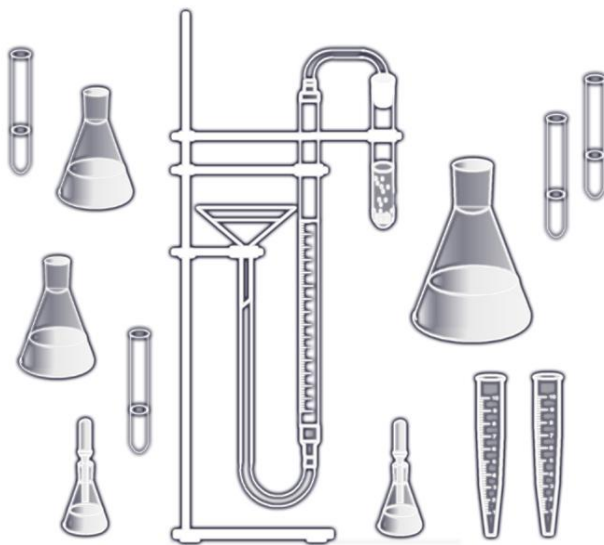


**Л.А. Яковишин**

# **ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

**Учебно-методическое пособие**



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное  
учреждение высшего образования  
«СЕВАСТОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
УНИВЕРСИТЕТ»

**Л.А. Яковишин**

# **ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

**Учебно-методическое пособие**

Севастополь  
СевГУ  
2025

**УДК 54(076.5)**

**ББК 24.1я73**

**Я472**

**Рецензент:**

**Ю.А. Омельчук** – канд. хим. наук, доцент,  
директор Института ядерной энергии и промышленности СевГУ

**Яковишин Л.А.**

**Я472** Лабораторный практикум по общей химии: учебно-методическое пособие для студентов направлений подготовки 31.05.01 «Лечебное дело», 30.05.03 «Медицинская кибернетика» и 30.05.02 «Медицинская биофизика» / Л.А. Яковишин. – Севастополь: СевГУ, 2025. – 135 с. – Текст : электронный.

Целью материалов является оказание помощи обучающимся при изучении теоретических основ и выполнении лабораторных работ по дисциплинам «Химия» и «Неорганическая химия».

УДК 54(076.5)

ББК 24.1я73

Учебно-методическое пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию на заседании ученого совета Института ядерной энергии и промышленности, протокол № 9 от 23 мая 2025 г.

Рекомендовано в качестве учебно-методического пособия для студентов направлений подготовки 31.05.01 «Лечебное дело», 30.05.03 «Медицинская кибернетика» и 30.05.02 «Медицинская биофизика».

© ФГАОУ ВО «Севастопольский  
государственный университет», 2025

## СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ .....	4
1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ .....	5
1.1. Понятие о химическом эквиваленте и факторе эквивалентности .....	5
1.2. Закон эквивалентов .....	11
1.3. Способы выражения концентраций растворов ..	14
1.4. Жесткость воды. Водоподготовка .....	21
1.5. Энергетика химических реакций .....	32
1.6. Химическая кинетика .....	40
1.7. Химическое равновесие .....	48
1.8. Электролитическая диссоциация. Ионные реакции .....	58
1.9. Коллигативные свойства растворов .....	65
1.10. Общие понятия об окислительно-восстановительных реакциях .....	69
2. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ .....	78
2.1 Лабораторная работа по теме «Химический эквивалент» .....	78
2.2. Лабораторная работа по теме «Способы выражения концентраций растворов. Жесткость воды» .....	87
2.3. Лабораторная работа по теме «Определение энтальпии реакции нейтрализации» .....	95
2.4. Лабораторная работа по теме «Химическая кинетика и равновесие» .....	101
2.5. Лабораторная работа по теме «Ионные и Окислительно-восстановительные реакции» .....	113
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК .....	119
ПРИЛОЖЕНИЕ А .....	120

## ВВЕДЕНИЕ

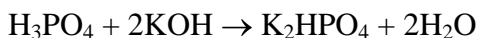
Данное учебно-методическое пособие предназначено для систематизации и обобщения знаний при подготовке к выполнению лабораторных работ «Химический эквивалент», «Способы выражения концентраций растворов. Жесткость воды», «Определение энтальпии реакции нейтрализации», «Химическая кинетика и равновесие» и «Ионные и окислительно-восстановительные реакции». В пособии содержатся теоретические сведения по химическому эквиваленту и закону эквивалентов, различным способам выражения концентраций растворов, жесткости воды, способам ее устранения, водоподготовке, использованию воды в качестве лекарственного средства и ее применению для приготовления и производства других лекарств, энергетике химических реакций. Указаны факторы, влияющие на скорость химических реакций. Кроме того, рассмотрено понятие о химическом равновесии и факторах его смещения, электролитической диссоциации, ионным реакциям, коллигативным свойствам растворов и окислительно-восстановительным реакциям.

Приведены примеры решения типовых задач, вопросы для подготовки к выполнению лабораторных работ и задачи для самостоятельного решения. В приложении имеются справочные данные, необходимые для решения типовых задач и вычислений по лабораторным работам.

## 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

### 1.1. Понятие о химическом эквиваленте и факторе эквивалентности

*Эквивалент – это реальная или условная частица, которая в кислотно-основных реакциях присоединяет (или отдает) один ион  $H^+$  или  $OH^-$ , в окислительно-восстановительных реакциях принимает (или отдает) один электрон, реагирует с одним атомом водорода или с одним эквивалентом другого вещества.* Например, рассмотрим следующую реакцию:



В ходе этой реакции только два атома водорода замещаются на атомы калия, иначе, в реакцию вступают два иона  $H^+$  (кислота проявляет основность 2). Тогда по определению эквивалентом  $H_3PO_4$  будет являться условная частица  $1/2H_3PO_4$ , т.к. если одна молекула  $H_3PO_4$  предоставляет два иона  $H^+$ , то один ион  $H^+$  дает половина молекулы  $H_3PO_4$ .

С другой стороны, на реакцию с одной молекулой ортофосфорной кислоты щелочь отдает два иона  $OH^-$ , следовательно, один ион  $OH^-$  потребуется на взаимодействие с  $1/2$  молекулы кислоты. Эквивалентом кислоты является условная частица  $1/2H_3PO_4$ , а эквивалентом щелочи частица  $KOH$ .

Число, показывающее, какая часть молекулы или другой частицы вещества соответствует эквиваленту, называется *фактором эквивалентности* ( $f_э$ ). Фактор эквивалентности – это безразмерная величина, которая меньше, либо равна 1. Фактор эквивалентности в общем случае рассчитывается по формуле

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})},$$

где  $n(\text{Э})$  – число частиц,  $B(\text{Э})$  – валентность частицы.

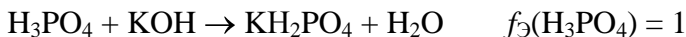
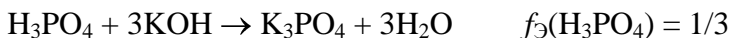
Формулы расчета фактора эквивалентности для конкретных частиц приведены в *таблице 1.1*.

Таким образом, сочетая фактор эквивалентности и формульную единицу вещества, можно составить формулу эквивалента какой-либо частицы, где фактор эквивалентности записывается как химический коэффициент перед формулой частицы:

**$f_{\text{Э}}$  (формульная единица вещества)  $\equiv$  эквивалент**

В примере, рассмотренном выше, фактор эквивалентности для кислоты, соответственно, равен  $1/2$ , а для щелочи КОН равен  $1$ .

Между  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и КОН также могут происходить и другие реакции. При этом кислота будет иметь разные значения фактора эквивалентности:



Следует учитывать, что *эквивалент одного и того же вещества может меняться в зависимости от того, в какую реакцию оно вступает. Эквивалент элемента также может быть различным в зависимости от вида соединения, в состав которого он входит. Эквивалентом может являться как сама молекула или какая-либо другая формульная единица вещества, так и ее часть.*

Таблица 1.1 – Расчет фактора эквивалентности

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Элемент	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{B(\text{Э})},$ <p>где <math>B(\text{Э})</math> – валентность элемента</p>	$f_{\text{Э}}(\text{Cr})_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 1/3;$ $f_{\text{Э}}(\text{Cr})_{\text{H}_2\text{CrO}_4} = 1/6$
Простое вещество	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})},$ <p>где <math>n(\text{Э})</math> – число атомов элемента (индекс в химической формуле), <math>B(\text{Э})</math> – валентность элемента</p>	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 1/(2 \cdot 2) = 1/4;$ $f_{\text{Э}}(\text{Cl}_2) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{O}_3) = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$
Оксид	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})},$ <p>где <math>n(\text{Э})</math> – число атомов элемента (индекс в химической формуле оксида), <math>B(\text{Э})</math> – валентность элемента</p>	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6;$ $f_{\text{Э}}(\text{CrO}) = 1/(1 \cdot 2) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 1/(2 \cdot 5) = 1/10$
Кислота	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)},$ <p>где <math>n(\text{H}^+)</math> – число отданных в ходе реакции ионов водорода (основность кислоты)</p>	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/1 = 1$ (основность равна 1) или $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ (основность равна 2)
Основание	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)},$ <p>где <math>n(\text{OH}^-)</math> – число отданных в ходе реакции гидроксид-ионов (кислотность основания)</p>	$f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/1 = 1$ (кислотность равна 1) или $f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$ (кислотность равна 2)



## Продолжение таблицы 1.1

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Соль	$f_{\text{э}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})} = \frac{1}{n(\text{A}) \cdot B(\text{A})},$ <p>где <math>n(\text{Me})</math> – число атомов металла (индекс в химической формуле соли)<sup>1</sup>, <math>B(\text{Me})</math> – валентность металла; <math>n(\text{A})</math> – число кислотных остатков, <math>B(\text{A})</math> – валентность кислотного остатка</p>	$f_3(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$ (расчет по металлу) или $f_3(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$ (расчет по кислотному остатку)
Частица в окислительно-восстановительных реакциях	$f_{\text{э}} = \frac{1}{n_{\bar{e}}},$ <p>где <math>n_{\bar{e}}</math> – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления</p>	$\text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$ $f_3(\text{Fe}^{2+}) = 1/2;$  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5 \bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_3(\text{MnO}_4^-) = 1/5$
Ион	$f_{\text{э}} = \frac{1}{ z },$ <p>где <math>z</math> – заряд иона</p>	$f_3(\text{SO}_4^{2-}) = 1/2$

**Пример 1.** Определите фактор эквивалентности и эквивалент у солей: а)  $\text{ZnCl}_2$ , б)  $\text{KHCO}_3$ , в)  $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ .

*Решение:* Для расчетов воспользуемся формулами, приведенными в таблице 1.1.

а)  $\text{ZnCl}_2$  (средняя соль):

<sup>1</sup> Для солей аммония в формулу, соответственно, подставляют число ионов аммония  $\text{NH}_4^+$  и их валентность, равную 1.

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Zn}) \cdot B(\text{Zn})} = \frac{1}{n(\text{Cl}) \cdot B(\text{Cl})} = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{2}$$

$f_{\text{Э}}(\text{ZnCl}_2) = 1/2$ , поэтому эквивалентом  $\text{ZnCl}_2$  является частица  $1/2\text{ZnCl}_2$ .

б)  $\text{KHCO}_3$  (кислая соль):

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{K}) \cdot B(\text{K})} = \frac{1}{n(\text{HCO}_3) \cdot B(\text{HCO}_3)} = \frac{1}{1 \cdot 1} = \frac{1}{1 \cdot 1} = 1$$

$f_{\text{Э}}(\text{KHCO}_3) = 1$ , поэтому эквивалентом  $\text{KHCO}_3$  является частица  $\text{KHCO}_3$ .

в)  $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$  (основная соль):

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{MgOH}) \cdot B(\text{MgOH})} = \frac{1}{n(\text{SO}_4) \cdot B(\text{SO}_4)} = \frac{1}{2 \cdot 1} = \frac{1}{1 \cdot 2} = \frac{1}{2}$$

$f_{\text{Э}}((\text{MgOH})_2\text{SO}_4) = 1/2$ , поэтому эквивалентом  $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$  является частица  $1/2(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ .

Эквивалент, как частица, может быть охарактеризован молярной массой (молярным объемом) и определенным количеством вещества  $\nu_{\text{Э}}$ . *Молярная масса эквивалента* ( $M_{\text{Э}}$ ) – это масса одного моль эквивалента. Она равна произведению молярной массы вещества на фактор эквивалентности:

$$M_{\text{Э}} = M \cdot f_{\text{Э}}$$

Молярная масса эквивалента имеет размерность «г/моль».

Молярная масса эквивалента сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов образующих его составных частей, например:

$$M_{\text{Э}}(\text{оксида}) = M_{\text{Э}}(\text{элемента}) + M_{\text{Э}}(\text{O}) = M_{\text{Э}}(\text{элемента}) + 8$$

$$M_{\text{Э}}(\text{кислоты}) = M_{\text{Э}}(\text{H}) + M_{\text{Э}}(\text{кислотного остатка}) = 1 + M_{\text{Э}}(\text{кислотного остатка})$$

$$M_{\text{Э}}(\text{основания}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + M_{\text{Э}}(\text{OH}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 17$$

$$M_{\text{Э}}(\text{соли}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + M_{\text{Э}}(\text{кислотного остатка}).$$

**Пример 2.** Рассчитайте молярную массу эквивалента воды.

*Решение.*  $M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = M_{\text{Э}}(\text{H}) + M_{\text{Э}}(\text{O}) = 1 + 8 = 9$  г/моль. Используя  $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O})$  (см. таблицу 1.1), получаем тоже значение:  $M_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2\text{O}) \cdot f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} \cdot (1/2) = 9 \text{ г/моль}$ .

Газообразные вещества помимо молярной массы эквивалента имеют *молярный объем эквивалента* ( $V_{m_{\text{Э}}}$  или  $V_{\text{Э}}$ ) – объем, занимаемый молярной массой эквивалента или объем одного моль эквивалента. Размерность «л/моль». При н.у. получаем

$$V_{m_{\text{Э}}} = f_{\text{Э}} \cdot V_m = f_{\text{Э}} \cdot 22,4$$

**Пример 3.** Определите эквивалент и рассчитайте молярный объем эквивалента водорода, хлора и кислорода при н.у.

*Решение.* Эквивалентом  $\text{H}_2$  является условная частица  $1/2\text{H}_2$  ( $f_{\text{Э}} = 1/2$ ), эквивалентом  $\text{Cl}_2$  – условная частица  $1/2\text{Cl}_2$  ( $f_{\text{Э}} = 1/2$ ) и кислорода – условная частица  $1/4\text{O}_2$  ( $f_{\text{Э}} = 1/4$ ). Тогда:  $V_{m_{\text{Э}}}(\text{H}_2) = (1/2) \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л/моль}$ . Рассуждая аналогично, получаем:

$$V_{m_{\text{Э}}}(\text{Cl}_2) = (1/2) \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л/моль};$$

$$V_{m_{\text{Э}}}(\text{O}_2) = (1/4) \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 5,6 \text{ л/моль}.$$

## 1.2. Закон эквивалентов

Закон эквивалентов был открыт в 1792 г. И. Рихтером. Современная формулировка закона: *вещества реагируют и образуются согласно их эквивалентам*. Все вещества в уравнении реакции связаны законом эквивалентов, поэтому:

$$\nu_3(\text{реагента}_1) = \dots = \nu_3(\text{реагента}_n) = \\ = \nu_3(\text{продукта}_1) = \dots = \nu_3(\text{продукта}_n)$$



*Иеремия Вениамин Рихтер* (1762–1807 гг.) – немецкий химик. Окончил Кенигсбергский университет (1789 г.). Занимался установлением математических зависимостей в химических реакциях. В 1792–1793 гг. опубликовал работу «Начальные основания стехиометрии, или искусства измерения химических элементов», в которой на реакциях нейтрализации показал, что кислоты вступают во взаимодействие с основаниями в строго определенных пропорциях. Сформулировал закон эквивалентов (термин «эквивалент» ввел в 1767 г. Г. Кавендиш). Ввел понятие «стехиометрия».

Из закона эквивалентов следует, что *массы (или объемы) реагирующих и образующихся веществ пропорциональны молярным массам (молярным объемам) их эквивалентов*. Для любых двух веществ, связанных законом эквивалентов, можно записать:

$$\frac{m_1}{M_{\text{Э}_1}} = \frac{m_2}{M_{\text{Э}_2}} \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_{m_{\text{Э}_1}}} = \frac{V_2}{V_{m_{\text{Э}_2}}} \quad \text{или} \quad \frac{m_1}{M_{\text{Э}_1}} = \frac{V_2}{V_{m_{\text{Э}_2}}},$$

где  $m_1$  и  $m_2$  – массы реагентов и (или) продуктов реакции, г;

$M_{\text{Э}_1}$ ,  $M_{\text{Э}_2}$  – молярные массы эквивалентов реагентов и (или) продуктов реакции, г/моль;

$V_1, V_2$  – объемы реагентов и (или) продуктов реакции, л;

$V_{m_{Э1}}, V_{m_{Э2}}$  – молярные объемы эквивалентов реагентов

и (или) продуктов реакции, л/моль.

**Пример 1.** На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла потребовалось 2,24 л водорода (при н.у.). Рассчитайте молярные массы эквивалентов оксида и металла. Определите относительную атомную массу металла, оксид которого упомянут в задаче. Что это за металл?

*Решение.* Из закона эквивалентов следует

$$\frac{m(\text{MeO})}{M_{Э}(\text{MeO})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_{m_{Э}}(\text{H}_2)}$$

$M_{Э}(\text{MeO}) = (7,09 \cdot 11,2) / 2,24 = 35,45$  г/моль. Зная, что  $M_{Э}(\text{MeO}) = M_{Э}(\text{Me}) + M_{Э}(\text{O})$ , получаем:

$$M_{Э}(\text{Me}) = M_{Э}(\text{MeO}) - M_{Э}(\text{O}) = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г/моль.}$$

Т.к.  $f_{Э}(\text{Me}) = \frac{1}{B(\text{Э})} = \frac{1}{2}$  (металл двухвалентный) и  $M_{Э}(\text{Me}) =$   
 $= M(\text{Me}) \cdot f_{Э}(\text{Me})$ , то  $M(\text{Me}) = M_{Э} / f_{Э} = 27,45 / (1/2) = 54,9$  г/моль.

Относительная атомная масса численно совпадает с молярной массой, следовательно,  $Ar(\text{Me}) = 54,9$  а.е.м. В периодической системе находим металл с такой массой. Это марганец Mn.

**Пример 2.** Из 3,85 г нитрата металла получили 1,60 г его гидроксида. Вычислите молярную массу эквивалента металла. Определите этот металл.

*Решение.* По закону эквивалентов:

$$\frac{m(\text{нитрата})}{M_{\text{Э}}(\text{нитрата})} = \frac{m(\text{гидроксида})}{M_{\text{Э}}(\text{гидроксида})}$$

Т.к. молярная масса эквивалента вещества равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих его частей, то:

$$M_{\text{Э}}(\text{нитрата}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + M_{\text{Э}}(\text{NO}_3) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 62;$$

$$M_{\text{Э}}(\text{гидроксида}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + M_{\text{Э}}(\text{OH}) = M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 17.$$

Тогда получаем:

$$\frac{3,85}{M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 62} = \frac{1,60}{M_{\text{Э}}(\text{Me}) + 17} \Rightarrow M_{\text{Э}}(\text{Me}) = 15 \text{ г/моль}$$

Этим металлом может быть скандий ( $f_{\text{Э}}(\text{Sc}) = 1/3$ , тогда  $M(\text{Sc}) = 15/(1/3) = 45 \text{ г/моль}$  и  $Ar = 45 \text{ а.е.м.}$ ).

**Пример 3.** Хлорид двухвалентного металла содержит 52,21 % хлора. Вычислите молярную массу эквивалента, молярную и относительную атомную массы этого элемента. Что это за элемент?

*Решение.*  $\omega\%(\text{Me}) = 100\% - 52,21\% = 47,79\%$ .

Допустим, что масса хлорида равна 100 г, тогда  $m(\text{Me}) = 47,79 \text{ г}$ , а  $m(\text{Cl}) = 52,21 \text{ г}$ .

$$\frac{m(\text{Me})}{M_{\text{Э}}(\text{Me})} = \frac{m(\text{Cl})}{M_{\text{Э}}(\text{Cl})}, \text{ тогда } M_{\text{Э}}(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M_{\text{Э}}(\text{Cl})}{m(\text{Cl})}$$

$f_{\text{Э}}(\text{Cl}) = 1$  (хлор в хлоридах одновалентен), поэтому:  
 $M_{\text{Э}}(\text{Cl}) = M(\text{Cl}) \cdot f_{\text{Э}}(\text{Cl}) = 35,5 \cdot 1 = 35,5 \text{ г/моль}$ . Тогда получаем:  
 $M_{\text{Э}}(\text{Me}) = (47,79 \cdot 35,5) / 52,21 = 32,5 \text{ г/моль}$ . Т.к. металл двухвалентный, то  $M(\text{Me}) = M_{\text{Э}} / f_{\text{Э}} = 32,5 / (1/2) = 65 \text{ г/моль}$ .  
 $Ar(\text{Me}) = 65 \text{ а.е.м.}$  Это цинк Zn.

### 1.3. Способы выражения концентраций растворов

Раствор – это гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия. Компонентами раствора являются растворенное вещество (растворенные вещества) и растворитель (растворители). Содержание растворенного вещества можно выразить по отношению к массе раствора (массовые способы) или его объему (объемные способы). Масса  $m(\text{р-ра})$  и объем раствора  $V(\text{р-ра})$  связаны между собой через его плотность  $\rho(\text{р-ра})$ :

$$m(\text{р-ра}) = V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра})$$

Следует учитывать, что в учебной литературе нет единого способа обозначения, принятого для большинства отдельных способов выражения концентраций растворов. Один и тот же способ выражения концентрации могут обозначать разными буквами.

