворов: в первую пробирку – серной кислоты, во вторую пробирку – соляной кислоты, в третью пробирку – уксусной кислоты.
2. В каждую пробирку добавить по кусочку цинка. Пронаблюдать выделение пузырьков газа на поверхности цинка и сравнить их интенсивность в разных пробирках.
3. Слить растворы из пробирок и поместить металл в банку для отработанных металлов, пробирки промыть водой.

##### Задание

1. Написать уравнения реакций. Какой газ выделяется в результате реакции?
2. Почему интенсивность выделения газа в пробирках разная? Сделайте вывод о влиянии природы реагирующих кислот на скорость реакции.

## Опыт 2. Влияние степени измельчения на скорость реакции

### Опыт 2.1. Взаимодействие нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$ и йодида калия $KI$

При взаимодействии этих солей одним из продуктов реакции является йодид свинца, который имеет желтую окраску.

**Приборы и реактивы:** фарфоровая ступка, пестик, кристаллический нитрат свинца  $Pb(NO_3)_2$ , кристаллический йодид калия  $KI$ .

#### **Выполнение опыта:**

1. В фарфоровую ступку поместить 1-2 лопатки кристаллического нитрата свинца.
2. Добавить в ступку 1-2 лопатки кристаллического йодида калия.
3. С помощью пестика осторожно перемешать кристаллы солей и наблюдать изменения окраски смеси, зафиксировать ее интенсивность.
4. Тщательно растереть смесь пестиком и зафиксировать, как изменилась интенсивность окраски.
5. Добавить в смесь несколько капель воды и наблюдать изменения интенсивности окраски.
6. Ступку и пестик сразу после опыта тщательно промыть водой.

#### **Задание**

1. Составить уравнение реакции.
2. Почему происходит изменение окраски при смешивании реагентов?
3. Как меняется интенсивность окраски при растирании реагентов? Почему это происходит?
4. Как изменяется интенсивность окраски при добавлении воды? Составьте уравнения электролитической диссоциации реагирующих веществ в растворе. Почему скорость реакции изменяется при добавлении воды?

### Опыт 2.2. Взаимодействие карбоната кальция с соляной кислотой

**Приборы и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, одномолярный раствор соляной кислоты 1М  $HCl$ , кристаллический карбонат кальция  $CaCO_3$  в порошке и в виде кусочков (мел).

#### **Выполнение опыта:**

1. В две пробирки налить по 1-2 мл раствора соляной кислоты.
2. В одну пробирку добавить 1-2 лопатки карбоната кальция в порошке и наблюдать интенсивность выделения газа.
3. В другую пробирку добавить 1 кусочек карбоната кальция (мела) и также наблюдать интенсивность выделения газа.
4. Слить растворы, поместить кусочки мела в банку для отработанных металлов и промыть пробирки водой.

#### **Задание**

1. Составить уравнение реакции. Какой газ выделяется в процессе реакции?

2. Сравнить интенсивность выделения газа. Почему в одной из пробирок он выделяется более интенсивно?
3. Сделать вывод о влиянии степени измельченности на скорость реакции.

### Опыт 3. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

**Приборы и реактивы:** пронумерованные химические стаканчики, пробирки, штатив для пробирок, промывалка, дистиллированная вода, мерный цилиндр на 25 мл, секундомер, раствор тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  концентрацией 1:100, раствор серной кислоты концентрацией  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1:100.

Данная реакция протекает в три стадии:

- 1)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- 2)  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3 = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{S}\downarrow$
- 3)  $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$

1 и 3 стадии реакции идут практически мгновенно. Определяющей скоростью (лимитирующей) стадией реакции является более медленная вторая стадия, где выделяется осадок серы. Так как в опыте используются достаточно разбавленные растворы, то образование осадка происходит очень медленно. Внимание! Растворы тиосульфата натрия и серной кислоты прозрачные и не имеют окраски. В случае загрязнения химической посуды или растворов следами реактивов, необходимо тщательно промыть посуду дистиллированной водой и сообщить о загрязнении реактивов преподавателю.