#### Массовые способы выражения концентраций растворов.

1. *Массовая доля растворенного вещества (процентная концентрация)* показывает, какая масса растворенного вещества (в г) содержится в 100 г раствора (обозначается как « $\omega$ », «с» или «w»). Масса раствора складывается из масс растворенного вещества и растворителя. Массовую долю выражают в % или долях.

$$\omega = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\%,$$

где  $m(\text{раств. в-ва})$  – масса растворенного вещества, г;  
 $m(\text{р-ра})$  – масса раствора, г.

2. *Моляльная концентрация (моляльность)* показывает, какое количество растворенного вещества (в моль) содержится в 1 кг растворителя (обозначается как «*b*» или «*c<sub>m</sub>*»; единица измерения моль/кг):

$$b = \frac{\nu(\text{раств. в-ва})}{m(\text{р-ля})} = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot m(\text{р-ля})},$$

где  $\nu(\text{раств. в-ва})$  – количество растворенного вещества, моль;

$m(\text{р-ля})$  – масса растворителя, кг;

$m(\text{раств. в-ва})$  – масса растворенного вещества, г;

$M(\text{раств. в-ва})$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

### Объемные способы выражения концентраций растворов.

1. *Молярная концентрация (молярность, мольно-объемная концентрация)* показывает, какое количество растворенного вещества (в моль) содержится в 1 л раствора (обозначается как «*c*» или «*c<sub>M</sub>*»; единицы измерения моль/л или М):

$$c = \frac{\nu(\text{раств. в-ва})}{V(\text{р-ра})} = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})},$$

где  $\nu(\text{раств. в-ва})$  – количество растворенного вещества, моль;

$V(\text{р-ра})$  – объем раствора, л;

$m(\text{раств. в-ва})$  – масса растворенного вещества, г;

$M(\text{раств. в-ва})$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

2. *Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация, нормальность, мольно-объемная концентрация эквивалента, эквивалентная концентрация)*



показывает, какое количество эквивалента растворенного вещества (в моль) содержится в 1 л раствора (обозначается как « $c_{\text{Э}}$ », « $c_{\text{н}}$ » « $c_{\text{eq}}$ » или « $N$ »; единица измерения моль/л (моль-экв/л,  $n$ . или  $N$ ):

$$c_{\text{Э}} = \frac{\nu_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва})}{V(\text{р-ра})} = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})},$$

где  $\nu_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва})$  – количество эквивалента растворенного вещества, моль;

$V(\text{р-ра})$  – объем раствора, л;

$m(\text{раств. в-ва})$  – масса растворенного вещества, г;

$M_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва})$  – молярная масса эквивалента растворенного вещества, г/моль.

3. *Титр* показывает, какая масса растворенного вещества (в г) содержится в 1 мл ( $1 \text{ см}^3$ ) раствора (обозначается как « $T$ »; единицы измерения г/мл):

$$T = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{V(\text{р-ра})},$$

где  $m(\text{раств. в-ва})$  – масса растворенного вещества, г;

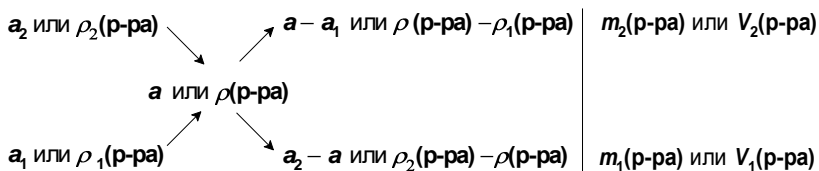
$V(\text{р-ра})$  – объем раствора, мл или  $\text{см}^3$ ;

### Примеры решения типовых задач

**Пример 1.** Смешали 50 г 1%-ного раствора NaCl и 110 г 12%-ного раствора NaCl. Вычислите массовую долю NaCl в растворе, полученном после смешения.

*Решение.* Задачи на смешение растворов, раствора и воды, кристаллогидрата и раствора, кристаллогидрата и воды удобно решать с использованием *правила креста (правила смешения, правила конверта)*. Крест составляется

следующим образом (см. схему). Слева сверху записывают концентрацию  $a$  (или плотность) того из смешиваемых растворов, которая больше ( $a_2$  или  $\rho_2(p-pa)$ ), а слева снизу – той, которая меньше ( $a_1$  или  $\rho_1(p-pa)$ ). Между ними указывают концентрацию (или плотность) раствора, который получается после смешения ( $a$  или  $\rho(p-pa)$ ). Таким образом, указанные концентрации или плотности растворов связаны неравенством  $a_2 > a > a_1$  или  $\rho_2(p-pa) > \rho(p-pa) > \rho_1(p-pa)$ . Далее осуществляют вычитание концентраций или плотностей по диагоналям крест на крест, как показано на схеме. Напротив каждой из разностей приводят значения масс смешиваемых растворов, если их концентрации массовые, или объемов растворов, если их концентрации объемные или вычитались плотности:



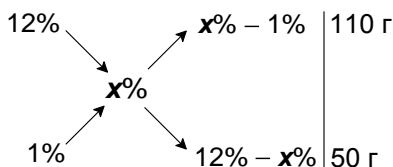
*Разности концентраций (или плотностей растворов) относятся между собой так же, как разности масс или плотностей растворов:*

$$\frac{a - a_1}{a_2 - a} = \frac{m_2(p-pa)}{m_1(p-pa)}, \text{ если } a, a_1 \text{ и } a_2 - \text{массовые концентрации}$$

$$\text{или } \frac{a - a_1}{a_2 - a} = \frac{V_2(p-pa)}{V_1(p-pa)}, \text{ если } a, a_1 \text{ и } a_2 - \text{объемные концентрации}$$

$$\text{или } \frac{\rho(p-pa) - \rho_1(p-pa)}{\rho_2(p-pa) - \rho(p-pa)} = \frac{V_2(p-pa)}{V_1(p-pa)}.$$

Составим крест ( $\omega$  – массовая доля растворенного вещества):



$$\frac{x\% - 1\%}{12\% - x\%} = \frac{110}{50}$$

$$\Rightarrow x\% = 8,56\%.$$

$$\omega(\text{NaCl}) = 8,56\%.$$

Эту задачу можно было решить другим способом (без составления креста):

$$m_2(\text{NaCl}) = [\omega_2(\text{NaCl}) \cdot m_2(\text{p-ра NaCl})] / 100\% = \\ = (12\% \cdot 110) / 100\% = 13,2 \text{ г}$$

$$m_1(\text{NaCl}) = (1\% \cdot 50) / 100\% = 0,5 \text{ г}$$

$$m(\text{NaCl}) = m_1(\text{NaCl}) + m_2(\text{NaCl}) = 0,5 + 13,2 = 13,7 \text{ г}$$

$$m(\text{p-ра NaCl}) = m_1(\text{p-ра NaCl}) + m_2(\text{p-ра NaCl}) = 50 + 110 = 160 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = [m(\text{NaCl}) / m(\text{p-ра NaCl})] \cdot 100\% = \\ = [13,7 / 160] \cdot 100\% = 8,56\%.$$

При составлении креста следует учитывать, что воду можно рассматривать как раствор, в котором концентрация растворенного вещества равна 0 (плотность 1 г/мл). Раствором также можно условно считать и кристаллогидрат. При этом массовую долю растворенного вещества в нем рассчитывают по формуле

$$\omega\% = \frac{M(\text{безводного вещества})}{M(\text{кристаллогидрата})} \cdot 100\%,$$

где  $M$ (безводного вещества) – молярная масса безводного вещества, г/моль;

$M$ (кристаллогидрата) – молярная масса кристаллогидрата, г/моль.

**Пример 2.** Смешали 50 г кристаллогидрата  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  и 800 г воды. Вычислите массовую долю  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в растворе, полученном после смешения.

*Решение.* Вычислим массовую долю безводного  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в кристаллогидрате  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ :

$$\omega\%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{106}{106 + 10 \cdot 18} \cdot 100\% = 37,06\%.$$

Составим крест:

$$\begin{array}{ccc} 37,06\% & \nearrow & x\% \\ & x\% & \\ 0\% & \nwarrow & 37,06\% - x\% \end{array} \quad \begin{array}{l} 50 \text{ г} \\ 800 \text{ г} \end{array}$$

$$\frac{x\%}{37,06\% - x\%} = \frac{50}{800}$$

$$\Rightarrow x\% = 2,18\%.$$

$$\omega\%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2,18\%.$$

**Пример 3.** На нейтрализацию 235 мл раствора кислоты пошло 125 мл раствора  $\text{NaOH}$  с молярной концентрацией эквивалента 1 моль/л. вычислите молярную концентрацию эквивалента кислоты.

*Решение.* В соответствии с законом эквивалентов 1 моль эквивалента одного вещества реагирует с 1 моль эквивалента другого вещества, поэтому

$$c_{\text{Э}_1} \cdot V_1(\text{р-ра}) = c_{\text{Э}_2} \cdot V_2(\text{р-ра})$$

$$c_{\text{Э}_{\text{к-ты}}} \cdot V(\text{р-ра к-ты}) = c_{\text{Э}_{\text{щелочи}}} \cdot V(\text{р-ра щелочи}) .$$

$$c_{\text{Э}_{\text{к-ты}}} = \frac{c_{\text{Э}_{\text{щелочи}}} \cdot V(\text{р-ра щелочи})}{V(\text{р-ра к-ты})} = \frac{1 \cdot 125}{235} = 0,53 \text{ моль/л} .$$

**Пример 4.** Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр серной кислоты в растворе объемом 250 мл, если в нем содержится 4,9 г серной кислоты.

*Решение.*

$$c = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})} = \frac{4,9}{98 \cdot 0,250} = 0,2 \text{ моль/л}$$

$$\begin{aligned} c_{\text{Э}} &= \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})} = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot f_{\text{Э}} \cdot V(\text{р-ра})} = \\ &= \frac{c}{f_{\text{Э}}} = \frac{0,2}{1/2} = 0,4 \text{ моль/л} \end{aligned}$$

$$T = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{V(\text{р-ра})} = \frac{c \cdot M(\text{раств. в-ва})}{1000} = \frac{0,2 \cdot 98}{1000} = 0,0196 \text{ г/мл}$$

или

$$T = \frac{c_{\text{Э}} \cdot M_{\text{Э}}(\text{раств. в-ва})}{1000} = \frac{0,4 \cdot 98 \cdot 1/2}{1000} = 0,0196 \text{ г/мл}.$$

## 1.4. Жесткость воды. Водоподготовка

### 1.4.1. Виды жесткости воды и их расчет

*Жесткость* – это совокупность физико-химических свойств воды, обусловленная наличием в ней ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . Различают *карбонатную (временную)* и *некарбонатную (постоянную)* жесткость. Карбонатная (временная) жесткость вызвана содержащимися в воде гидрокарбонатами кальция  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  и магния  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  и легко устраняется кипячением. Некарбонатная (постоянная) жесткость обусловлена кальциевыми и магниевыми солями минеральных кислот (например,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgSO}_4$  и  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ). Она не устраняется кипячением. Также выделяют отдельно *кальциевую* и *магниевую жесткость*.

Количественно жесткость воды представляет собой молярную концентрацию эквивалента вещества, обуславливающего жесткость или требующегося для ее устранения, обозначаемую в этом случае как «Ж» и выражаемую в ммоль-экв/л (ммоль-экв/дм<sup>3</sup>, ммоль/л, ммоль/дм<sup>3</sup> или градусах)<sup>2</sup>:

$$Ж = \frac{m(\text{вещества})}{M_{\text{э}}(\text{вещества}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})},$$

где Ж – жесткость воды, °Ж (ммоль-экв/л);

---

<sup>2</sup> В размерности молярной концентрации эквивалента иногда не указывают «экв». Согласно ГОСТ 31865–2012 «Вода. Единица жёсткости» жесткость питьевой воды в Российской Федерации выражают в градусах жесткости (°Ж), что соответствует ммоль-экв/л. ГОСТ 31865–2012 введен в действие в качестве национального стандарта с 1 января 2014 г.

$m(\text{вещества})$  – масса вещества, обуславливающего жесткость или требующегося для ее устранения, мг;

$M_{\text{э}}(\text{вещества})$  – молярная масса эквивалента вещества, обуславливающего жесткость или требующегося для ее устранения, г/моль;

$V(\text{H}_2\text{O})$  – объем воды, л.

В некоторых странах жесткость выражается в градусах (см. таблицу 1.2).

**Таблица 1.2 – Национальные единицы жесткости воды**

Единица жесткости	Страна	Соответствие	Множитель для перехода к ммоль-экв/л
°Ж	Россия	20,04 мг $\text{Ca}^{2+}$ или 12,16 мг $\text{Mg}^{2+}$ в 1 дм <sup>3</sup> (л) воды	1
°Ж	Республика Беларусь	20,04 мг $\text{Ca}^{2+}$ или 12,16 мг $\text{Mg}^{2+}$ в 1 дм <sup>3</sup> (л) воды	1
°DH (°dH, °dGH)	Германия	10 мг СаО или 7,194 мг MgO в 1 дм <sup>3</sup> (л) воды	0,357
°Clark (°e)	Великобритания	10 мг $\text{CaCO}_3$ в 0,7 дм <sup>3</sup> (л) воды	0,285
°F (°fh, °f, °TH)	Франция	10 мг $\text{CaCO}_3$ в 1 дм <sup>3</sup> (л) воды	0,200
ppm (°usH)	США	1 мг $\text{CaCO}_3$ в 1 дм <sup>3</sup> (л) воды	0,020

Суммарное содержание всех солей кальция и магния в воде называют *общей жесткостью*:

$$\begin{aligned} \mathcal{K}_{\text{общ}} &= \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{M_{\text{э}}(\text{Ca}^{2+}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{M_{\text{э}}(\text{Mg}^{2+}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} = \\ &= \frac{m(\text{Ca}^{2+})}{20,04 \cdot V(\text{H}_2\text{O})} + \frac{m(\text{Mg}^{2+})}{12,16 \cdot V(\text{H}_2\text{O})} \end{aligned}$$

Если известна временная ( $\mathcal{K}_{\text{вр}}$ ) и постоянная жесткость ( $\mathcal{K}_{\text{пост}}$ ), то общую жесткость можно найти по формуле:

$$\mathcal{K}_{\text{общ}} = \mathcal{K}_{\text{вр}} + \mathcal{K}_{\text{пост}}$$

Мягкой воде соответствует жесткость  $< 2$  °Ж, жесткой –  $> 10$  °Ж. Вода средней жесткости, соответственно, имеет 2–10 °Ж.

Согласно СанПиН 2.1.4.1074-01 «Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества» у питьевой водопроводной воды общая жесткость должна быть  $\leq 7$  °Ж (в отдельных случаях допускается жесткость  $\leq 10$  °Ж).

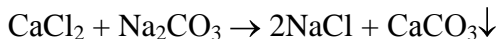
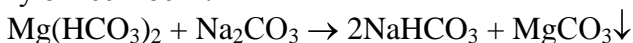
#### **1.4.2. Методы устранения жесткости (методы водоумягчения). Водоподготовка**

Для устранения жесткости воды применяют различные методы. Некоторыми способами можно удалить из воды не только катионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , но и произвести более глубокую очистку. Процесс удаления из воды примесей для тех или иных бытовых или технических нужд называют *водоподготовкой*.

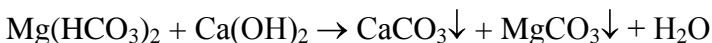
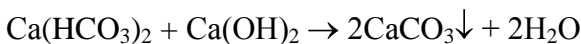
**I. Методы осаждения.** В этом случае к воде добавляют специальные вещества (химические методы, реагентное умягчение) или кипятят воду. При этом соли жесткости выпадают в осадок.



1. *Содовый метод* (добавка к воде соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Это универсальный метод, позволяющий удалить временную и постоянную жесткость.

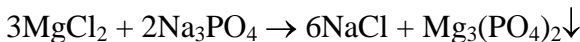
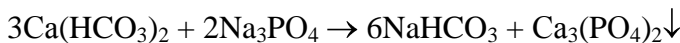


2. *Известковый метод* (добавка гашеной извести  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ).



Метод не является универсальным, поэтому его часто используют вместе с содовым (*известково-содовый метод*).

3. *Фосфатный метод* (добавка фосфата натрия  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ). Метод универсальный.

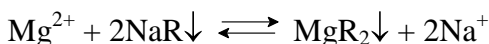
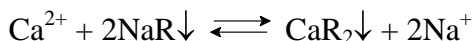


4. *Кипячение*. Этим методом устраняется только временная жесткость. Гидрокарбонаты кальция и магния при нагревании разлагаются. В зависимости от кислотности воды  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  дает разные продукты разложения.



II. *Метод ионного обмена*. Метод основан на обмене содержащихся в воде катионов (в том числе  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ ) на ионы катионитов. *Катиониты* – это вещества, способные

обменивать собственные катионы ( $\text{Na}^+$  или  $\text{H}^+$ ) на катионы, находящиеся в воде. Катионитами являются *ионно-обменные смолы (иониты)* (синтетические органические полимеры) или *цеолиты* (алюмосиликаты  $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8 \cdot n\text{H}_2\text{O}]$ ). Катионы жесткости  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  связываются с катионитом и остаются на нем (рисунок 1.1).



или

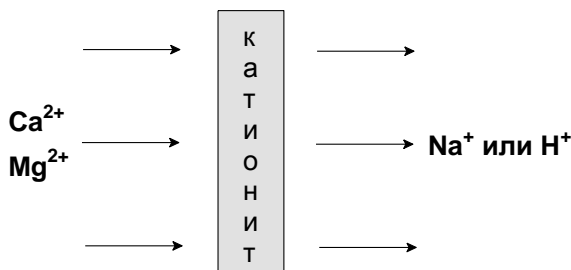
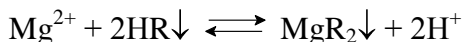
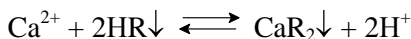
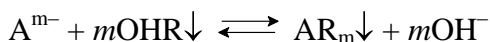
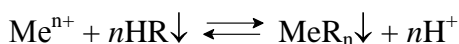


Рисунок 1.1 – Схема катионного обмена

При необходимости катионит можно восстановить до прежнего состояния. Для этого осуществляют обратный процесс – через него пропускают соль натрия, например,  $\text{NaCl}$ , или раствор кислоты, например,  $\text{HCl}$ .

Если необходима глубокая очистка воды, то последовательно осуществляют катионный и анионный обмен. При такой обработке достигается полное удаление

катионов и анионов из воды, т.е. происходит ее *обессоливание*. Анионный обмен проводят на *анионитах*. Аниониты, как и катиониты, являются ионно-обменными смолами. Для обессоливания (рисунки 1.1 и 1.2) используют катионит в  $H^+$ -форме (обменивает катионы, содержащиеся в воде, на ионы  $H^+$ ), а анионит – в  $OH^-$ -форме (обменивает анионы на гидроксид-ионы  $OH^-$ ).



Ионы  $H^+$  и  $OH^-$ , образующиеся при ионном обмене, соединяются и образуют молекулы воды.

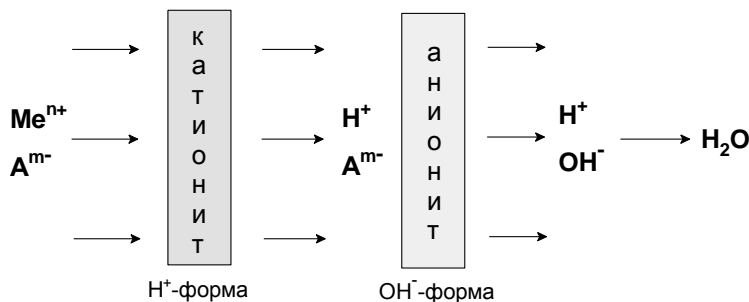
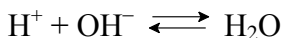


Рисунок 1.2 – Схема обессоливания воды

III. *Прочие методы.* Для обессоливания воды также применяют *перегонку* (дистилляцию), *обратный осмос* (гиперфильтрацию) и *электродиализ* (электрохимическое опреснение).

Перегонка (дистилляция) представляет собой нагрев раствора до кипения и конденсацию полученных паров

чистой воды. Ее проводят в лабораторных дистилляторах (рисунки 1.3) или специальных выпарных аппаратах.



Рисунок 1.3 – Лабораторный дистиллятор

Обратный осмос – задержка ионов или молекул, содержащихся в растворе, при пропускании его через полупроницаемую мембрану под давлением. Степень обессоливания составляет до 98%. Обратный осмос считают наиболее современным и эффективным методом.

Электродиализ (электрохимическое опреснение) – метод очистки, основанный на различной способности к проникновению ионов через мембраны под действием постоянного электрического тока (рисунки 1.4). Очистка воды осуществляется за счет диффузии через мембраны и электролиза. Катионы, проходя через катионную мембрану, притягиваются к катоду и восстанавливаются на нем (вместо них могут восстанавливаться молекулы воды). Анионы, соответственно, перемещаются через анионную мембрану и

окисляются на аноде (вместо них могут окисляться молекулы воды). В этом случае воду можно обессолить на 90%.

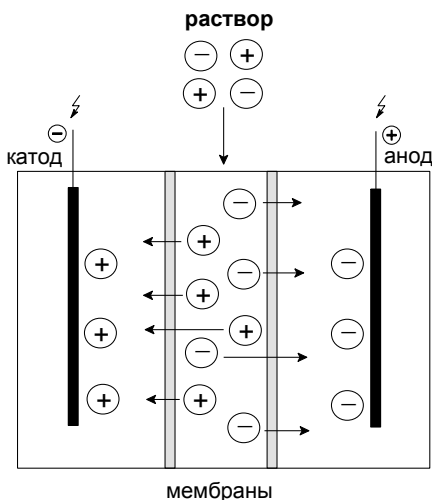


Рисунок 1.4 – Схема электродиализа

### 1.4.3. Определение жесткости воды

Жесткость воды можно определить *титрованием*. Титрование – это метод объемного анализа, представляющий собой постепенное прибавление раствора известной концентрации (стандартного раствора) к определенному объему анализируемого раствора неизвестной концентрации с целью ее установить. Титрование заканчивают, например, когда изменяется окраска индикатора, добавленного к анализируемому раствору.

Объем стандартного раствора определяют с помощью *бюретки* (рисунок 1.5). Бюретка (от франц. *burette* – «склянка») представляет собой тонкую проградуированную стеклянную трубку, рассчитанную на определенный объем. Бюретка снабжена краном или специальным дозатором.

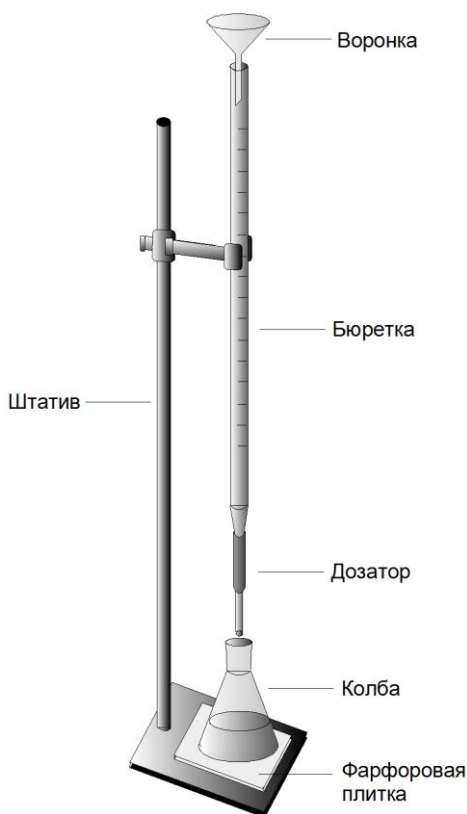


Рисунок 1.5 – Титровальная установка

#### **1.4.4. Вода для фармацевтических целей. Виды концентраций в лекарственных средствах**

Вода для фармацевтических целей:

1. *Вода для инъекций (Aqua pro injectionibus)*. Получают:  
а) из питьевой воды методами перегонки (дистилляции);  
обратного осмоса в комбинации с электродеионизацией,  
ультрафильтрацией или нанофильтрацией;

б) из воды очищенной аналогичными методами.

2. *Вода для инъекций для аптек (Aqua pro injectionibus pro officinis)*. Получают из питьевой воды или воды очищенной аналогично воде для инъекций.

3. *Вода очищенная (Aqua purificata)*. Получают из питьевой воды методами перегонки (дистилляции), ионного обмена, обратного осмоса или другим способом. Также используют комбинацию этих методов.

4. *Вода очищенная для аптек (Aqua purificata pro officinis)*. Получают из питьевой воды аналогично воде очищенной.

5. *Вода для гемодиализа (Aqua pro haemodialysi)*. Получают из питьевой воды методами перегонки (дистилляции), ионного обмена, обратного осмоса или другим способом.

Изготовление лекарственных средств осуществляют в следующих видах концентраций:

1. *Массовая концентрация (массовый процент)*. Она показывает массу лекарственного вещества (в г) в 100 г лекарства. В этом случае и фармсубстанцию, и растворитель дозируют по массе. Например, камфорное масло, 10 % раствор для наружного применения масляный (10 г камфоры содержится в 100 г раствора).

2. *Объемная концентрация (объемный процент)*. Показывает, какой объем растворенного лекарственного вещества (в мл) содержится в 100 мл жидкого лекарственного средства (об/об%), например, 70 % раствор этилового спирта.

3. *Массово-объемная концентрация (массово-объемный процент, м/об%)*. Она показывает массу лекарственного вещества (в г) в 100 мл лекарства. Такую концентрацию имеют водные и водно-спиртовые растворы твердых лекарственных веществ, например, 0,5 % раствор новокаина (0,5 г новокаина в 100 мл раствора).

### 1.4.5. Примеры решения типовых задач по жесткости

**Пример 1.** Какую массу соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  необходимо добавить к 100 л воды, имеющей жесткость 3,5 ммоль-экв/л?

*Решение.*  $M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = M(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot f_3 = 106 \cdot 1/2 = 51$  г/моль.

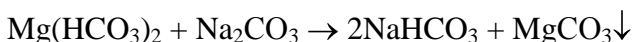
$$Ж = \frac{m(\text{вещества})}{M_3(\text{вещества}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} \Rightarrow$$

$$m(\text{вещества}) = Ж \cdot M_3(\text{вещества}) \cdot V(\text{H}_2\text{O})$$

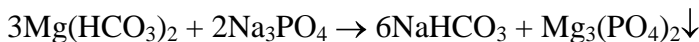
$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= Ж \cdot M_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = 3,5 \cdot 51 \cdot 100 = \\ &= 17850 \text{ мг} = 17,85 \text{ г}. \end{aligned}$$

**Пример 2.** В воде содержится  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ . Можно ли устранить жесткость такой воды: а) добавкой  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; б)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ? Свой ответ поясните.

*Решение.* а) Можно, т.к. при добавке к воде соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  происходит осаждение катионов магния в виде  $\text{MgCO}_3$ . Жесткость воды при этом понижается.



б) Можно, т.к. при добавке к воде фосфата натрия катионы магния осаждаются в виде  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ . Жесткость воды при этом понижается.



**Пример 3.** Общая жесткость воды составляет 7 °DH. Выразите жесткость в ммоль-экв/л.

*Решение.* Один немецкий градус жесткости (°DH) составляет 0,357 ммоль-экв/л (см. таблицу 1.2). Тогда получаем:

$$Ж = 7 \cdot 0,357 = 2,499 \text{ ммоль-экв/л}.$$



### 1.5. Энергетика химических реакций

*Термодинамика* – наука, изучающая переходы энергии из одной формы в другую и из одной части системы в другую.

*Термодинамическая система* – это вещество или их смесь, взятые в ограниченном объеме.

*Химическая термодинамика* – это раздел термодинамики, изучающий переходы энергии в химических реакциях и из одной фазы в другую.

*Фаза* – совокупность частей системы, одинаковых по составу, физическим и химическим свойствам и ограниченных друг от друга поверхностями раздела.

*Энтальпия (H)* – это теплосодержание системы. Энтальпия равна количеству теплоты, взятому с противоположным знаком:

$$\Delta H = - Q .$$

Для *экзотермических процессов* (идут с выделением тепла)  $Q > 0$ , а  $\Delta H < 0$ . Для *эндотермических реакций* (протекают с поглощением тепла), наоборот,  $Q < 0$ , а  $\Delta H > 0$ .

Энтальпия связана с внутренней энергией соотношением:

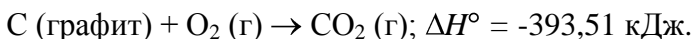
$$H = U + P \cdot V,$$

где  $U$  – внутренняя энергия;

$P$  – давление;

$V$  – объем.

*Термохимия* – наука о тепловых эффектах химических процессов. *Тепловой эффект реакции* – это количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе ее протекания. Уравнения реакций с указанием агрегатного состояния всех веществ (и, если необходимо, аллотропных форм веществ) и теплового эффекта (в виде  $Q$  или  $\Delta H$ ) называют *термохимическими уравнениями*:



*Энергетический профиль* (энергетическая диаграмма, энергетический рельеф) химической реакции – это зависимость энергии ( $\Delta H$ ,  $Q$ ) от пути (координаты, хода) реакции (рисунк 1.6). Путь реакции характеризует продвижение системы от реагирующих веществ (реагентов) к продуктам реакции.

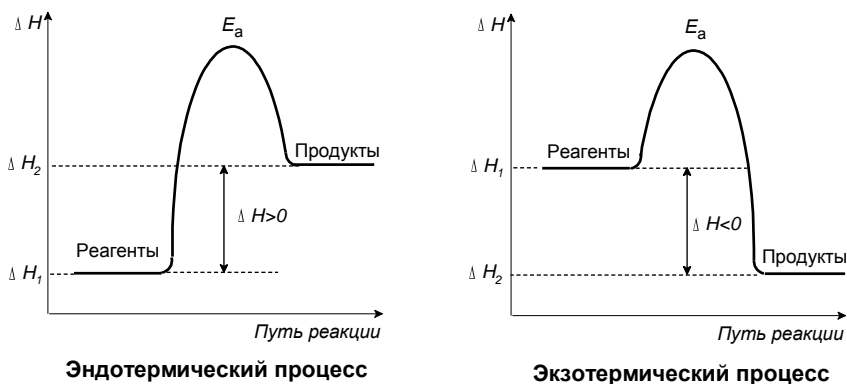


Рисунок 1.6 – Энергетический профиль реакции

Основным законом термохимии является *закон Г.И. Гесса* (рисунк 1.7).

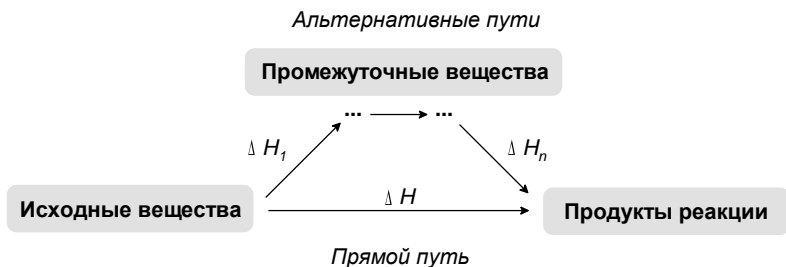


Рисунок 1.7 – Схема, иллюстрирующая закон Г.И. Гесса

**Закон Г.И. Гесса** (1840 г.) – *тепловой эффект химической реакции зависит от начального и конечного состояния системы и не зависит от ее пути:*

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots + \Delta H_n .$$

Таким образом, энтальпия является функцией состояния.

Следствия из закона Г.И. Гесса:

1. *Тепловой эффект химической реакции равен разности сумм стандартных энтальпий образования продуктов и реагентов с обязательным учетом стехиометрических коэффициентов при веществах в уравнении реакции:*

$$\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ} = \sum n \cdot \Delta H_{\text{обр.}}^{\circ} (\text{продукты}) - \sum t \cdot \Delta H_{\text{обр.}}^{\circ} (\text{реагенты}),$$

где  $\Delta H_{\text{х.р.}}^{\circ}$  – тепловой эффект химической реакции, кДж ( $^{\circ}$  – символ стандартного состояния: 25 °С и  $P = 101325 \text{ Па}$ );

$\Delta H_{\text{обр.}}^{\circ}$  – стандартная энтальпия образования вещества (при 25 °С и  $P = 101325 \text{ Па}$ ), кДж/моль;

$n$  и  $t$  – стехиометрические коэффициенты при веществах в уравнении реакции.

*Стандартная энтальпия образования вещества* ( $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$  или  $\Delta H^\circ_f$ ) – это тепловой эффект реакции образования 1 моль вещества в стандартных условиях из соответствующих простых веществ, находящихся в наиболее устойчивой аллотропной форме. Значения  $\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$  для некоторых веществ приведены в *таблице А.5* приложения.

**2. Закон Лавуазье – Лапласа** (1780–1784) – *тепловой эффект прямой реакции равен тепловому эффекту обратной реакции, но с противоположным знаком.*

*Энтропия* ( $S$ ) – мера беспорядка (хаоса) в системе. Чем больше беспорядка в системе, тем больше  $S$ . Она связана с термодинамической вероятностью (**формула Л. Больцмана**):

$$S = k \cdot \ln W,$$

где  $k$  – *постоянная Л. Больцмана* ( $k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23}$  Дж/К);  
 $W$  – термодинамическая вероятность.

Энтропия, как и энтальпия, является функцией состояния, поэтому:

$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot S^\circ_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot S^\circ_{\text{обр.}} (\text{реагенты}),$$

где  $\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$  – изменение энтропии в ходе химической реакции, Дж/К;

$S^\circ_{\text{обр.}}$  – стандартная энтропия образования вещества (при 25 °С и  $P = 101325$  Па), Дж/(моль·К);

$n$  и  $m$  – стехиометрические коэффициенты при веществах в уравнении реакции.

*Стандартная энтропия образования вещества* ( $S^{\circ}_{\text{обр.}}$  или  $S^{\circ}_f$ ) – это энтропия образования 1 моль вещества в стандартных условиях из соответствующих простых веществ, находящихся в наиболее устойчивой аллотропной форме. Значения  $S^{\circ}_{\text{обр.}}$  для некоторых веществ приведены в *таблице А.5 приложения*.

*Свободная энергия Гиббса* ( $G$ ) – изобарно-изотермический потенциал, характеризующий способность к самопроизвольному протеканию процесса. Свободная энергия Гиббса является функцией состояния, поэтому:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta G^{\circ}_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum t \cdot \Delta G^{\circ}_{\text{обр.}} (\text{реагенты}),$$

где  $\Delta G^{\circ}_{\text{х.р.}}$  – изменение свободной энергии Гиббса в ходе химической реакции, кДж;

$\Delta G^{\circ}_{\text{обр.}}$  – стандартная свободная энергия Гиббса образования вещества (при 25 °С и  $P = 101325 \text{ Па}$ ), кДж/моль;

$n$  и  $t$  – стехиометрические коэффициенты при веществах в уравнении реакции.

*Стандартная свободная энергия Гиббса образования вещества* ( $\Delta G^{\circ}_{\text{обр.}}$  или  $\Delta G^{\circ}_f$ ) – это изменение свободной энергии Гиббса для реакции образования 1 моль вещества в стандартных условиях из соответствующих простых веществ, находящихся в наиболее устойчивой аллотропной форме. Значения  $\Delta G^{\circ}_{\text{обр.}}$  для некоторых веществ приведены в *таблице А.5 приложения*.

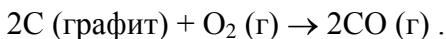
Изменение свободной энергии Гиббса может быть также найдено по формуле, называемой *уравнением Гиббса*:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S .$$

Если  $\Delta G > 0$ , то реакция не может самопроизвольно протекать, если  $\Delta G < 0$ , то реакция может самопроизвольно протекать, а если  $\Delta G = 0$ , то система находится в равновесии.

### Примеры решения типовых задач по энергетике химических реакций

**Пример 1.** Для реакции, приведенной ниже, рассчитайте  $\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$ ,  $\Delta G^\circ_{\text{х.р.}}$  и  $\Delta S^\circ_{\text{х.р.}}$  (для расчета используйте таблицу А.1 приложения):



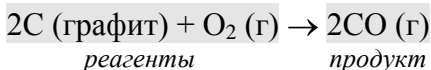
*Решение.* Т.к. энтальпия, энтропия и свободная энергия Гиббса являются функциями состояния, то для расчетов воспользуемся соответствующими формулами и значениями стандартных термодинамических функций из таблицы А.1 приложения:

$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр.}} (\text{реагенты})$$

$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot S^\circ_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot S^\circ_{\text{обр.}} (\text{реагенты})$$

$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}} (\text{реагенты})$$

Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$ , кДж/моль	$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}$ , кДж/моль	$S^\circ_{\text{обр.}}$ , Дж/(моль·К)
С (графит)	0	0	5,74
O <sub>2</sub> (г)	0	0	205,04
CO (г)	-110,52	-137,14	197,54

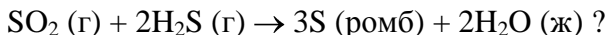


$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = [2 \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{CO}_{(\text{г})})] - [2 \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{C}_{(\text{графит})}) + 1 \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр.}}(\text{O}_{2(\text{г})})] \\ = [2 \cdot (-110,52)] - [2 \cdot 0 + 1 \cdot 0] = -221,04 \text{ кДж.}$$

$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = [2 \cdot S^\circ_{\text{обр.}}(\text{CO}_{(\text{г})})] - [2 \cdot S^\circ_{\text{обр.}}(\text{C}_{(\text{графит})}) + 1 \cdot S^\circ_{\text{обр.}}(\text{O}_{2(\text{г})})] = \\ = [2 \cdot 197,54] - [2 \cdot 5,74 + 1 \cdot 205,04] = 178,56 \text{ Дж/К.}$$

$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = [2 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{CO}_{(\text{г})})] - [2 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{C}_{(\text{графит})}) + 1 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{O}_{2(\text{г})})] \\ = [2 \cdot (-137,14)] - [2 \cdot 0 + 1 \cdot 0] = -274,28 \text{ кДж.}$$

**Пример 2.** Возможно ли протекание реакции в стандартных условиях:

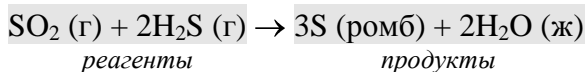


*Решение.* Для ответа на этот вопрос необходимо рассчитать изменение свободной энергии Гиббса в ходе данной реакции. Если  $\Delta G^\circ > 0$ , то реакция не может самопроизвольно протекать, если  $\Delta G^\circ < 0$ , то реакция может самопроизвольно протекать, а если  $\Delta G^\circ = 0$ , то система находится в равновесии.

Т.к. свободная энергия Гиббса является функцией состояния, то для расчета воспользуемся формулой и значениями стандартных свободных энергий Гиббса образования веществ из *таблицы А.5* приложения:

$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}} (\text{продукты}) - \sum m \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}} (\text{реагенты})$$

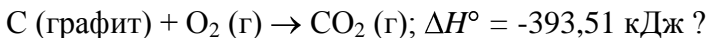
Вещество	$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}, \text{кДж/моль}$
SO <sub>2</sub> (г)	-300,2
H <sub>2</sub> S (г)	-33,8
S (ромб, α)	0
H <sub>2</sub> O (ж)	-237,5



$$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} = [3 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{S}_{(\text{ромб})}) + 2 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})})] - [1 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{SO}_{2(\text{г})}) + 2 \cdot \Delta G^\circ_{\text{обр.}}(\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})})] = [3 \cdot 0 + 2 \cdot (-237,5)] - [1 \cdot (-300,2) + 2 \cdot (-33,8)] = -107,2 \text{ кДж.}$$

Т.к.  $\Delta G^\circ < 0$ , то реакция может самопроизвольно протекать в стандартных условиях.

**Пример 3.** Сколько теплоты выделится при сгорании 120 г графита, если термохимическое уравнение реакции его горения имеет следующий вид:



*Решение.* Согласно термохимическому уравнению при сгорании 1 моль графита (коэффициент перед углеродом равен 1) выделяется 393,51 кДж теплоты.

$\nu(\text{C}) = m(\text{C}) / M(\text{C}) = 120 \text{ г} / 12 \text{ г/моль} = 10 \text{ моль}$ , поэтому при сгорании 10 моль графита выделится в 10 раз больше теплоты, т.е. 3935,1 кДж.



## 1.6. Химическая кинетика

*Химическая кинетика* – это раздел химии, изучающий механизмы протекания и скорости химических реакций.

*Скорость химической реакции* – это число элементарных актов химического взаимодействия за единицу времени в единице реакционного пространства. Выделяют *гомогенные реакции*, протекающие в объеме одной фазы (в однородной среде), и *гетерогенные реакции*, протекающие в неоднородной среде, т.е. на поверхности раздела фаз.

Скорость – это изменение какого-либо параметра в единицу времени. Таким параметром для скорости химической реакции является изменение количеств веществ, вступивших в реакцию или образовавшихся в ее ходе.

*Средняя скорость гомогенной реакции* – это изменение количества вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в результате ее протекания, за единицу времени в единице объема реакционного пространства:

$$v_{\text{ср}}^{\text{гом}} = \pm \frac{v_2 - v_1}{V \cdot (\tau_2 - \tau_1)} = \pm \frac{\Delta v}{V \cdot \Delta \tau} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau},$$

где  $v_{\text{ср}}^{\text{гом}}$  – средняя скорость гомогенной реакции, моль/(л·с);

$v_1$  и  $v_2$  – начальное и конечное количества вещества (соответственно), моль;

$\tau_1$  и  $\tau_2$  – начальное и конечное время (соответственно), с;

$V$  – объем, л;

$\Delta v$  – изменение количества вещества, моль;

$\Delta \tau$  – изменение времени, с;

$\Delta c$  – изменение концентрации, моль/л.

В ходе химической реакции количество вещества (концентрация) у реагентов уменьшается, а у продуктов

реакции, наоборот, увеличивается (*рисунок 1.8*), поэтому в формуле знак «+» относят к продуктам реакции, а знак «-» – к реагентам. График зависимости концентрации от времени может быть линейным или нелинейным.

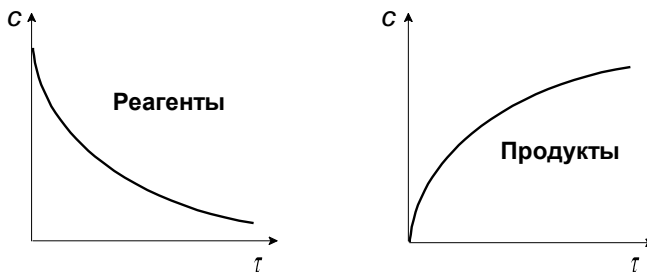


Рисунок 1.8 – Изменение концентраций реагентов и продуктов в ходе химической реакции

*Средняя скорость гетерогенной реакции* – это изменение количество вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в ее результате, за единицу времени на единице площади поверхности раздела фаз:

$$v_{\text{ср}}^{\text{гетер}} = \pm \frac{\Delta \nu}{S \cdot \Delta \tau},$$

где  $v_{\text{ср}}^{\text{гетер}}$  – средняя скорость гетерогенной реакции, моль/(м<sup>2</sup>·с);

$S$  – площадь поверхности, м<sup>2</sup>.