В момент сливания реактивов растворы абсолютно прозрачны, но с течением времени раствор мутнеет и приобретает голубоватый оттенок. Особенно хорошо это видно на свету или на фоне белого листа бумаги. От момента сливания реагентов до момента помутнения раствора может пройти значительное время – до 5-7 минут.

### **Выполнение опыта:**

1. Сначала необходимо провести качественный опыт. В один химический стаканчик налить  $\frac{1}{4}$  объема серной кислоты и добавить такое же количество тиосульфата натрия. Оставить стаканчик на несколько минут. Подождать, пока раствор слегка помутнеет. По данному признаку можно визуально судить о том, что в растворе образовалось определенное количество продуктов реакции и сравнивать скорость их образования для растворов разных концентраций. Внимание! В опыте выделяются газообразные вещества. Поэтому после появления мутности в растворе необходимо сразу же вылить раствор и промыть химический стаканчик водой комнатной температуры из промывалки.
2. Отмерить с помощью мерного цилиндра:
  - 5 мл раствора тиосульфата натрия и вылить его в химический стаканчик №1.
  - 10 мл раствора тиосульфата натрия и вылить его в химический стаканчик №2.
  - 15 мл раствора тиосульфата натрия и вылить его в химический стаканчик №3.
4. Приготовить в стаканчиках растворы тиосульфата натрия с разной концентрацией. Для этого добавить дистиллированную воду комнатной температуры из промывалки, отмерив ее мерным цилиндром:
  - 10 мл в химический стаканчик №1.
  - 5 мл в химический стаканчик №2.

- в стаканчик №3 воду не добавлять.

Таким образом, условная концентрация раствора тиосульфата натрия будет: в первом стаканчике – 1С, во втором стаканчике – 2С, в третьем стаканчике – 3С.

3. С помощью мерного цилиндра налить в три пробирки по 5 мл серной кислоты.
4. Сгруппировать попарно стаканчики и пробирки.
5. Одновременно вылить кислоту из пробирки №1 в первый стаканчик, из пробирки №2 – во второй стаканчик, из пробирки №3 – в третий стаканчик и засечь время на секундомере.
6. Зафиксировать время от момента сливания реагентов до момента помутнения раствора в трех стаканчиках.
7. **Внимание!** Сразу после проведения опыта вылить растворы и промыть стаканчики.

### Задание

1. Написать уравнения реакций. Почему раствор со временем мутнеет?
2. Рассчитать условную скорость реакции. Скорость реакции обратнопропорциональна времени, прошедшему до момента появления осадка:

$$v = \frac{1}{t}$$

3. Занести результаты опыта в таблицу 15.

Таблица 15.

№ стаканчика	Объем, мл			Условная концентрация раствора С	Время протекания реакции t, с	Условная скорость реакции v, с <sup>-1</sup>
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O			

4. Построить график зависимости скорости реакции  $v$  от условной концентрации раствора.
5. Что такое концентрация? Как повышение концентрации влияет на скорость реакции? Почему это происходит?
6. Сформулируйте закон действующих масс и запишите его выражение в общем виде для всех стадий реакции.
7. Каким должен быть график зависимости  $v = f(C)$  согласно закону действующих масс?
8. Соответствует ли характер полученной экспериментальной зависимости закону действующих масс? Ответ поясните.

### **Опыт 4. Зависимость скорости реакции от температуры**

**Приборы и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, термометр, секундомер, химический стакан объемом 600 мл, мерный цилиндр на 25 мл, раствор тиосульфата натрия Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> концентрацией 1:100, раствор серной кислоты концентрацией H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1:100.

В опыте проводится реакция, аналогичная реакции в опыте 3 при трех температурах: комнатной, на 10 °С выше комнатной и на 20 °С выше комнатной.