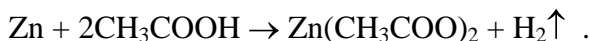
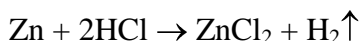
*Истинная (мгновенная) скорость* реакции определяется первой производной концентрации по времени:

$$v_{\text{ист}}^{\text{гом}} = \pm \lim_{\Delta \tau \rightarrow 0} \frac{\Delta c}{\Delta \tau} = \pm \frac{dc}{d\tau}$$

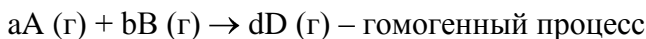
*На скорость химической реакции влияет ряд факторов:*

- 1) природа реагентов;
- 2) концентрация;
- 3) давление (для газов);
- 4) площадь поверхности соприкосновения веществ (для гетерогенных систем);
- 5) температура;
- 6) энергия активации;
- 7) наличие катализатора.

**Влияние природы реагентов.** Например, скорость реакции цинка с соляной кислотой больше, т.к. соляная кислота более сильная, чем уксусная кислота:



**Влияние концентрации.** Зависимость скорости реакции от концентрации определяется **законом действующих (действия) масс** (К. Гульдберг и П. Вааге, 1867 г.): *скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам при этих веществах.*



$$\nu = k \cdot c_{\text{A}}^a \cdot c_{\text{B}}^b ,$$

где  $k$  – константа скорости реакции;

$c_{\text{A}}$  и  $c_{\text{B}}$  – молярные концентрации реагентов, моль/л;

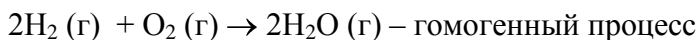
$a$  и  $b$  – стехиометрические коэффициенты при веществах А и В.

*Константа скорости* – это величина, равная скорости химической реакции при единичных концентрациях реагирующих веществ:

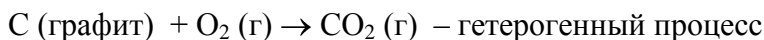
$$c_A = c_B = 1, \quad \text{тогда} \quad v = k .$$

Константа скорости зависит от природы реагентов и температуры, но не зависит от их концентрации. Закон действующих масс справедлив для одностадийных гомогенных реакций при постоянной температуре.

*Следует учитывать, что в выражении закона действующих масс указываются концентрации только газов или веществ, находящихся в растворах. Для гетерогенных реакций в выражение скорости не включаются концентрации веществ, составляющих самостоятельную конденсированную фазу (индивидуальные твердые или жидкие вещества):*



$$v = k \cdot c_{\text{H}_2}^2 \cdot c_{\text{O}_2}$$



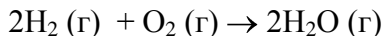
$$v = k \cdot c_{\text{O}_2} .$$

**Влияние давления (для газов).** При повышении давления газов во столько же раз увеличивается их молярная концентрация, поэтому скорость реакции возрастает:

$$P \cdot V = \nu \cdot R \cdot T \qquad P = c \cdot R \cdot T .$$

Закон действующих масс может быть записан через

парциальные давления соответствующих газов:



$$\nu = k \cdot P_{\text{H}_2}^2 \cdot P_{\text{O}_2} \quad .$$

**Влияние площади поверхности соприкосновения веществ (для гетерогенных систем).** Чем больше площадь поверхности соприкосновения веществ, тем больше скорость реакции.

**Влияние температуры.** Зависимость скорости реакции от температуры количественно выражается *правилом Вант-Гоффа* (1884 г.): *при увеличении температуры на каждые 10 единиц скорость реакции возрастает в 2–4 раза:*

$$\nu_{t_2} = \nu_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad ,$$

где  $\nu_{t_2}$  – скорость реакции при конечной температуре  $t_2$ ;

$\nu_{t_1}$  – скорость реакции при начальной температуре  $t_1$ ;

$\gamma$  – температурный коэффициент.

или через константы скоростей:

$$k_{t_2} = k_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} \quad .$$

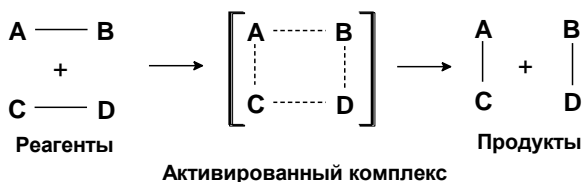
*Температурный коэффициент* показывает, во сколько раз различаются скорости реакций при конечной и начальной температурах, если значения этих температур отличаются на 10 (*физический смысл*):

$$t_2 - t_1 = 10, \text{ тогда}$$

$$\gamma = \frac{v_{t_2}}{v_{t_1}}.$$

Значения температурного коэффициента составляют от 2 до 4. Правило Вант-Гоффа является эмпирическим. Применяется в ограниченном интервале температур (обычно 0–100 °С). Более точную зависимость скорости реакции от температуры отражает *уравнение Аррениуса* (см. далее).

**Влияние энергии активации.** *Энергия активации* – это энергия, необходимая для перевода 1 моль вещества в активное состояние или состояние *активированного комплекса*. *Активированный комплекс (переходное или промежуточное состояние)* – это модель состояния вещества, когда в нем старые химические связи еще полностью не разорвались, а новые – не образовались:



На энергетическом профиле реакции образованию активированного комплекса отвечает энергетический максимум – энергия активации  $E_a$  (*рисунки 1.9*).

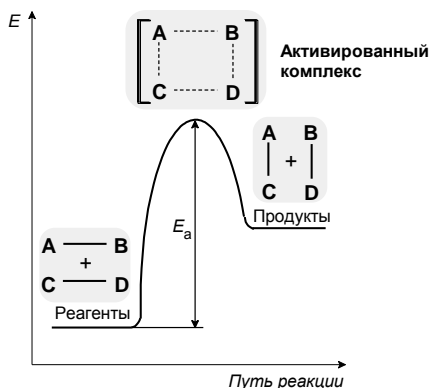


Рисунок 1.9 – Энергия активации на энергетическом профиле реакции

При увеличении энергии активации скорость химической реакции уменьшается. Эту зависимость отражает *уравнение Аррениуса* (1889 г.). Оно также выражает более точную зависимость скорости реакции от температуры, чем правило Вант-Гоффа:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}},$$

где  $k$  – константа скорости реакции;

$A$  – предэкспоненциальный множитель (частотный фактор), связанный с вероятностью и числом столкновений активных частиц, а также со стерическими условиями (определенной ориентацией молекул в пространстве при их взаимодействии);

$e$  – основание натурального логарифма,  $e \approx 2,7$ ;

$E_a$  – энергия активации, Дж/моль;

$R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль · К);

$T$  – абсолютная температура, К.

**Влияние катализатора.** *Катализатор* – это вещество, изменяющее скорость химической реакции, но остающееся в неизменном количестве после ее окончания. Катализатор вступает в реакцию с реагентами, но после ее окончания регенерируется в первоначальном количестве. Различают *положительные катализаторы* (их часто называют просто *катализаторами*), увеличивающие скорость реакции, и *отрицательные катализаторы (ингибиторы)*, уменьшающие скорость реакции. Изменение скорости реакции под воздействием катализатора называют *катализом*. Катализ бывает *гомогенным* (реагенты, продукты и катализатор имеют одно и тоже агрегатное состояние и образуют однородную систему; между ними отсутствуют поверхности раздела фаз) и *гетерогенным* (в системе есть поверхность раздела фаз).

Механизм действия положительного катализатора заключается в том, что он направляет реакцию по новому пути с меньшей энергией активации (*рисунк 1.10*).

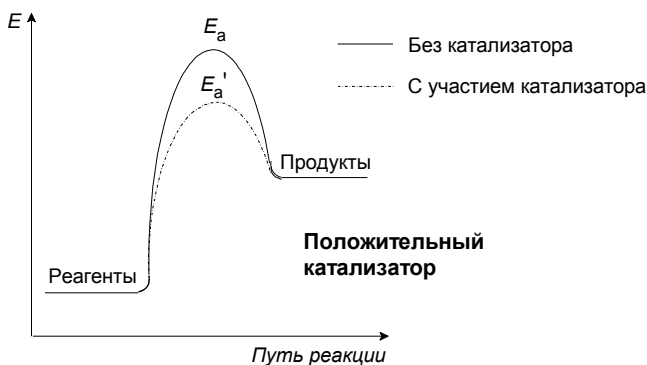


Рисунок 1.10 – Энергетический профиль реакции с участием положительного катализатора

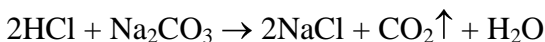


## 1.7. Химическое равновесие

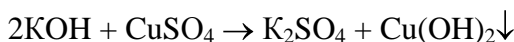
Химические реакции разделяют на обратимые и необратимые. Большинство реакций являются обратимыми.

Реакции в водных растворах электролитов практически необратимы, если некоторые ионы связываются друг с другом так, что вещества выделяются в ходе реакции в виде газа, осадка, комплексного или малодиссоциирующего соединения:

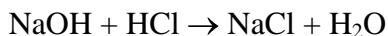
– в ходе реакции образуется газ:



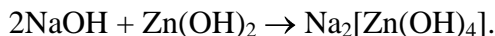
– в ходе химической реакции образуется осадок:



– в ходе реакции образуется малодиссоциирующее вещество (вода,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и др.):



– в ходе реакции образуется комплексное соединение:



Обратимые реакции идут одновременно в двух противоположных направлениях. Состояние, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называется *химическим равновесием* (см. рисунок 1.11):

$$v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}.$$

Химическое равновесие является *динамическим*, т.е. в таком состоянии процессы не прекращаются, а одновременно протекают как прямая, так и обратная реакция. Т.к. скорости их равны, то молярные концентрации веществ остаются постоянными (при условии сохранения постоянных внешних условий).

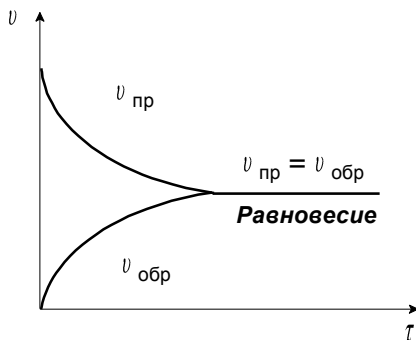
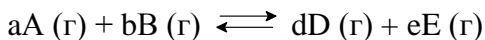


Рисунок 1.11 – Изменение скоростей прямой ( $v_{\text{пр}}$ ) и обратной ( $v_{\text{обр}}$ ) реакций при приближении к состоянию химического равновесия

Концентрации веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, являются *равновесными*. Иногда равновесные концентрации обозначают формулами веществ, заключенными в квадратные скобки. Рассмотрим гомогенную систему в состоянии равновесия:



Равновесная концентрация вещества А обозначается как «[А]», равновесная концентрация вещества В – как «[В]» и т.д. Тогда:

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

$$v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [D]^d \cdot [E]^e$$

$$k_{\text{пр}} \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_{\text{обр}} \cdot [D]^d \cdot [E]^e$$

$$\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b} = K$$

Отношение констант скоростей прямой и обратной реакций называется *константой равновесия* ( $K$ ). Таким образом, *константа равновесия* – это величина, равная отношению произведений равновесных концентраций продуктов и реагентов, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам при этих веществах:

$$K = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

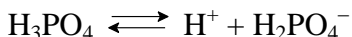
Эта формула также выражает закон действующих (действия) масс. Константу равновесия также можно записать через молярные доли веществ или парциальные давления газов.

*Физический смысл константы равновесия:* она показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной реакции при данной температуре и единичных концентрациях всех веществ. Константа равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от катализатора, давления и концентрации, т.к. изменение концентрации (давления) одного из реагентов вызовет изменение концентраций (давлений) и других реагентов. Катализатор изменяет скорость как прямой, так и обратной реакции, поэтому влияет на быстроту достижения химического равновесия, но не на величину его константы.

*Величина константы равновесия позволяет судить о полноте протекания реакции.* Чем она больше, тем больше

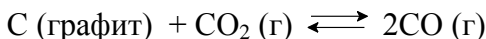
образуется продуктов реакции. Если  $K > 1$ , то выход продуктов прямой реакции преобладает, а если  $K < 1$ , то выход продуктов прямой реакции мал, преобладают исходные вещества. Для необратимых реакций  $K \rightarrow \infty$ . Если практически отсутствует прямая реакция, то  $K \rightarrow 0$ .

***В выражении константы равновесия указываются концентрации только газов или веществ, находящихся в растворах. Для гетерогенных реакций в выражение константы равновесия не включаются концентрации веществ, составляющих самостоятельную конденсированную фазу (индивидуальные твердые или жидкие вещества), например:***



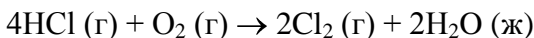
Реакция протекает в растворе (гомогенной системе), поэтому в выражение константы равновесия включаются концентрации всех веществ:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]}$$



Графит – твердое вещество, поэтому для данной гетерогенной реакции:

$$K = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$



Вода образует самостоятельную жидкую фазу, поэтому:

$$K = \frac{[\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]}$$

Свободная энергия Гиббса и константа равновесия связаны следующим выражением:

$$\Delta G^\circ = - R \cdot T \cdot \ln K,$$

где  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль · К);

$T$  – абсолютная температура, К.

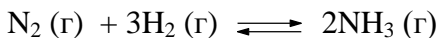
При наступлении химического равновесия  $\Delta G^\circ = 0$  и  $K = 1$ . Если  $\Delta G^\circ < 0$ , то  $K > 1$  (выход продуктов реакции преобладает), а если  $\Delta G^\circ > 0$ , то  $K < 1$  (преобладают исходные вещества).

Химическое равновесие является подвижным, т.е. его можно смещать в ту или иную сторону. Направление смещения равновесия можно определить **по принципу Ле Шателье** (1884 г.): *если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывать какое-либо внешнее воздействие (изменять концентрацию, температуру или давление), то равновесие сместится в сторону той реакции, которая ослабляет это воздействие.*

Условия смещения химического равновесия:

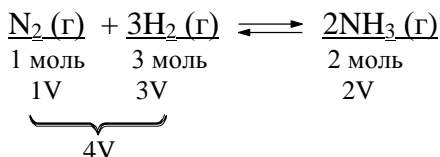
1) Изменение концентрации. *При увеличении концентрации вещества равновесие смещается в сторону его расходования:*

Например, для реакции:



при увеличении концентрации азота равновесие сместится в сторону его расходования, т.е. в сторону прямой реакции (вправо  $\rightleftharpoons$ ).

2) Изменение давления (для газов). *При увеличении давления равновесие смещается в сторону реакции, сопровождающейся уменьшением объема.*



Реакция сопровождается уменьшением объема, т.к. суммарно реагируют 4 единицы объема газов, а образуются только 2 единицы объема. Поэтому, при повышении давления равновесие сместится в сторону прямой реакции (вправо  $\rightleftharpoons$ ).

3) Изменение температуры. *При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.*

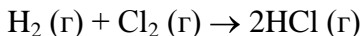


Прямая реакция экзотермична ( $\Delta H^\circ < 0$ ), т.е. идет с выделением тепла. Соответственно, обратная реакция идет с поглощением такого же количества тепла ( $\Delta H^\circ > 0$ ), т.е. является эндотермической. Поэтому увеличение температуры смещает равновесие в сторону обратной реакции (влево  $\rightleftharpoons$ ).

*Катализатор не смещает химическое равновесие, поскольку он в равной степени изменяет скорость как прямой, так и обратной реакции. Катализатор лишь изменяет момент достижения химического равновесия в системе.*

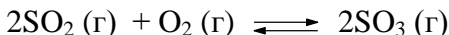
## Примеры решения типовых задач по химической кинетике и равновесию

**Пример 1.** Напишите выражение скорости для реакции



*Решение.* Реакция гомогенная, поэтому  $v = k \cdot c_{\text{H}_2} \cdot c_{\text{Cl}_2}$ .

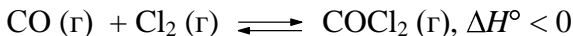
**Пример 2.** Напишите выражение константы равновесия для следующей реакции:



*Решение.* Система гомогенная (все реагенты и продукт реакции являются газами), поэтому в выражение константы равновесия включаются концентрации всех веществ:

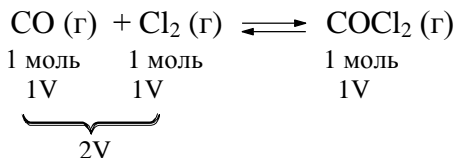
$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}.$$

**Пример 3.** В какую сторону сместится равновесие в системе



- а) при повышении давления;
- б) при повышении температуры;
- в) при добавлении катализатора;
- г) при уменьшении концентрации  $\text{COCl}_2$ ?

*Решение.* а) Для решения воспользуемся принципом Ле Шателье. При повышении давления равновесие сместится в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением объема. Прямая реакция сопровождается уменьшением объема, поэтому равновесие сместится вправо  $\rightleftharpoons$ :

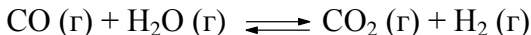


б) При повышении температуры равновесие сместится в сторону эндотермической реакции, т.е. в данном случае в сторону обратной реакции (влево  $\leftarrow$ ).

в) При добавлении катализатора равновесие не смещается ( $\rightleftharpoons$ ).

г) При уменьшении концентрации  $\text{COCl}_2$  равновесие смещается в сторону его образования, т.е. в сторону прямой реакции (вправо  $\rightarrow$ ).

**Пример 4.** Рассчитайте константу равновесия для реакции

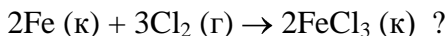


если равновесные концентрации веществ равны:  $[\text{CO}] = 0,8$  моль/л,  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,16$  моль/л,  $[\text{CO}_2] = 0,16$  моль/л и  $[\text{H}_2] = 0,32$  моль/л.

*Решение.* Система гомогенная (все реагенты и продукты реакции являются газами), поэтому в выражение константы равновесия включаются концентрации всех этих веществ:

$$K = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{0,16 \cdot 0,32}{0,8 \cdot 0,16} = 0,4 .$$

**Пример 5.** Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации хлора в 2 раза





*Решение.* Реакция гетерогенная, поэтому в выражение скорости реакции включается концентрация только газа (хлора):

$$\nu = k \cdot c_{\text{Cl}_2}^3$$

При увеличении концентрации хлора в 2 раза получаем:

$$\nu_1 = k \cdot (2 \cdot c_{\text{Cl}_2})^3$$

Тогда скорость реакции увеличится в 8 раз:

$$\frac{\nu_1}{\nu} = \frac{k \cdot (2 \cdot c_{\text{Cl}_2})^3}{k \cdot c_{\text{Cl}_2}^3} = 2^3 = 8 .$$

**Пример 6.** При повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличивается в 2 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры от 40 до 60 °C?

*Решение.* Т.к. при повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличивается в 2 раза, то, следовательно, температурный коэффициент ( $\gamma$ ) этой реакции равен 2 (см. физический смысл  $\gamma$ ). Используем правило Вант-Гоффа. Тогда

$$\nu_{t_2} = \nu_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$$\nu_{60^\circ} = \nu_{40^\circ} \cdot 2^{\frac{60 - 40}{10}}$$

$$\frac{v_{60^\circ}}{v_{40^\circ}} = 2^{\frac{60-40}{10}} = 2^2 = 4 .$$

Таким образом, скорость реакции увеличится в 4 раза.

**Пример 7.** Рассчитайте равновесную концентрацию  $\text{H}_2$  в системе



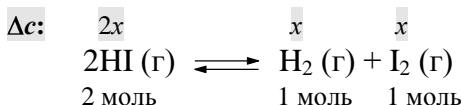
если исходная концентрация  $\text{HI}$  равна 0,01 моль/л, а константа равновесия составляет 0,02.

*Решение.* Система гомогенная, потому в выражение константы равновесия  $K$  включаем концентрации всех веществ:

$$K = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} .$$

Исходные концентрации веществ, их изменение в ходе процесса ( $\Delta c$ ), а также равновесные концентрации представим в виде таблицы:

Концентрация	$\text{HI}$	$\text{H}_2$	$\text{I}_2$
$c_{\text{исходная}}$	0,01	0	0
$\Delta c$	$2x$	$x$	$x$
$c_{\text{равновесная}}$	$0,01 - 2x$	$x$	$x$



В начальный момент времени продукты еще не образовались, поэтому исходные концентрации  $\text{H}_2$  и  $\text{I}_2$  равны 0 моль/л. Допустим, что в ходе процесса образовалось  $x$

моль/л  $\text{H}_2$ , тогда и  $\text{I}_2$  тоже образовалось  $x$  моль/л, т.к. соотношение между ними по уравнению реакции 1:1. При этом  $\text{HI}$  израсходовалось  $2x$  (соотношение по уравнению 2:1:1). Подставляем значения в выражение  $K$ :

$$K = \frac{x \cdot x}{(0,01 - 2x)^2} = 0,02 .$$

Получаем  $x = 0,0011$ . Тогда  $[\text{H}_2] = 0,0011$  моль/л.

## 1.8. Электролитическая диссоциация. Ионные реакции

*Электролиты* – это вещества, растворы и (или) расплавы которых проводят электрический ток.

*Неэлектролиты* – это вещества, растворы и (или) расплавы которых не проводят электрический ток.

*Электролитическая диссоциация* – это распад электролитов на ионы при их растворении и (или) расплавлении. Электролиты имеют ионные и молекулярные кристаллические решетки (для них характерны ионный и ковалентный полярный типы химической связи).

Механизмы электролитической диссоциации приведены на *рисунках 1.12–1.14*. При расплавлении происходит разрушение ионной кристаллической решетки (процесс сопровождается поглощением энергии) и образование свободных ионов (*рисунок 1.12*). Причина разрушения кристаллической решетки заключается в ослаблении связей между ионами за счет усиления их колебаний (колебания усиливаются вследствие возросшей кинетической энергии). При диссоциации в воде или другом растворителе происходит проникновение молекул растворителя в кристаллическую решетку и ослабление связей между ее

частицами (рисунк 1.13). Это приводит к разрушению кристаллической структуры (при этом поглощается энергия).

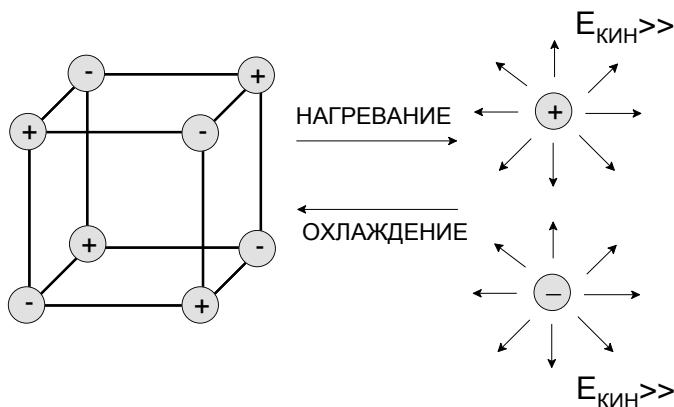


Рисунок 1.12 – Механизм электролитической диссоциации электролитов с ионной кристаллической решеткой в расплавах

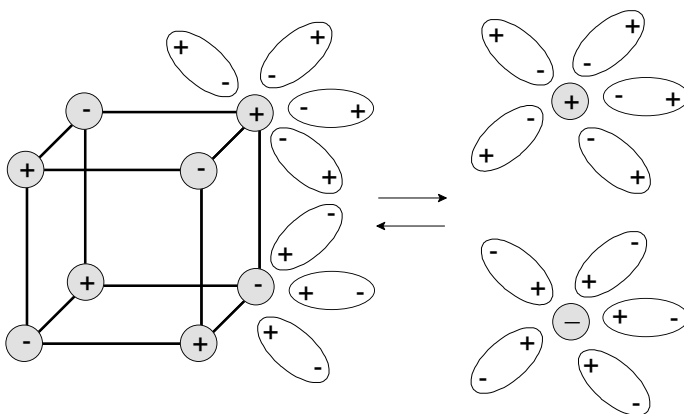


Рисунок 1.13 – Механизм электролитической диссоциации электролитов с ионной кристаллической решеткой при участии молекул растворителя

Ионы электролитов в растворах *сольватируются* (рисунки 1.13 и 1.14). *Сольватация* – это процесс взаимодействия ионов с молекулами растворителя, приводящий к образованию непрочных соединений – *сольватов* (для воды – *гидратов*). Вокруг ионов формируются *сольватные* (*гидратные*) оболочки из молекул растворителя. Сольватация сопровождается выделением энергии. В зависимости от соотношения энергии, затраченной на разрушение кристаллической решетки (или на ослабление взаимодействия между молекулами растворенного вещества, у которого решетка отсутствует, например, жидких кислот), и энергии, выделившейся при сольватации, процесс растворения может быть экзо- или эндотермическим.

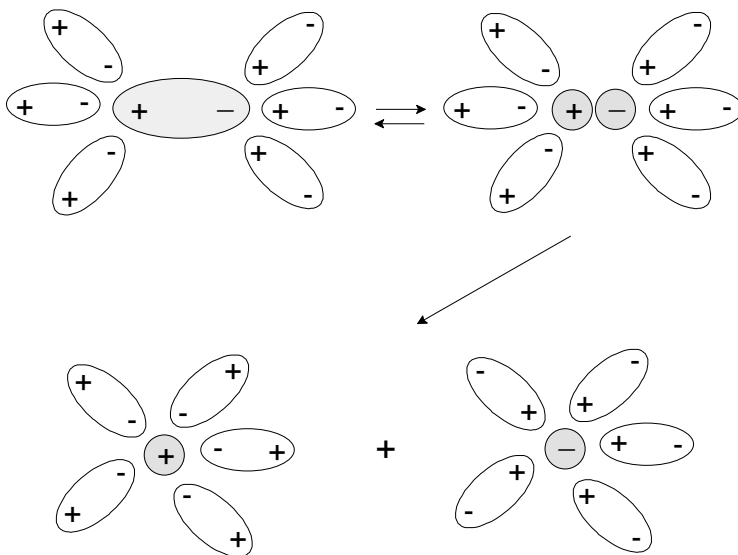


Рисунок 1.14 – Механизм электролитической диссоциации электролитов с ковалентной полярной связью

Основные положения теории электролитической диссоциации (объединенной теории С. Аррениуса и Д.И. Менделеева):

1. При растворении или расплавлении электролиты распадаются на положительные (*катионы*) и отрицательные (*анионы*) ионы.

2. Ионы в растворе взаимодействуют с молекулами растворителя – *сольватируются*.

3. Под действием постоянного электрического тока катионы движутся к *катоде* (отрицательному электроду), а анионы – к *аноду* (положительному электроду).

4. Процесс диссоциации обратим.

*Степень диссоциации  $\alpha$*  – это величина, равная отношению числа формульных единиц вещества, распавшихся на ионы, к общему числу формульных единиц вещества, введенных в раствор. Вычисляется в % или долях от 1.

По степени диссоциации можно определить силу электролитов (*таблицы А2 и А3 приложения А*). *Сильные электролиты* имеют значение  $\alpha$  более 30%, *слабые* – менее 30% (иногда выделяют электролиты *средней силы*, у которых  $\alpha$  от 3% до 30%, и *слабые электролиты* с  $\alpha < 3\%$ ). Примеры сильных электролитов: среди кислот – HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, а также все щелочи и почти все водорастворимые соли. Слабые электролиты – все остальные (например, H<sub>2</sub>S, HF, BaSO<sub>4</sub>).

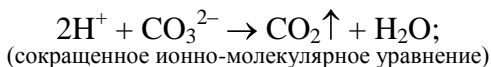
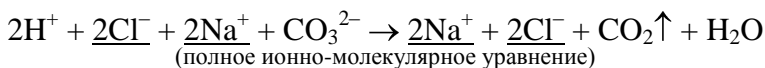
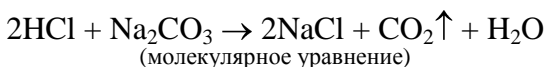
Степень диссоциации  $\alpha$  зависит:

- от природы растворенного вещества,
- от природы растворителя,
- от температуры (чем больше температура, тем больше  $\alpha$ ),
- от концентрации (чем меньше концентрация, тем больше  $\alpha$ ).

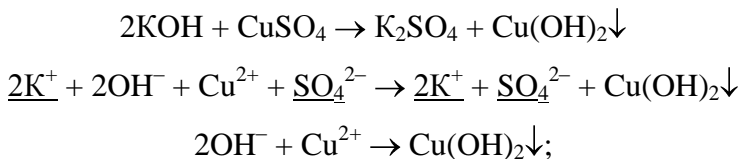
*Ионные реакции* – это реакции, которые протекают при участии ионов электролитов. При составлении ионных реакций на ионы расписывают вещества, являющиеся сильными электролитами.

Реакции в водных растворах электролитов протекают практически до конца, если некоторые ионы связываются друг с другом так, что вещества выделяются в ходе реакции в виде газа, осадка, комплексного или малодиссоциирующего соединения:

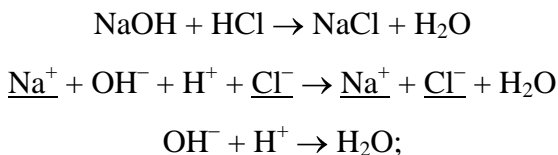
– в ходе реакции образуется газ:



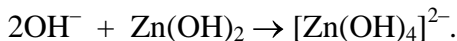
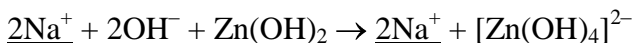
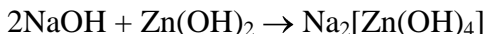
– в ходе химической реакции образуется осадок:



– в ходе реакции образуется малодиссоциирующее вещество (вода,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и др.):



– в ходе реакции образуется комплексное соединение:



*pH* (водородный показатель или кислотность среды) – это отрицательный десятичный логарифм равновесной концентрации ионов водорода:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

Кислый раствор имеет  $\text{pH} < 7$ , щелочной раствор –  $\text{pH} > 7$ , а нейтральный –  $\text{pH} = 7$ .

*pOH* (гидроксильный показатель) – это отрицательный десятичный логарифм равновесной концентрации гидроксид-ионов:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Кислотность среды определяют с помощью индикаторов. Индикатор – это краситель, изменяющий свою окраску в зависимости от pH среды. Индикаторами являются фенолфталеин, метиловый оранжевый (метилоранж) и лакмус. Окраска индикаторов в различных средах приведена в таблице А.4 приложения.

Ионное произведение воды ( $K_w$ ) – это произведение равновесных концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов:



$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$K_w = 10^{-14}$  (при температуре 25 °C), тогда в нейтральной среде:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ М}$$

*Буферные растворы* – это растворы, поддерживающие постоянное значение pH при добавлении к ним небольшого количества сильной кислоты или сильного основания, а также при разбавлении. Представляют собой смесь акцептора и донора ионов  $\text{H}^+$ . Они играют важную роль в организме.

Расчет pH буферных систем выполняют по *уравнению Гендерсона–Хассельбаха*:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{A}} + \lg \frac{C(\text{соли})}{C(\text{кислоты})}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{p}K_{\text{B}} - \lg \frac{C(\text{соли})}{C(\text{основания})},$$

где  $\text{p}K_{\text{A}}$  – показатель константы кислотности;

$C(\text{соли})$  – равновесная концентрация соли, моль/л;

$C(\text{кислоты})$  – равновесная концентрация кислоты, моль/л;

$\text{p}K_{\text{B}}$  – показатель константы основности;

$C(\text{основания})$  – равновесная концентрация основания, моль/л.

pH крови человека 7,37-7,44 (в среднем 7,4).

*Буферными системами крови* являются: бикарбонатная (гидрокарбонатная), фосфатная, гемоглобиновая и белковая.

## 1.9. Коллигативные свойства растворов

*Коллигативные свойства* – это свойства растворов, зависящие от числа частиц растворенного вещества. К коллигативным свойствам растворов относят:

- 1) понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором,
- 2) понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов по сравнению с температурами замерзания и кипения чистых растворителей.
- 3) осмотическое давление.

**1 закон Рауля.** *Давление насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально мольной доле растворителя.*

$$P = P_0 \cdot \chi(\text{р-ля}) = P_0 \cdot \frac{\nu(\text{р-ля})}{\nu(\text{раств. в-ва}) + \nu(\text{р-ля})},$$

где  $P$  – давления насыщенного пара растворителя над раствором, Па;

$P_0$  – давления насыщенного пара над растворителем, Па;

$\chi(\text{р-ля})$  – мольная доля растворителя;

$\nu(\text{раств. в-ва})$  – количество растворенного вещества, моль;

$\nu(\text{р-ля})$  – количество вещества растворителя, моль.

Иногда закон Рауля определяют следующим образом: *относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества.*

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \chi(\text{раств. в-ва}) \quad \text{или} \quad \frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{\nu(\text{раств. в-ва})}{\nu(\text{раств. в-ва}) + \nu(\text{р-ля})},$$

где  $\chi(\text{раств. в-ва})$  – молярная доля растворенного вещества.

**2 закон Рауля.** *Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов по сравнению с таковыми для чистого растворителя пропорциональны молярной концентрации растворенного вещества:*

$$\Delta t_{\text{кип}} = K_3 \cdot b = K_3 \cdot \frac{\nu(\text{раств. в-ва})}{m(\text{р-ля})} = K_3 \cdot \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot m(\text{р-ля})}$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K_{\text{к}} \cdot b = K_{\text{к}} \cdot \frac{\nu(\text{раств. в-ва})}{m(\text{р-ля})} = K_{\text{к}} \cdot \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot m(\text{р-ля})},$$

где  $\Delta t_{\text{кип}}$  – повышение температуры кипения раствора, °С;

$\Delta t_{\text{зам}}$  – понижение температуры замерзания раствора, °С;

$K_3$  – эбуллиоскопическая константа растворителя, (кг·°С)/моль;

$K_{\text{к}}$  – криоскопическая константа растворителя, (кг·°С)/моль;

$b$  – молярная концентрация, моль/кг;

$\nu(\text{раств. в-ва})$  – количество растворенного вещества, моль;

$m(\text{р-ля})$  – масса растворителя, кг;

$m(\text{раств. в-ва})$  – масса растворенного вещества, г;

$M(\text{раств. в-ва})$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Зная температуры кипения и замерзания чистых растворителей и  $\Delta t$  можно рассчитать температуры кипения и замерзания растворов:

$$t_{\text{кип.}}(\text{р-ра}) = t_{\text{кип.}}(\text{р-ля}) + \Delta t_{\text{кип.}}$$

$$t_{\text{зам.}}(\text{р-ра}) = t_{\text{зам.}}(\text{р-ля}) - \Delta t_{\text{зам.}}$$

**Закон Вант-Гоффа.** Осмотическое давление раствора равно газовому давлению, которое производило бы растворенное вещество, находясь в газообразном состоянии и занимая объем, равный объему раствора.

$$P_{\text{осм}} = c \cdot R \cdot T = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{M(\text{раств. в-ва}) \cdot V(\text{р-ра})} \cdot R \cdot T,$$

где  $P_{\text{осм}}$  – осмотическое давление, кПа;

$c$  – молярная концентрация растворенного вещества, моль/л;

$R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К);

$T$  – абсолютная температура, К;

$V(\text{р-ра})$  – объем раствора, л.

*Осмоз* (греч. *osmós* – толчок) – односторонняя диффузия вещества через полупроницаемую мембрану.

*Осмотическое давление* – сила, обуславливающая осмос. Оно равно внешнему давлению, при котором осмос видимо прекращается.

*Законы Рауля и Вант-Гоффа справедливы для разбавленных растворов неэлектролитов.* Их можно применять и к растворам электролитов, но в этом случае необходимо вводить *изотонический коэффициент Вант-Гоффа* ( $i$ ). Это поправочный коэффициент, который

учитывает увеличение числа частиц в растворе электролита из-за диссоциации на ионы.

$$P = i \cdot P_0 \cdot \chi(\text{р-ля}) \quad \Delta t_{\text{кип.}} = i \cdot K_3 \cdot b \quad \Delta t_{\text{зам.}} = i \cdot K_{\text{к}} \cdot b$$

$$P_{\text{осм}} = i \cdot c \cdot R \cdot T$$

Значение изотонического коэффициента Вант-Гоффа рассчитывают как частное от деления экспериментальных и теоретических значений осмотического давления, изменения температур кипения и замерзания растворов и понижения давления растворителя над раствором:

$$i = \frac{P_{\text{осм}}^{\text{эксп}}}{P_{\text{осм}}^{\text{теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{зам}}^{\text{эксп}}}{\Delta t_{\text{зам}}^{\text{теор}}} = \frac{\Delta t_{\text{кип}}^{\text{эксп}}}{\Delta t_{\text{кип}}^{\text{теор}}} = \frac{(P_0 - P)^{\text{эксп}}}{(P_0 - P)^{\text{теор}}}$$

В жидких средах организма поддерживается постоянство кислотности, концентраций солей и органических веществ. Такая способность организма называется *концентрационным гомеостазом*.

*Изоосмия (изотония)* – это относительное постоянство осмотического давления в жидких средах и тканях организма, которое обусловлено поддержанием необходимых концентраций содержащихся в них электролитов, белков и др. веществ. Она обеспечивается механизмами саморегуляции. Отклонение осмотического давления от нормального физиологического значения приводит к нарушению обменных процессов между кровью и тканевой жидкостью.

### 1.10. Общие понятия об окислительно-восстановительных реакциях

*Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)* – это реакции, которые сопровождаются изменением степени окисления элементов.

*Степень окисления* – условный заряд, который имел бы атом, исходя из предположения, что все связи в соединении ионные.

Элемент, который отдает электроны в ходе ОВР, называется *восстановителем*. Вещество, содержащее такой элемент, также является восстановителем. Процесс отдачи электронов – это *окисление*.

Элемент, который в ходе ОВР принимает электроны, называют *окислителем*. Вещество, содержащее такой элемент, также является окислителем. Процесс принятия электронов – это *восстановление*.

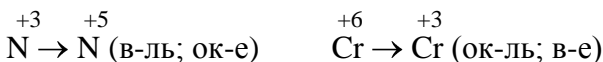
Элемент в максимальной степени окисления является только окислителем, а в минимальной – восстановителем. Элемент, находящийся в промежуточной степени окисления между минимальной и максимальной, может быть как окислителем, так и восстановителем.

*Важнейшими окислителями являются:*  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $K_2CrO_4$ ,  $HNO_3$ ,  $KNO_3$ ,  $NaNO_3$ ,  $KMnO_4$ ,  $MnO_2$ ,  $H_2SO_4$ ,  $H_2O_2$ ,  $PbO_2$  и др. Лекарства-окислители: кислород, перманганат калия, пероксид водорода, гидроперит и др.

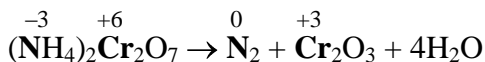
*Важнейшими восстановителями являются:* металлы,  $H_2$ ,  $C$ ,  $CO$ ,  $H_2S$ ,  $SO_2$ ,  $H_2SO_3$ ,  $Na_2SO_3$ ,  $SnCl_2$ ,  $HI$  и др. Среди лекарств: глюкоза, тиосульфат натрия, формальдегид, йодид калия, анальгин.

Классификация ОВР:

1) *межмолекулярные (межатомные)* ОВР – реакции, в которых элементы окислитель и восстановитель находятся в разных молекулах.



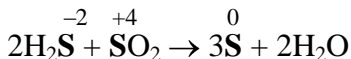
2) *внутримолекулярные* ОВР – реакции, в которых элементы окислитель и восстановитель находятся в одной и той же молекуле.



3) реакции *диспропорционирования* (самоокисления-самовосстановления, *дисмутации*) – ОВР, в ходе которых один и тот же элемент, находящийся в одной и той же степени окисления, одновременно повышает и понижает ее. Такой элемент должен обладать степенью окисления, промежуточной между максимальной и минимальной.



4) реакции *репропорционирования* (*конмутации*, *конпропорционирования*, *контрпропорционирования*, *синпропорционирования*) – ОВР, в которых один и тот же элемент, находящийся в разных степенях окисления, получает в итоге одну и ту же степень окисления.





Фактор эквивалентности частицы в ОВР находят по формуле:

$$f_{\text{э}} = \frac{1}{n_{\bar{e}}},$$

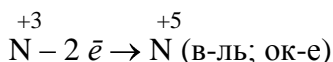
где  $n_{\bar{e}}$  – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления.

---

**Пример 1.** Определите эквивалент и рассчитайте молярную массу эквивалента для  $\text{KNO}_2$  в следующей реакции:



*Решение.*



$f_{\text{э}}(\text{N}^{+3}) = f_{\text{э}}(\text{KNO}_2) = 1/2$ , тогда эквивалентом  $\text{KNO}_2$  является частица  $1/2\text{KNO}_2$ .

$$M_{\text{э}}(\text{KNO}_2) = M(\text{KNO}_2) \cdot f_{\text{э}}(\text{KNO}_2) = 85 \cdot (1/2) = 42,5 \text{ г/моль.}$$


---

Окислительно-восстановительная активность веществ в растворе количественно характеризуется значениями *окислительно-восстановительных (редокс- или электродных) потенциалов*. На практике используют значения стандартных



окислительно-восстановительных потенциалов  $\varphi^\circ$  ( $E^\circ$ ) (таблицы А5, А6 и А7 приложения). Чем больше величина потенциала вещества, тем больше его окислительная активность. Чем меньше значение потенциала, тем более выражена его восстановительная активность.

Направление протекания ОВР можно определить по величине электродвижущей силы (ЭДС):

$$\varepsilon = \varphi(\text{ок-ля}) - \varphi(\text{в-ля}),$$

где  $\varepsilon$  – ЭДС, В;

$\varphi(\text{ок-ля})$  – потенциал окислителя, В;

$\varphi(\text{в-ля})$  – потенциал восстановителя, В.

**Если  $\varepsilon > 0$ , то реакция возможна.**

Значения потенциалов можно рассчитать по уравнению Нернста:

$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{2,3RT}{zF} \lg \frac{c^x_{\text{окисл}}}{c^y_{\text{восст}}},$$

где  $\varphi$  – окислительно-восстановительный потенциал, В;

$\varphi^\circ$  – стандартный окислительно-восстановительный потенциал, В;

$R$  – универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль·К);

$T$  – абсолютная температура, К;

$z$  – число электронов, участвующих в процессе;

$F$  – постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль;

$c_{\text{окисл}}$  – молярная концентрация окисленной формы, моль/л;

$c_{\text{восст}}$  – молярная концентрация восстановленной формы, моль/л,

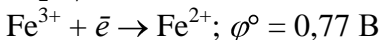
$x$  и  $y$  – стехиометрические коэффициенты при веществах.