### Выполнение опыта:

1. С помощью мерного цилиндра налить в три пробирки по 5 мл раствора серной кислоты, в другие три пробирки – по 5 мл раствора тиосульфата натрия.
2. Сгруппировать пробирки попарно (тиосульфат натрия – серная кислота)
3. В одну из пробирок опустить термометр и измерить комнатную температуру раствора (во всех пробирках температура будет примерно одинакова). Полученное значение записать и убрать термометр.
4. Взять одну пробирку с тиосульфатом натрия и аккуратно перелить раствор в пробирку с серной кислотой, одновременно засечь время на секундомере.
5. Поставить пробирку со смесью в штатив отдельно от других пробирок и зафиксировать время до момента помутнения раствора.
6. Сразу после выполнения опыта вылить раствор и промыть пробирку.
7. В стакане объемом 600 мл необходимо приготовить воду с температурой на 10 °С выше комнатной. Для этого налить в стакан около 300 мл холодной воды и, погрузив в нее термометр, подливать туда горячую воду, пока вода в стакане не станет нужной температуры.
8. Предварительно убрав термометр из стакана, опустить туда вторую пару пробирок с кислотой и тиосульфатом натрия.
9. Погрузить термометр в одну из пробирок, находящихся в стакане и дождаться момента, когда раствор в пробирке станет той же температуры, что и вода. Если температура раствора не достигает нужной температуры, следует осторожно добавить в стакан с водой небольшое количество горячей воды.
10. Вытащить термометр из пробирки и убрать его.
11. Перелить раствор из одной пробирки в другую и засечь время, поставить пробирку со смесью обратно в стакан с водой, чтобы она не охлаждалась.
12. Зафиксировать время до момента помутнения раствора, полученное значение записать.
13. Вылить раствор из пробирки, пробирку промыть.
14. Приготовить в химическом стакане воду на 20 °С выше комнатной и провести аналогичный опыт, описанный выше, с третьей парой пробирок, зафиксировав время до момента помутнения раствора.

### Задание

1. Рассчитать условную скорость протекания реакции  $v_1$ ,  $v_2$ ,  $v_3$  при разных температурах по формуле:

$$v = \frac{1}{t}$$

2. Рассчитать температурные коэффициенты скорости реакции:

$$\gamma = \frac{v_2}{v_1}, \quad \gamma = \frac{v_3}{v_2}$$

3. Результаты эксперимента занести в таблицу 16.

Таблица 16.

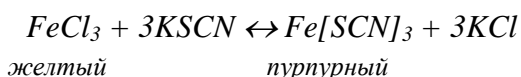
№ опыта	Объем раствора, мл		Температура опыта, °С	Время протекания реакции $t$ , с	Условная скорость реакции $v$ , с <sup>-1</sup>	Температурный коэффициент скорости реакции $\gamma$
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>				
					$v_1$	$\gamma_1 =$ $\gamma_2 =$
					$v_2$	
					$v_3$	

4. Построить график зависимости скорости реакции  $v$  от температуры раствора, отложив в начале координат комнатную температуру.
5. Как температура влияет на скорость реакции? Почему это происходит? Поясните ответ.
6. Сформулируйте правило Вант-Гоффа, запишите его математическую формулу. Выполняется ли оно по результатам эксперимента? Ответ поясните. Какие значения должен принимать температурный коэффициент скорости реакции? Сравните теоретическое значение с полученным экспериментально. Почему результат эксперимента имеет погрешность?
7. Запишите уравнение Аррениуса. Как будет выглядеть график идеальной зависимости константы скорости от температуры? Как зависит скорость реакции от температуры? Соответствует ли график, построенный по экспериментальным данным, идеальной зависимости?