Для стандартных условий ( $T = 298$  К,  $P = 101325$  Па) при подстановке значений  $R$  и  $F$  можно записать:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{0,059}{z} \lg \frac{c^x_{\text{окисл}}}{c^y_{\text{восст}}}.$$

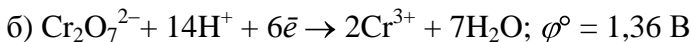
**Пример 2.** Определите возможность использования в качестве окислителя  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  в кислой среде в реакциях со следующими веществами: а)  $\text{FeSO}_4$  и б)  $\text{NaF}$ .

*Решение.* а) В таблице А5 приложения находим значения  $\varphi^{\circ}$  для процессов:



$$\varepsilon = \varphi^{\circ}(\text{ок-ля}) - \varphi^{\circ}(\text{в-ля}) = 1,36 - 0,77 = 0,59 \text{ В}$$

$\varepsilon > 0$ , поэтому реакция возможна.



$$\varepsilon = \varphi^{\circ}(\text{ок-ля}) - \varphi^{\circ}(\text{в-ля}) = 1,36 - 2,87 = -1,51 \text{ В}$$

$\varepsilon < 0$ , поэтому реакция невозможна.

**Пример 3.** Найдите  $\varphi$  для системы



если она содержит 0,01 М ионов  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , 0,1 М ионов  $\text{H}^+$  и 0,001 М ионов  $\text{Cr}^{3+}$ .

*Решение.* Воспользуемся уравнением Нернста, приведенным к стандартным условиям, и подставим в него концентрации окисленной ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  и  $\text{H}^+$ ) и восстановленной ( $\text{Cr}^{3+}$ ) форм. Концентрация воды считается постоянной.

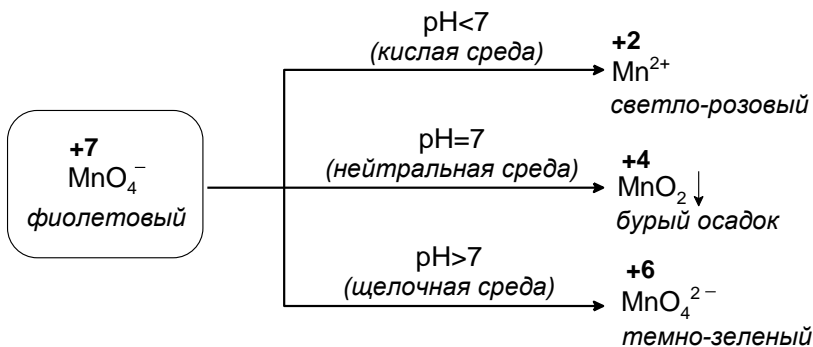
$$\varphi = \varphi^\circ + \frac{0,059}{z} \lg \frac{c^x_{\text{окисл}}}{c^y_{\text{восст}}} \quad \varphi = \varphi^\circ + \frac{0,059}{6} \lg \frac{c_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \cdot c_{\text{H}^+}^{14}}{c_{\text{Cr}^{3+}}^2}$$

$$\varphi = 1,36 + \frac{0,059}{6} \lg \frac{0,01 \cdot 0,1^{14}}{0,001^2} = 1,26 \text{ В.}$$


---

### Влияние pH на характер протекания ОВР

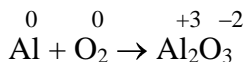
Кислотность среды (величина pH) может оказывать влияние на ход ОВР. Например, восстановление перманганат-иона  $\text{MnO}_4^-$  в зависимости от кислотности среды происходит следующим образом (*рисунок А1* приложения):



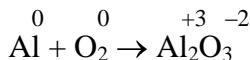
## Метод электронного баланса

Для составления ОВР используют *метод электронного баланса*. При этом учитывают равенство числа отданных и принятых электронов. Метод электронного баланса включает следующие операции.

1. Записывают схему реакции и расставляют степени окисления всех элементов.

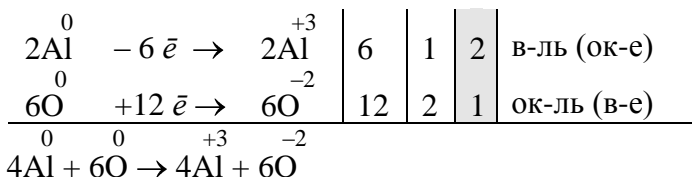


2. Определяют те элементы, у которых изменилась степень окисления.

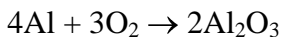


3. Составляют электронный баланс для элементов, у которых изменилась степень окисления. При этом учитывают количество атомов в молекуле вещества (индекс при элементе).

Для каждого элемента должен соблюдаться материальный баланс (число атомов одного и того же элемента до и после принятия (отдачи) электронов должно быть одинаковым). Поэтому для выполнения материального баланса перед атомами расставляют необходимые коэффициенты. После этого определяют количество отданных и принятых электронов.



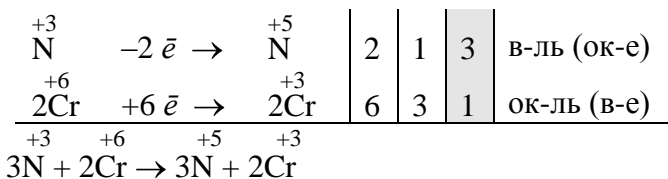
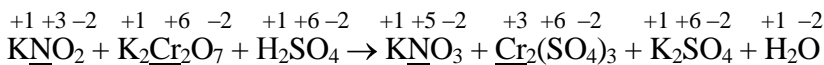
4. На основе баланса расставляют коэффициенты в уравнении реакции.



**Пример 4.** Воспользуйтесь методом электронного баланса и подберите коэффициенты для реакции:



*Решение.*



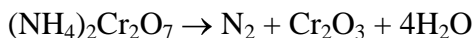
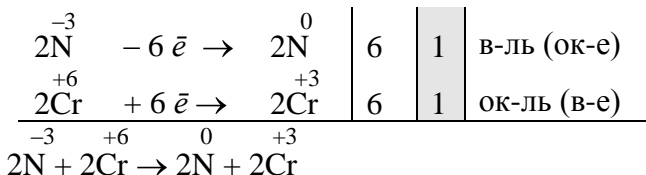
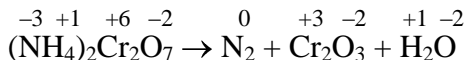
На основе коэффициентов, полученных для элементов, изменивших свои степени окисления, расставляют коэффициенты для остальных элементов.



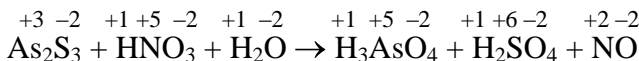
**Пример 5.** Воспользуйтесь методом электронного баланса и подберите коэффициенты для реакции:



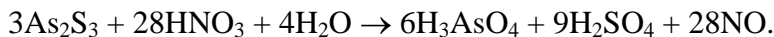
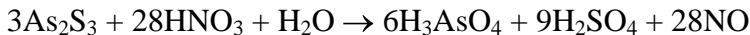
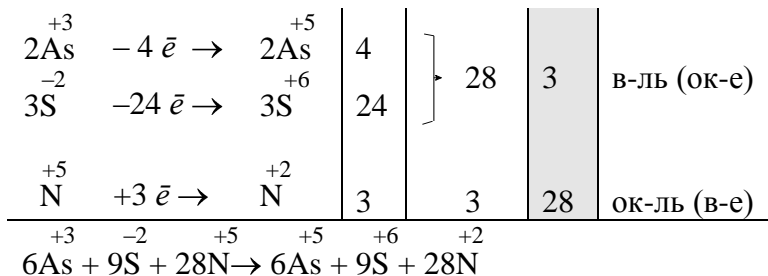
Решение.



**Пример 6.** Воспользуйтесь методом электронного баланса и подберите коэффициенты для реакции:



Решение.



## 2. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

### 2.1. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ»

#### 2.1.1. Цель работы

Определить экспериментально молярную массу эквивалента металла по объему водорода, выделившегося при взаимодействии металла с соляной кислотой. Рассчитать относительную ошибку определения молярной массы эквивалента металла.

#### 2.1.2. Оборудование и материалы

Две бюретки, колба на 50 мл, соединительные шланги, пробки, лабораторный штатив, мерный цилиндр на 20 мл, воронка, термометр, барометр, порошок магния или цинка, 10 % раствор HCl.

#### 2.1.3. Ход работы

1. Проверка прибора на герметичность (см. рисунок 2.1). Подсоедините к одной из бюреток прибора колбу (*в ходе всех экспериментов колбу необходимо придерживать!*) и опустите другую бюретку вниз на 10–15 см. Если прибор герметичный, то уровень воды в бюретке с подсоединенной колбой сначала незначительно понизится, а затем останется без изменений. При разгерметизации прибора уровни жидкости в обеих бюретках станут одинаковыми (сообщающиеся сосуды). В таком случае проверьте плотность соединения колбы с бюреткой и снова испытайте прибор на герметичность.

После проверки прибора на герметичность отсоедините колбу от бюретки.

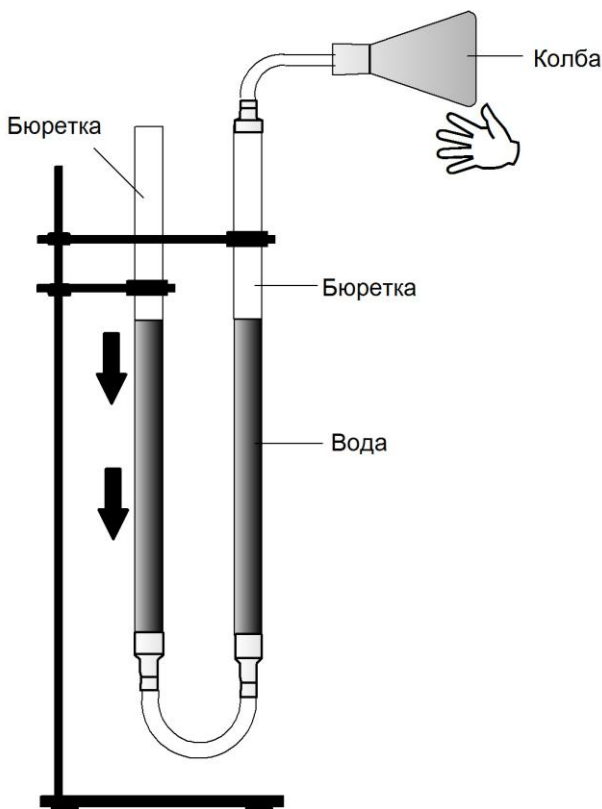


Рисунок 2.1 – Проверка прибора для определения молярной массы эквивалента металла на герметичность

2. Мерным цилиндром отмерьте 20 мл 10 % раствора  $\text{HCl}$ . *При работе с кислотой соблюдайте осторожность!* Перелейте кислоту в колбу (используйте воронку). Аккуратно выньте воронку из колбы так, чтобы капельки кислоты не смочили горловину колбы. Воронку опустите в мерный цилиндр. Колбу с кислотой разверните в горизонтальное положение и осторожно поместите в ее горловину навеску магния, завернутую в фильтровальную бумагу. *Бумага с металлом не должна касаться раствора кислоты!* В таком



положении подсоедините колбу к одной из бюреток (см. рисунок 2.2) и снова проверьте прибор на герметичность. Закрепите бюретки в штативе таким образом, чтобы уровни воды в них были одинаковыми. Отметьте начальный уровень воды в бюретке, к которой присоединена колба (объем  $V_1(\text{H}_2\text{O})$ ).

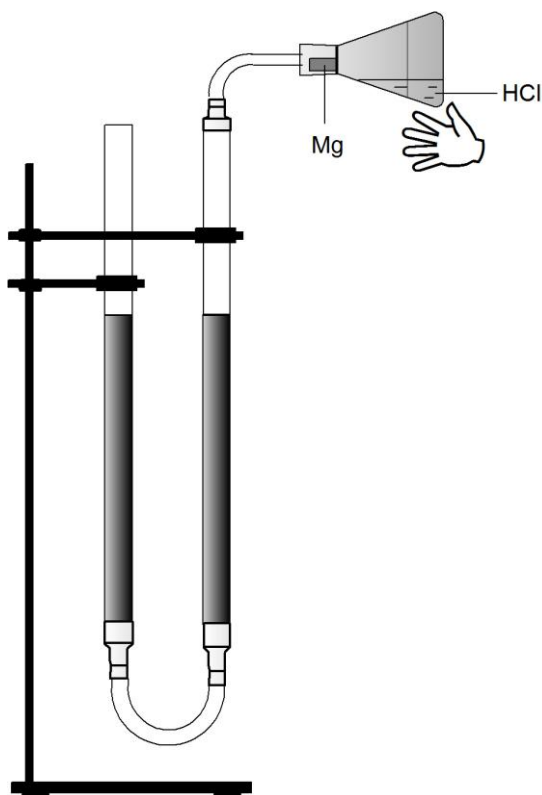


Рисунок 2.2 – Прибор для определения молярной массы эквивалента металла до начала опыта

3. Колбу наклоните, чтобы бумажка с металлом упала в кислоту. Происходит бурная реакция (см. *рисунок 2.3*). Запишите уравнение взаимодействия металла с соляной кислотой (оформление отчета выполните по образцу, приведенному в *таблице А8* приложения). Сделайте рисунок лабораторной установки.

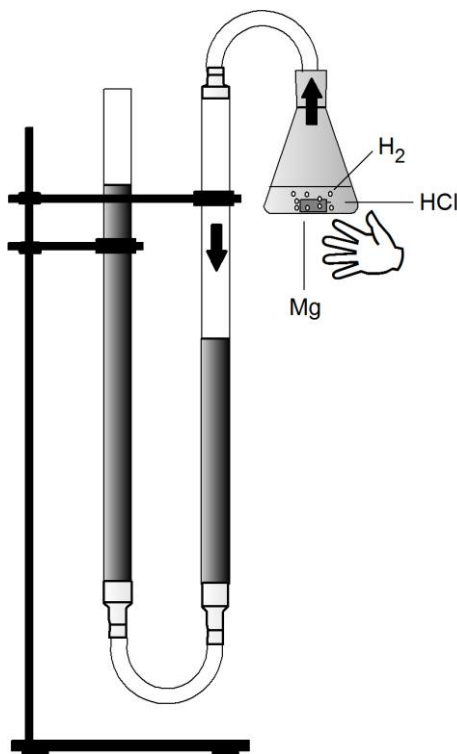


Рисунок 2.3 – Прибор для определения молярной массы эквивалента металла во время постановки опыта

4. После окончания реакции, когда перестанет меняться уровень воды в бюретках, дайте охладиться колбе до комнатной температуры, а затем, опуская вниз бюретку, к

которой не подсоединена колба, приведите положение воды в бюретках к одному уровню. Теперь отметьте уровень воды в бюретке с подсоединенной колбой (объем  $V_2(\text{H}_2\text{O})$ ). Разность уровней воды в ней до и после опыта будет равна объему выделившегося водорода.

Эксперимент по определению молярной массы эквивалента металла также можно проводить с помощью установки, в которой вместо одной из бюреток используется воронка (рисунк 2.4).

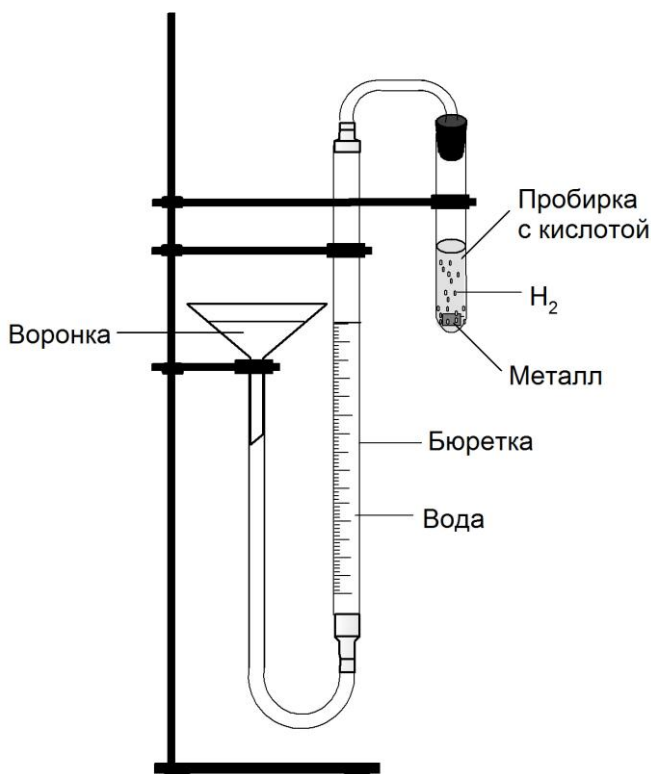


Рисунок 2.4 – Прибор для определения молярной массы эквивалента металла

5. Результаты эксперимента представьте в виде *таблицы 2.1*. Для нахождения давления водяного пара  $P_{\text{водяного пара}}$  воспользуйтесь *таблицей А9* приложения.

Теоретическое значение  $M_{\text{Э}}(\text{Me})$  рассчитывают через фактор эквивалентности:  $M_{\text{Э}}(\text{Me})_{\text{теор.}} = M(\text{Me}) \cdot f_{\text{Э}}(\text{Me})$ .

**Таблица 2.1 – Данные для расчета молярной массы эквивалента металла**

$M_{\text{Э}}(\text{Me})_{\text{теор.}}$ г/моль	$m(\text{Me})$ , г	Положение уровня воды в бюретке, мл		Объем $\text{H}_2$ $V(\text{H}_2)$ , л	$t$ , °C	Давление, мм рт. ст.	
		$V_1(\text{H}_2\text{O})$ (до опыта)	$V_2(\text{H}_2\text{O})$ (после опыта)			$P_{\text{атм.}}$	$P_{\text{водяногопара}}$

6. Вычисления проводят по формулам, приведенным ниже.

$$V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2) = \frac{P \cdot V(\text{H}_2) \cdot 273}{760 \cdot T},$$

где  $V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2)$  – объем водорода при н.у., л;

$P$  – давление водорода, мм рт. ст.:

$$P = P_{\text{атм.}} - P_{\text{водяного пара}};$$

$V(\text{H}_2)$  – объем выделившегося водорода, л:

$$V(\text{H}_2) = [V_2(\text{H}_2\text{O}) - V_1(\text{H}_2\text{O})] \cdot 10^{-3};$$

$T$  – абсолютная температура, К:  $T = t + 273$ .

Экспериментальное значение молярной массы эквивалента магния рассчитывают на основе закона эквивалентов:

$$\nu_3(\text{Me}) = \nu_3(\text{H}_2) \quad \text{или} \quad \frac{m(\text{Me})}{M_{\text{Э}}(\text{Me})_{\text{эксп.}}} = \frac{V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2)}{V_{m_{\text{Э}}}(\text{H}_2)},$$

где  $m(\text{Me})$  – масса металла, г;

$M_{\text{Э}}(\text{Me})_{\text{эксп.}}$  – экспериментальное значение молярной массы эквивалента магния, г/моль;

$V_{m_{\text{Э}}}(\text{H}_2)$  – молярный объем эквивалента водорода, л/моль.

$$M_{\text{Э}}(\text{Me})_{\text{эксп.}} = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_{m_{\text{Э}}}(\text{H}_2)}{V_{\text{н.у.}}(\text{H}_2)}.$$

Относительную ошибку определения  $M_{\text{Э}}(\text{Me})$  рассчитывают по формуле

$$\Pi = \pm \left| \frac{M_{\text{Э}}(\text{Me})_{\text{теор.}} - M_{\text{Э}}(\text{Me})_{\text{эксп.}}}{M_{\text{Э}}(\text{Me})_{\text{теор.}}} \right| \cdot 100\%.$$

7. В выводе по лабораторной работе приведите экспериментально найденное значение  $M_{\text{Э}}(\text{Me})$  и относительную ошибку его определения. Укажите возможные причины появления ошибки.

## **2.1.4. Вопросы и задачи для защиты лабораторной работы по теме «Химический эквивалент»**

### **Вопросы для защиты лабораторной работы**

1. Понятия «химический эквивалент», «фактор эквивалентности», «молярная масса» и «молярный объем эквивалента».

2. Расчет фактора эквивалентности для химического элемента, простого вещества, оксида, кислоты, основания, соли, иона и частиц, участвующих в окислительно-восстановительных реакциях.

3. Расчет молярной массы и молярного объема эквивалента.

4. Закон эквивалентов.

### **Расчетные задачи**

1. Из 8,0 г оксида металла получается 18,8 г его нитрата. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла. Что это за металл?

2. Оксид трехвалентного элемента содержит 30,00% кислорода. Вычислите молярную массу эквивалента, молярную и относительную атомную массы этого элемента. Что это за элемент?

3. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если на восстановление 4,068 г его оксида израсходовалось 1,12 л водорода (н.у.). Определите, какой это металл?

4. Определите эквивалент и молярную массу эквивалента ортомышьяковой кислоты  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  в реакциях взаимодействия с  $\text{KOH}$ , если при этом образуется:

- а) гидроортоарсенат калия;
- б) дигидроортоарсенат калия;
- в) ортоарсенат калия.

5. Напишите уравнения реакций  $\text{Al}(\text{OH})_3$  с соляной кислотой, в ходе которых образуются средняя и две основные соли. Определите эквивалент и вычислите молярную массу эквивалента  $\text{Al}(\text{OH})_3$  в каждой из этих реакций. Назовите полученные соли.

6. На сжигание 0,27 г трехвалентного металла потребовалось 0,168 л кислорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента, молярную и относительную атомную массы этого металла. Что это за металл?

7. Из 1,48 г нитрата металла получается 1,20 г его сульфата. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла. Что это за металл?

8. В 2,35 г оксида одновалентного металла содержится 1,95 г металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла и его оксида. Что это за металл?

9. Избытком гидроксида натрия подействовали на растворы:

- а) дигидрофосфата натрия;
- б) гидроксохлорида магния;
- в) гидросульфата натрия.

Напишите уравнения реакций этих веществ с  $\text{NaOH}$ , определите их эквиваленты и рассчитайте для них молярные массы.

10. Рассчитайте фактор эквалентности и определите эквивалент для следующих веществ:

- а)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ;
- б)  $\text{Li}_2\text{HPO}_4$ ;
- в)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ;
- г)  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Br}$ ;
- д)  $\text{KNaSO}_4$ ;
- е)  $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ .

## **2.2. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ»**

### **2.2.1. Цель работы**

Определить временную, постоянную и общую жесткость водопроводной воды.

### **2.2.2. Оборудование и материалы**

Растворы кислот и солей (азотной, соляной и серной кислот, дихромата аммония, сульфата натрия, хлорида натрия, карбоната калия) соответствующих концентраций (*таблица А.3* приложения), ареометр, 0,1 моль-экв/л (0,1 н.) раствор HCl, метиловый оранжевый, 0,05 моль-экв/л (0,05 н.) раствор трилона Б, аммиачный буферный раствор, хромовый темно-синий, бюретка, 3 плоскодонных колбы на 200 мл, мерные цилиндры на 10 и 100 мл, воронка, белая фарфоровая плитка, водопроводная вода, дистиллированная вода.

### **2.2.3. Ход работы**

**Опыт 1. Определение массовой доли растворенного вещества по плотности раствора.**

При помощи ареометра измерьте плотность выданного раствора (*рисунок 2.5*). Используя *таблицу А10* приложения, определите массовую долю растворенного вещества в растворе по его плотности. При необходимости воспользуйтесь методом интерполяции для расчета массовой доли растворенного вещества:



$$\frac{\rho_x - \rho_1}{\rho_2 - \rho_1} = \frac{\omega_x - \omega_1}{\omega_2 - \omega_1},$$

где  $\rho_x$  – плотность выданного раствора, измеренная с помощью ареометра, г/мл;

$\rho_1$  – плотность раствора, измеренная с помощью ареометра, г/мл;

$\rho_2$  – плотность выданного раствора, измеренная с помощью ареометра, г/мл;

$\omega_x$  – массовая доля растворенного вещества в выданном растворе, %;

$\omega_1$  – ближайшее меньшее табличное значение массовой доли растворенного вещества, %;

$\omega_2$  – ближайшее большее табличное значение массовой доли растворенного вещества, %.

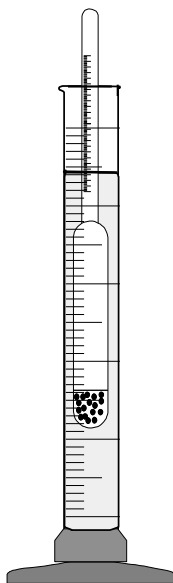


Рисунок 2.5 – Определение плотности раствора с помощью ареометра

Таким образом:

$$\omega_2 > \omega_x > \omega_1 \qquad \rho_2 > \rho_x > \rho_1$$

$$\omega_x = \omega_1 + (\omega_2 - \omega_1) \frac{\rho_x - \rho_1}{\rho_2 - \rho_1}$$

Рассчитайте, чему равна молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента и титр растворенного вещества в выданном растворе.

## Опыт 2. Определение временной жесткости воды.

1. В бюретку с помощью воронки наливают раствор HCl с концентрацией 0,1 моль-экв/л (0,1 н.). Бюретку устанавливают на нулевое деление (см. рисунок 2.6).

2. В три колбы наливают по 100 мл водопроводной воды. Объем воды отмеряют большим мерным цилиндром. В каждую колбу добавляют по 2–3 капли индикатора метилового оранжевого. Содержимое колб перемешивают.

3. Воду титруют соляной кислотой. Для этого приливают кислоту из бюретки по каплям к воде до изменения окраски индикатора от желтой до оранжево-розовой. Содержимое колбы при этом постоянно взбалтывают, чтобы жидкости перемешивались. Фиксируют объем кислоты, пошедшей на титрование. Титрование повторяют еще 2 раза.

4. Результаты опыта заносят в таблицу 2.2. Расчеты проводят по формуле:

$$Ж_{вр} = \frac{c_э(\text{HCl}) \cdot V_{\text{ср}}(\text{HCl}) \cdot 1000}{V_{\text{воды}}},$$

где  $J_{\text{вр}}$  – временная жесткость воды, °Ж (ммоль-экв/л);  
 $c_3(\text{HCl})$  – молярная концентрация эквивалента  $\text{HCl}$ , моль-экв/л;

$V_{\text{ср}}(\text{HCl})$  – средний объем раствора  $\text{HCl}$ , пошедший на титрование, мл;

$V_{\text{воды}}$  – объем воды, взятой на титрование, мл.

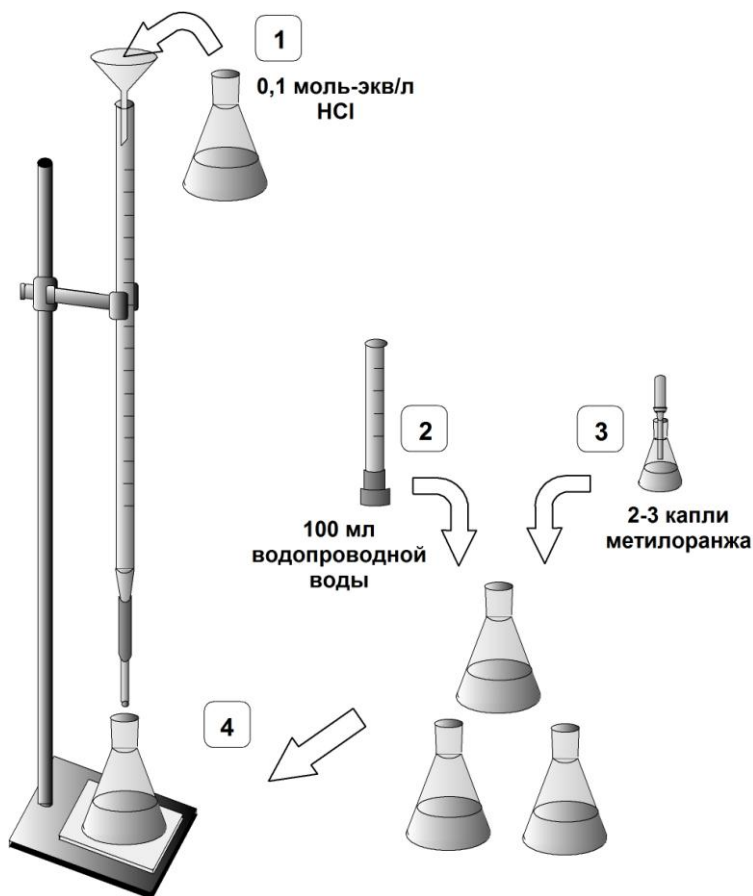


Рисунок 2.6 – Определение временной жесткости водопроводной воды

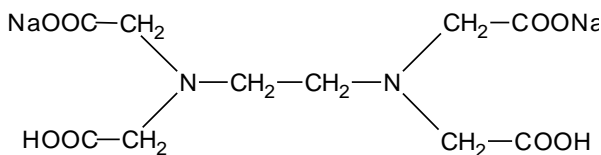
**Таблица 2.2 – Данные для расчета временной жесткости воды**

№ пробы	Объем воды, мл	Объем HCl, мл	Средний объем HCl, мл
1	100		
2	100		
3	100		

### Опыт 3. Определение общей жесткости воды.

1. В бюретку с помощью воронки наливают раствор трилона Б с концентрацией 0,05 моль-экв/л (0,05 н.). Бюретку устанавливают на нулевое деление (см. *рисунок 2.7*).

Трилон Б (комплексон III) является динатриевой солью этилендиаминтетрауксусной кислоты.



Трилон Б

2. В три колбы наливают по 100 мл водопроводной воды. Объем воды отмеряют большим мерным цилиндром. В каждую колбу добавляют по 5 мл аммиачного буферного раствора и 5–7 капель индикатора хромового темно-синего. Содержимое колб перемешивают.

3. Воду титруют раствором трилона Б. Для этого приливают трилон Б из бюретки по каплям к воде до изменения окраски индикатора от розовой до синей. Содержимое колбы при этом постоянно взбалтывают, чтобы

жидкости перемешивались. Фиксируют объем трилона Б, пошедшего на титрование. Титрование повторяют еще 2 раза.

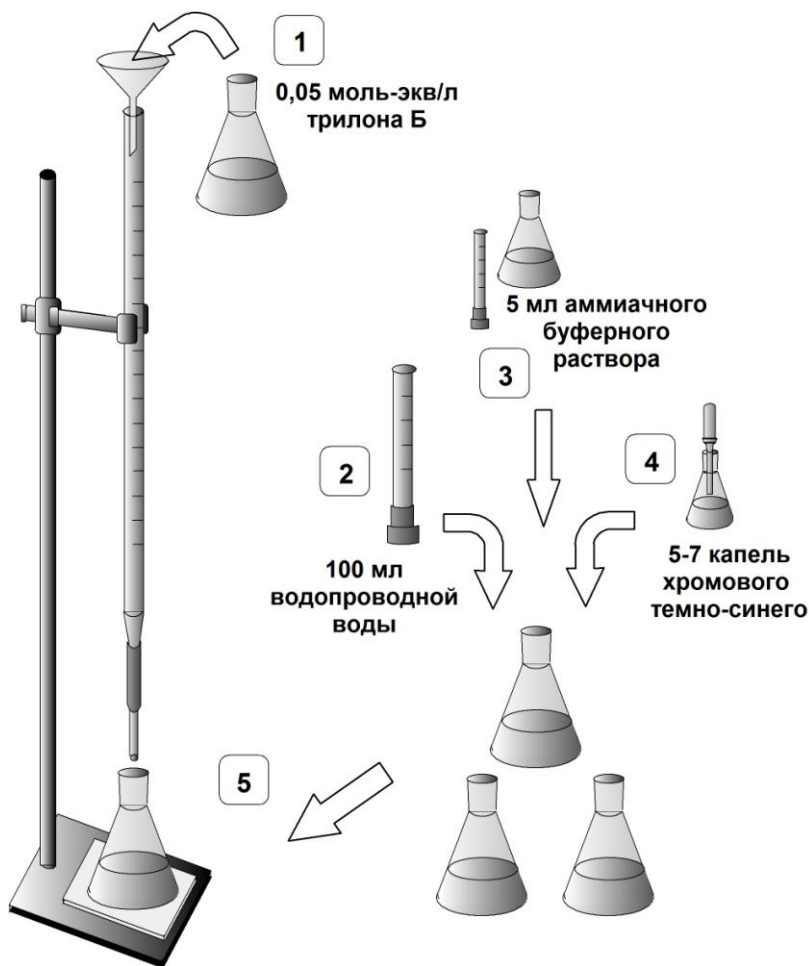


Рисунок 2.7 – Определение общей жесткости водопроводной воды

4. Результаты опыта заносят в *таблицу 2.3*. Расчеты проводят по формуле

$$\mathcal{J}_{\text{общ}} = \frac{c_3(\text{трилона Б}) \cdot V_{\text{ср}}(\text{трилона Б}) \cdot 1000}{V_{\text{воды}}},$$

где  $\mathcal{J}_{\text{общ}}$  – общая жесткость воды, °Ж (ммоль-экв/л);

$c_3(\text{трилона Б})$  – молярная концентрация эквивалента трилона Б, моль-экв/л;

$V_{\text{ср}}(\text{трилона Б})$  – средний объем раствора трилона Б, пошедший на титрование, мл;

$V_{\text{воды}}$  – объем воды, взятой на титрование, мл.

**Таблица 2.3 – Данные для расчета общей жесткости воды**

№ пробы	Объем воды, мл	Объем трилона Б, мл	Средний объем трилона Б, мл
1	100		
2	100		
3	100		

5. Рассчитывают постоянную жесткость воды:

$$\mathcal{J}_{\text{общ}} = \mathcal{J}_{\text{вр}} + \mathcal{J}_{\text{пост}} \Rightarrow \mathcal{J}_{\text{пост}} = \mathcal{J}_{\text{общ}} - \mathcal{J}_{\text{вр}}$$

Определяют доли временной  $W_{\text{вр}}$  и постоянной  $W_{\text{пост}}$  жесткости в общей жесткости, используя следующие формулы:

$$W_{\text{пост}} = \frac{\mathcal{J}_{\text{пост}}}{\mathcal{J}_{\text{общ}}} \cdot 100\%$$

$$W_{\text{вр}} = \frac{\mathcal{J}_{\text{вр}}}{\mathcal{J}_{\text{общ}}} \cdot 100\% \text{ или } W_{\text{вр}} = 100\% - W_{\text{пост}}$$

## **2.2.4. Вопросы и задачи для защиты лабораторной работы**

### **Вопросы для защиты лабораторной работы**

1. Понятие «жесткость воды».
2. Виды жесткости.
3. Формулы расчета жесткости.
4. Методы устранения жесткости. Водоподготовка.

### **Типовые задачи и упражнения**

**1.** Сколько грамм  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  необходимо прибавить к 1 л воды, чтобы удалить временную жесткость, равную 2,106 ммоль-экв/л?

**2.** Жесткость воды обусловлена наличием в ней  $\text{CaCl}_2$ . Как можно химически устранить жесткость такой воды? Приведите уравнение соответствующей реакции.

**3.** Рассчитайте временную жесткость воды объемом 2000 л, если в ней содержится 160 г  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ .

**4.** Жесткость воды обусловлена наличием в ней  $\text{MgCl}_2$ . Как можно химически устранить жесткость такой воды? Приведите уравнение соответствующей реакции.

**5.** В 100 л воды содержится 312 мг ионов  $\text{Mg}^{2+}$  и 960 мг ионов  $\text{Ca}^{2+}$ . Рассчитайте общую жесткость воды.

## 2.3. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ»

### 2.3.1. Цель работы

Экспериментально определить энтальпию реакции нейтрализации и сравнить ее с теоретическим значением.

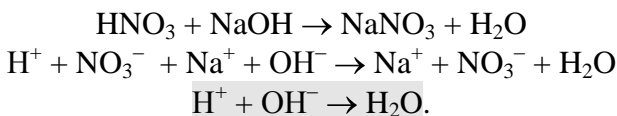
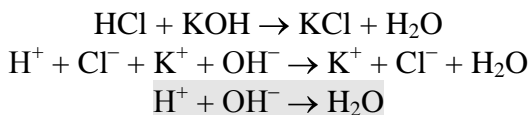
### 2.3.2. Оборудование и материалы

1 моль-экв/л (1 н.) растворы кислот ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ) и щелочей ( $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ), сосуд Дьюара (термос), пробка, термометр, мерные цилиндры на 100 мл.

### 2.3.3. Ход работы

Энтальпия реакции взаимодействия 1 моль эквивалента сильной кислоты с 1 моль эквивалента сильного основания (щелочи), взятых в разбавленных растворах, называется *энтальпией реакции нейтрализации*.

Рассмотрим взаимодействие разных сильных кислот и разных сильных оснований. Для реакций нейтрализации составим полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения:





Таким образом, реакция взаимодействия любой сильной кислоты со щелочью сводится к образованию воды:



Поэтому при нейтрализации любой сильной кислоты сильным основанием наблюдается постоянный тепловой эффект. В разбавленных растворах при 298 К энтальпия реакции нейтрализации равна -57,22 кДж/моль.

Мерным цилиндром отмеряют 100 мл раствора щелочи и, соблюдая осторожность, переливают его в сосуд Дьюара (термос). Сосуд Дьюара плотно закрывают пробкой с термометром и измеряют начальную температуру  $t_1$  (см. рисунок 2.8).

Затем другим цилиндром отмеряют 100 мл кислоты и осторожно выливают ее в сосуд Дьюара со щелочью, который закрывают пробкой с термометром. Для равномерного смешивания растворов совершают круговые движения термосом, придерживая при этом пробку с термометром. Наблюдают за показаниями термометра. Из-за протекания экзотермической реакции нейтрализации температура в сосуде Дьюара повышается, а потом из-за теплопотерь начнет падать. Отмечают максимальное значение температуры  $t_2$ .

Расчет энтальпии реакции нейтрализации  $\Delta H_{\text{нейтр}}$  (в кДж/моль) проводят по формуле:

$$\Delta H_{\text{нейтр}} = - \frac{4,18 \cdot m_{\text{смеси}} \cdot \Delta t}{V_{\text{щ}} \cdot c_{\text{э щ}}},$$

где 4,18 кДж/(кг·К) – удельная теплоемкость воды, используемая вместо теплоемкости реакционной смеси, т.к. для эксперимента взяты достаточно разбавленные растворы;

$\Delta t$  – изменение температуры (его находят по разности показаний термометра:  $\Delta t = t_2 - t_1$ );

$c_{\text{э щ}}$  – молярная концентрация эквивалента (нормальность) щелочи, моль-экв/л;

$m_{\text{смеси}}$  – масса реакционной смеси, г. Она определяется по формуле:

$$m_{\text{смеси}} = m_{\text{щ}} + m_{\text{к}} .$$

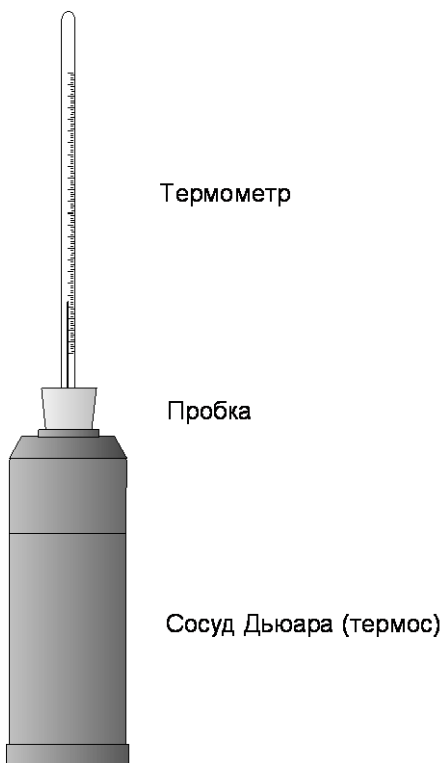


Рисунок 2.8 – Прибор для определения энтальпии реакции нейтрализации

Массы растворов щелочи  $m_{\text{щ}}$  и кислоты  $m_{\text{к}}$  (в г) находятся по формулам:

$$m_{\text{щ}} = \rho_{\text{щ}} \cdot V_{\text{щ}} \quad \text{и} \quad m_{\text{к}} = \rho_{\text{к}} \cdot V_{\text{к}}$$

где  $\rho_{\text{щ}}$  – плотность водного раствора щелочи при данной концентрации, г/мл;

$\rho_{\text{к}}$  – плотность раствора кислоты при данной концентрации, г/мл;

$V_{\text{щ}}$  – объем раствора щелочи, мл;

$V_{\text{к}}$  – объем раствора кислоты, мл.

Значение  $\rho_{\text{щ}}$  и  $\rho_{\text{к}}$  находят в *таблице А.11* приложения.

Записывают уравнение проведенной реакции. Результаты эксперимента оформляют в виде *таблицы 2.4*.

**Таблица 2.4 – Результаты эксперимента для расчета энтальпии реакции нейтрализации**

Щелочь			Кислота			Масса смеси $m_{\text{смеси}}$ , Г	Температура		
$c_{\text{э щ}}$	$V_{\text{щ}}$ , мл	$m_{\text{щ}}$ , г	$c_{\text{э к}}$	$V_{\text{к}}$ , мл	$m_{\text{к}}$ , г		$t_1$	$t_2$	$\Delta t$
1	100		1	100					

Вычисляют относительную погрешность опыта по формуле:

$$P = \left| \frac{\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{эксп}}}{\Delta H_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\% ,$$

где  $\Delta H_{\text{теор}} = - 57,22$  кДж/моль – табличное значение энтальпии нейтрализации.

В выводе по работе приводят экспериментально найденное значение энтальпии реакции нейтрализации с указанием погрешности и возможные причины ее появления.

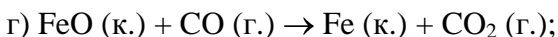
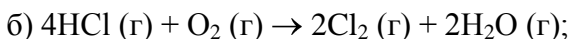
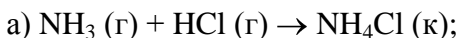
### 2.3.4. Задачи и вопросы к лабораторной работе по теме «Определение энтальпии реакции нейтрализации»

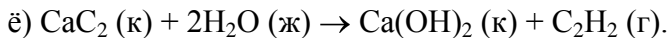
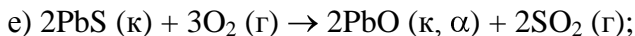
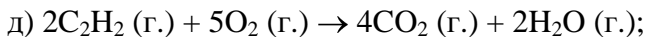
#### Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Понятие о термодинамике, химической термодинамике, системе и фазе.
2. Классификация систем (открытые, закрытые, изолированные, гомогенные, гетерогенные).
3. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия.
4. Энергетический профиль реакции.
5. Закон Гесса. Энергетические эффекты фазовых переходов. Термохимические расчеты.
6. Энтропия. Второй и третий законы термодинамики. Расчет изменения энтропии химических реакций и фазовых переходов.
7. Свободная энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Направленность химических процессов.