#### Опыт 5. Влияние концентрации реагентов на смещение химического равновесия

**Приборы и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, стеклянная палочка, мерный цилиндр на 25 мл, растворы хлорида железа (III) (0,02M FeCl<sub>3</sub> и насыщенный FeCl<sub>3</sub>) и роданида калия (0,02M KSCN и насыщенный KSCN), кристаллический хлорид калия KCl.

В результате реакции между хлоридом железа (III) и роданидом калия устанавливается равновесие:



Один из исходных реагентов, FeCl<sub>3</sub> имеет характерную желтую окраску. Также, в результате реакции образуется роданид железа (III) Fe[SCN]<sub>3</sub>, имеющий пурпурную окраску. По изменению цвета раствора можно судить о смещении химического равновесия при изменении концентрации того или иного реагента.

#### Выполнение опыта:

1. В начале опыта используются разбавленные растворы хлорида железа (III) и роданида калия. С помощью мерного цилиндра налить в пробирку 5 мл раствора 0,025н FeCl<sub>3</sub> и зафиксировать окраску раствора. Добавить к раствору 5 мл 0,0125н KSCN. Перемешать раствор стеклянной палочкой и отметить изменение окраски.
2. Содержимое пробирки разлить на 4 пробирки.
3. В первую пробирку внести 1-2 капли насыщенного раствора FeCl<sub>3(насыщ.)</sub>.
4. Во вторую пробирку внести 1-2 капли насыщенного раствора KSCN<sub>(насыщ.)</sub>.
5. В третью пробирку добавить 2-3 лопатки кристаллического хлорида калия и перемешать раствор стеклянной палочкой.

6. Сравнить окраску растворов в трех пробирках с четвертой пробиркой, в которую реагенты не добавляли.
7. Сразу после проведения опыта пробирки промыть водой.

### Задание

1. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
2. Поясните, почему при добавлении того или иного реагента происходит изменение окраски раствора? В какую сторону смещается химическое равновесие в том или ином случае?
3. Сделайте вывод, как влияет концентрация реагентов на смещение химического равновесия в каждом конкретном случае.

### **4.3. КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ**

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Дайте определение скорости химической реакции. Как она обозначается? Что такое элементарный акт реакции? Чем характеризуется скорость реакции?
3. Что такое гомогенные и гетерогенные реакции? Приведите примеры. Какие из них идут с большими скоростями?
4. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
5. Как изменяется скорость при изменении степени дисперсности, агрегатного состояния, внешнего энергетического воздействия?
6. Как зависит скорость химической реакции от концентраций реагентов?
7. Сформулируйте закон действующих масс для скорости химической реакции. Приведите его математическое выражение. Поясните, какие величины используются в этом выражении. Что такое кинетическое уравнение реакции? Какие есть правила записи ЗДМ для реакций с участием твердых и газообразных веществ? Как выглядит график зависимости скорости реакции от концентрации реагентов?
8. Что такое константа скорости реакции? Как она обозначается? От чего она зависит?
9. Как зависит скорость химической реакции от температуры? Ответ поясните.
10. Сформулируйте правило Вант-Гоффа, приведите его математическое выражение.
11. Что показывает температурный коэффициент скорости реакции? Как он обозначается и чему может быть равен?
12. Приведите уравнение Аррениуса. Поясните, какие величины в него входят и какую зависимость устанавливает это уравнение. Как выглядит график зависимости скорости от температуры?
13. Что такое энергия активации реакции? Как она обозначается, в чем измеряется? От чего она зависит? Как связаны скорость реакции и энергия активации?
14. Что такое катализатор, катализ? Каков механизм действия катализатора?
15. Что такое обратимые и необратимые реакции? Приведите примеры.
16. Дайте определение химического равновесия. Что такое равновесная концентрация веществ? Как она обозначается?
17. Что такое константа равновесия? Как она обозначается? Напишите математическое выражение для константы равновесия, поясните, какие величины там используются? Каковы правила записи константы равновесия, если в химической реакции участвуют твердые или газообразные вещества?



18. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия? Поясните, что означает смещение химического равновесия «влево», «вправо»?
19. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
20. В какую сторону смещается равновесие при повышении или понижении температуры, давления?
21. Как изменяется концентрация исходных веществ и продуктов реакции при протекании прямого и обратного процесса? В какую сторону смещается равновесие при изменении концентрации одного из реагентов?

## 5. ОФОРМЛЕНИЕ ОТЧЕТОВ

### **Выполнение лабораторной работы включает:**

1. Подготовку отчета (внеаудиторно)
2. Устный ответ по теории (аудиторно)
3. Выполнение эксперимента (аудиторно)
4. Оформление отчета (аудиторно, внеаудиторно).

**1. Подготовка отчета.** Каждый студент делает подготовку отчета к лабораторной работе. Отчет выполняется письменно в тетради. Отчеты, выполненные в электронном виде, не принимаются.

Общая структура отчета:

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Краткий теоретический материал (в форме конспекта, схем, таблиц – основные термины, формулы, законы).

Для каждого опыта:

- Название опыта.
- Приборы и реактивы (если используются для всех опытов одинаковые приборы и реактивы, можно написать их после теоретического материала).
- Ход работы (кратко).
- Уравнения реакций.

После каждого опыта нужно оставить место для дальнейшего оформления на занятии.

**2. Устный ответ по теории.** Подготовка теоретического материала по контрольным вопросам к теме лабораторной работы.

**3. Выполнение эксперимента.** Для выполнения лабораторных группа студентов разбивается на микрогруппы (по желанию) по 3-4 человека (в зависимости от численности группы), но не более чем на 6 микрогрупп. Каждая микрогруппа получает макет лабораторной работы. Работа в микрогруппе должна быть слаженной, так как время выполнения очень ограничено.

### **4. Оформление отчета.**

После выполнения эксперимента отчет дополняют:

- Наблюдениями.
- Графиками. Графики строят на бумаге в клеточку, соблюдая масштаб. Необязательно начинать откладывать значения от нуля. График должен иметь подробный вид.
- Расчетами. Все расчеты приводятся с формулами, цифрами и единицами измерения.
- Таблицами.
- Выводами.

Вывод делают по всей работе или по каждому опыту - в зависимости от цели работы и ее специфики. Вывод должен быть сделан исходя из цели работы, должно быть показано изучение тех или иных закономерностей, правил, процессов на основе знания теоретического материала.

Каждый студент у себя в тетради оформляет отчет согласно структуре, приведенной выше и сдает преподавателю на проверку.

## 6. СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Основы общей и физической химии: Учебное пособие / Тихонова М. В., Екимова И. А. - 2015. 200 с.: Научно-образовательный портал ТУСУР, <http://edu.tusur.ru/publications/5136>.
2. Чикин Е.В. Химия [Текст]: учебное пособие / Е. В. Чикин; Министерство образования и науки Российской Федерации, Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники (Томск), Факультет дистанционного обучения. - Томск: Эль Контент, 2012. - 170 с.: ил. - Библиогр.: с. 157. : Библиотека ТУСУР.
3. Химия: Учебное пособие / Чикин Е. В. - 2012. 170 с.: Научно-образовательный портал ТУСУР, <http://edu.tusur.ru/publications/1138>.
4. Коровин Н.В. Общая химия : учебник для втузов / Н. В. Коровин. - 7-е изд., испр. - М. : Высшая школа, 2006. - 556[4] с. : ил., табл. - (Победитель конкурса учебников). - Библиогр.: с. 546. -Предм. указ.: с. 547-558.: Библиотека ТУСУР.
5. Тихонова, М.В. Физико-химические методы анализа: Учебное пособие [Электронный ресурс] / М.В. Тихонова - Томск: ТУСУР, 2017. - 71 с. - Режим доступа: <https://edu.tusur.ru/publications/7052>.