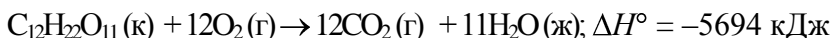
#### Типовые задачи и упражнения

1. Для реакций, приведенных ниже, рассчитайте  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta G^\circ$  и  $\Delta S^\circ$  (для расчета используйте *таблицу А.5 приложения*):

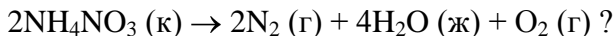




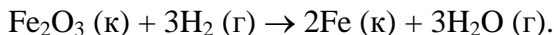
2. Рассчитайте стандартную теплоту образования сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , если термохимическое уравнение реакции ее горения имеет следующий вид:



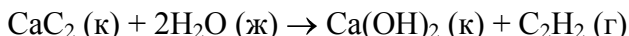
3. Возможно ли протекание реакции в стандартных условиях:



4. Рассчитайте, при какой температуре станет возможным протекание реакции:



5. При взаимодействии 6,4 г  $\text{CaC}_2$  с водой выделяется 12,52 кДж теплоты. Определите стандартную теплоту образования  $\text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{к})$ , если уравнение реакции имеет следующий вид:



## 2.4. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ»

### 2.4.1. Цель работы

Рассмотреть факторы, влияющие на скорость химической реакции. Изучить условия смещения химического равновесия.

### 2.4.2. Оборудование и материалы

0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , 2 М раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , концентрированные растворы  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , система  $\text{FeCl}_3$ – $\text{NH}_4\text{SCN}$ , кристаллический  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , дистиллированная вода, пробирки, пробки для пробирок, штатив для пробирок, мерные пробирки, секундомер, шпатель, пипетки, термометр.

### 2.4.3. Ход работы

#### Опыт 1. Влияние концентрации на скорость реакции

Влияние концентрации на скорость химической реакции рассматривают на примере взаимодействия тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  с серной кислотой. Реакция сопровождается образованием коллоидного раствора серы, в результате чего наблюдается помутнение:



Опыт состоит из трех частей. Соответствующими мерными пробирками отмеряют необходимые объемы растворов  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Объемы растворов указаны в *таблице 2.5* и на *рисунках 2.9* и *2.10*. Растворы из мерных пробирок переносят в обычную пробирку. При этом раствор серной кислоты наливают последним! Затем пробирку

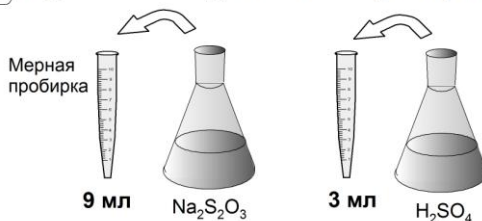
закрывают пробкой и осторожно встряхивают для перемешивания веществ. Засекают время от момента смешивания растворов до появления слабой мути. Наблюдают *опалесценцию* – рассеяние света коллоидным раствором серы.

**Таблица 2.5 – Результаты эксперимента по влиянию концентрации на скорость реакции**

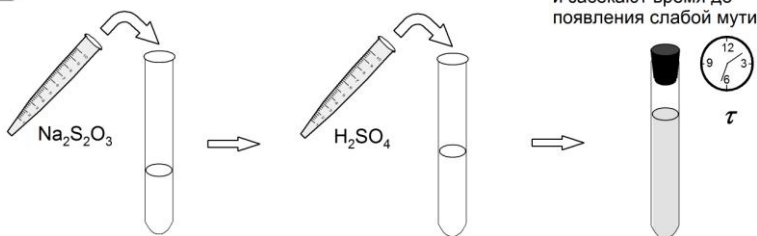
Часть опыта	Объем, мл			Время помутнения $\tau$ , с	Скорость реакции $v = \frac{1}{\tau} \cdot 100$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$		
1	9	0	3		
2	6	3	3		
3	3	6	3		

**Первая часть опыта**

**1 Подготовка необходимых объемов растворов веществ**



**2 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения**



**Рисунок 2.9 – Схема проведения 1 части опыта**

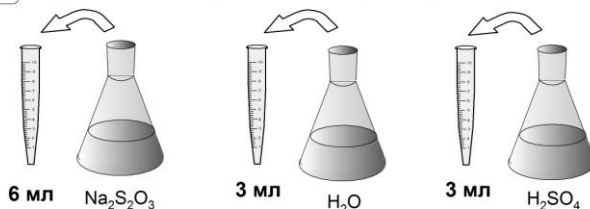
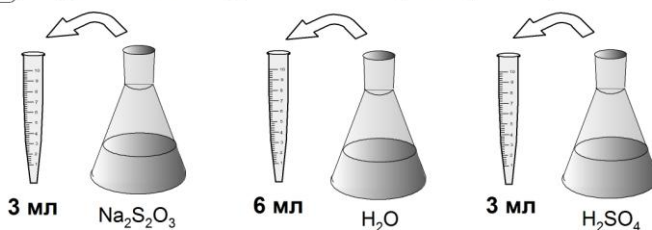
**Вторая часть опыта****1 Подготовка необходимых объемов растворов веществ****2 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения****Третья часть опыта****1 Подготовка необходимых объемов растворов веществ****2 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения**

Рисунок 2.10 – Схема проведения 2 и 3 частей опыта



Результаты эксперимента оформляют в виде *таблицы* 2.5. Рассчитывают относительную скорость реакции  $\nu$ , выраженную в  $\text{с}^{-1}$ .

Строят график зависимости скорости реакции  $\nu$  от объема раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , который пропорционален его концентрации (см. *рисунок 2.11*).

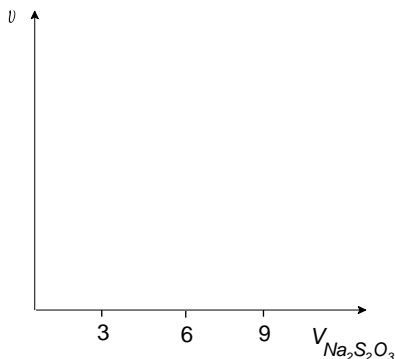


Рисунок 2.11 – Построение графика зависимости скорости реакции от объема раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Делают вывод о влиянии концентрации на скорость химической реакции.

## **Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции**

Влияние температуры на скорость химической реакции рассматривают на примере взаимодействия тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  с серной кислотой  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Эксперимент проводят при трех значениях температуры (комнатной  $t_{\text{комн}}$ ,  $t_{\text{комн}} + 10^\circ\text{C}$  и  $t_{\text{комн}} + 20^\circ\text{C}$ ). Для опыта используют одинаковые объемы растворов  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , например, по 5 мл. В три обычных пробирки наливают по 5 мл раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (см.

*рисунок 2.12*). В три других пробирки – по 5 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Затем первую пару пробирок  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – $\text{H}_2\text{SO}_4$  сливают при комнатной температуре, закрывают пробкой, осторожно встряхивают пробирку для перемешивания веществ и засекают время от момента смешивания растворов до появления опалесценции (см. *рисунок 2.13*).

Далее новую пару пробирок с растворами  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  помещают в стакан с нагретой водой, температура которой на  $10^\circ\text{C}$  больше комнатной (см. *рисунок 2.13*). Смешивают нагретые растворы и засекают время до появления опалесценции. Аналогично проводят опыт и с растворами, температура которых на  $20^\circ\text{C}$  больше комнатной (см. *рисунок 2.13*).

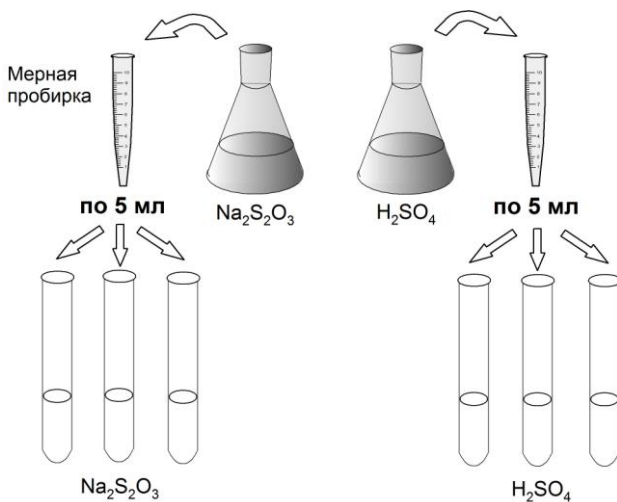
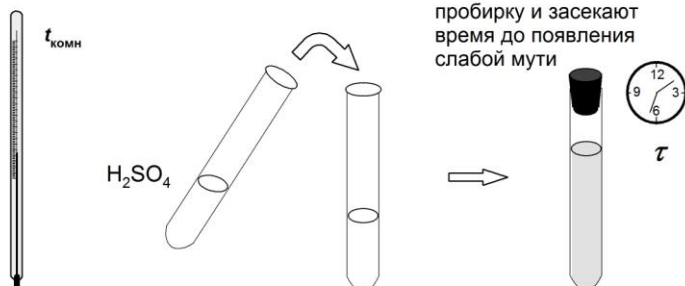


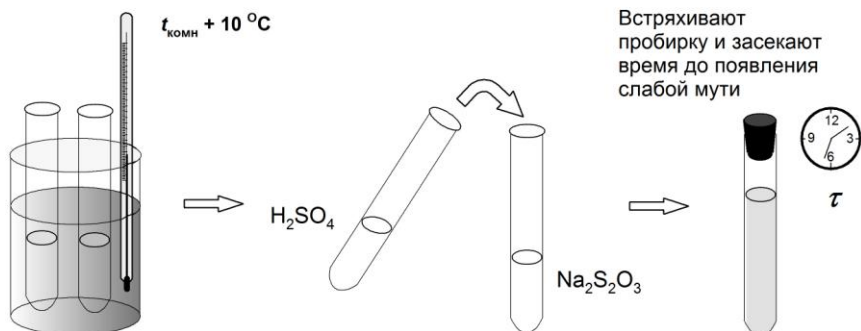
Рисунок 2.12 – Приготовление необходимых объемов растворов веществ для проведения опыта

Результаты эксперимента оформляют в виде *таблицы* 2.6. Строят график зависимости скорости реакции  $\nu$  от температуры  $t$  (см. *рисунок 2.14*).

**1 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения при комнатной температуре**



**2 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения при комнатной температуре + 10 °С**



**3 Смешивание реактивов и наблюдение помутнения при комнатной температуре + 20 °С**

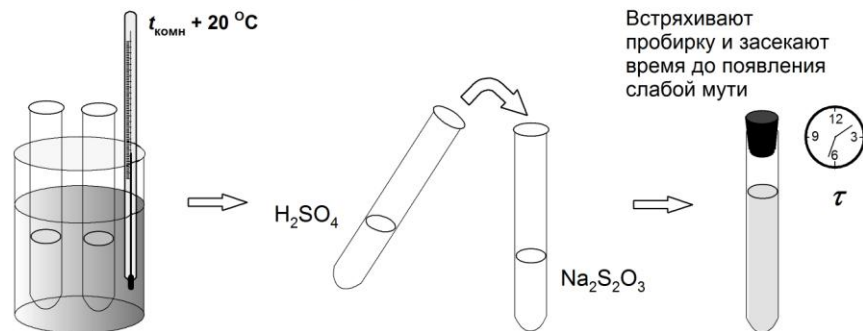
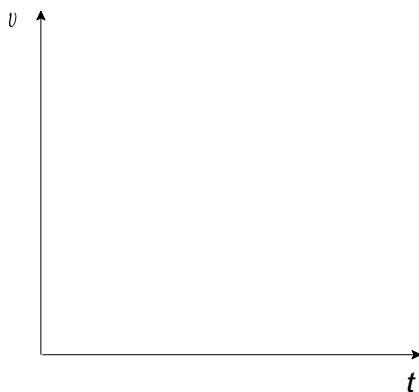


Рисунок 2.13 – Проведение опыта 2

**Таблица 2.6 – Результаты эксперимента по влиянию температуры на скорость реакции**

Часть опыта	Объем, мл		$t, ^\circ\text{C}$	Время помутнения $\tau, \text{с}$	Скорость реакции $v = \frac{1}{\tau} \cdot 100$	Во сколько раз изменяется скорость реакции на каждые $10^\circ\text{C}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{SO}_4$				
1	5	5				$\frac{v_2}{v_1} =$
2	5	5				$\frac{v_3}{v_2} =$
3	5	5				

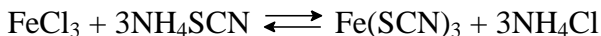
Чему равен температурный коэффициент  $\gamma$  скорости проведенной реакции? Делают вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.



**Рисунок 2.14 – Построение графика зависимости скорости реакции от температуры**

### Опыт 3. Смещение химического равновесия

Смещение химического равновесия рассматривают на примере системы, включающей хлорид железа(III)  $\text{FeCl}_3$  и роданид (тиоцианат) аммония  $\text{NH}_4\text{SCN}$ :



Образующийся в ходе реакции роданид (тиоцианат) железа(III)  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  имеет красную окраску. По ее интенсивности судят о концентрации  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  в системе и определяют направление смещения химического равновесия.

Рассматривают влияние концентрации на смещение химического равновесия в указанной выше системе. Для этого в четыре пробирки наливают по 1 мл исследуемой смеси  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{NH}_4\text{SCN}$  (см. *рисунок 2.15*). Одну пробирку оставляют в качестве контрольной для сравнения с изменениями, которые будут наблюдаться в трех других пробирках при смещении равновесия.

Во вторую пробирку приливают 1–2 капли концентрированного раствора  $\text{FeCl}_3$ , в третью – 1–2 капли концентрированного раствора  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , а в четвертую насыпают немного кристаллического  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (см. *рисунок 2.15*). Пробирки слегка встряхивают для перемешивания веществ. Сравнивают изменение окраски в пробирках с окраской жидкости в контрольной пробирке.

Результаты опыта оформляют в виде *таблицы 2.7*. Направление смещения равновесия указывают стрелкой большей длины, например, « $\rightleftharpoons$ » или « $\leftleftharpoons$ ».

Записывают выражение константы равновесия в изученной системе. Делают вывод о влиянии концентрации веществ на смещение химического равновесия согласно принципу Ле Шателье.

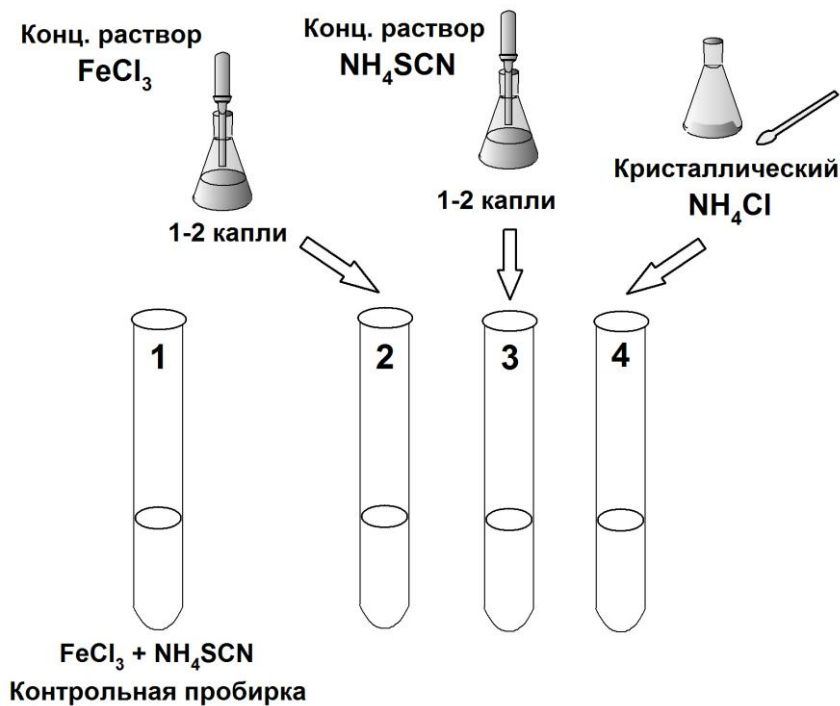


Рисунок 2.15 – Проведение опыта по смещению химического равновесия

Таблица 2.7 – Влияние концентрации на смещение химического равновесия

№ пробирки	Добавленное вещество	Окраска раствора	Смещение равновесия
1 (контрольная)	—		$\rightleftharpoons$
2	$\text{FeCl}_3$		
3	$\text{NH}_4\text{SCN}$		
4	$\text{NH}_4\text{Cl}$		

#### 2.4.4. Задачи и вопросы к лабораторной работе по теме «Химическая кинетика и равновесие»

##### Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Понятия «химическая кинетика», «скорость химических реакций», «средняя скорость реакции», «мгновенная скорость реакции».

2. Зависимость скорости реакции от природы веществ и их концентрации. Закон действующих (действия) масс. Константа скорости реакций.

3. Зависимость скорости реакций от температуры, давления и площади поверхности.

4. Энергия активации. Активированный комплекс.

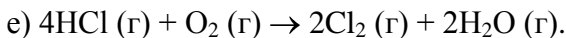
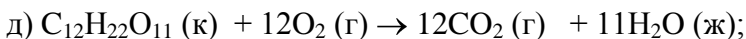
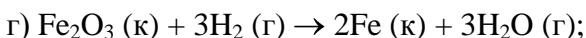
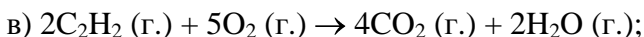
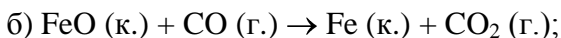
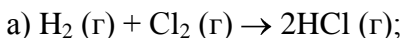
5. Катализатор. Ингибитор. Катализ.

6. Обратимые и необратимые химические процессы.

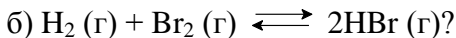
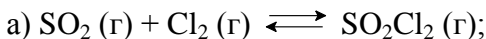
7. Химическое равновесие. Константа равновесия. Основные факторы смещения равновесия. Принцип Ле Шателье.

##### Типовые задачи и упражнения

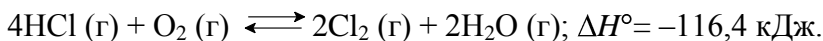
1. Напишите выражение скорости для реакции:



2. Как повлияет увеличение давления на равновесие реакций в системах:



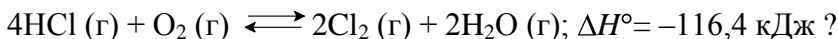
3. Что нужно предпринять для смещения равновесия реакции в сторону образования воды?



*Выберите правильные ответы:* 1. Добавить катализатор. 2. Повысить давление. 3. Понизить давление. 4. Уменьшить концентрацию  $\text{O}_2$ .

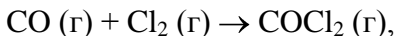
4. Скорость реакции при  $0^\circ\text{C}$  равна 2 моль/(л·с). Вычислите скорость этой реакции при  $30^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент реакции равен 3.

5. Что нужно предпринять для смещения равновесия реакции в сторону образования хлора  $\text{Cl}_2$ :



*Выберите правильные ответы:* 1. Добавить катализатор. 2. Повысить давление. 3. Понизить давление. 4. Уменьшить концентрацию  $\text{O}_2$ .

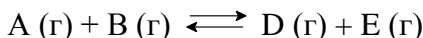
6. Во сколько раз увеличится скорость реакции:



если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?

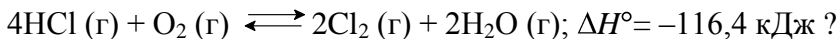


7. После смешивания газов А и В в системе:



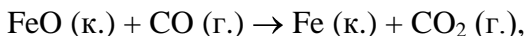
устанавливается равновесие при следующих концентрациях:  $[B] = 0,5$  моль/л и  $[E] = 0,1$  моль/л. Константа равновесия реакции равна 0,02. Найти исходные концентрации веществ А и В.

8. Что нужно предпринять для смещения равновесия реакции в сторону образования воды:



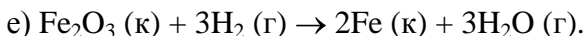
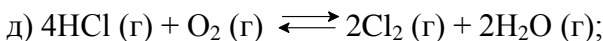
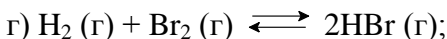
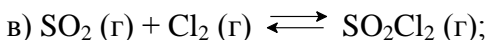
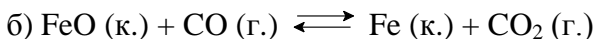
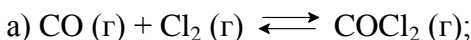
*Выберите правильные ответы:* 1. Добавить катализатор. 2. Увеличить концентрацию  $O_2$ . 3. Понизить давление. 4. Уменьшить концентрацию  $O_2$ .

9. Во сколько раз увеличится скорость реакции:



если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?

10. Напишите выражение константы равновесия для следующих реакций:



## **2.5. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПО ТЕМЕ «ИОННЫЕ И ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»**

### **2.5.1. Цель работы**

Рассмотреть условия протекания ионных реакций до конца и окислительно-восстановительную двойственность соединений серы в степени окисления +4. Показать влияние рН на характер протекания ОВР на примере восстановления перманганат-иона.

### **2.5.2. Оборудование и материалы**

0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор  $\text{BaCl}_2$ , 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  или  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ , 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор  $\text{CuSO}_4$ , 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор  $\text{KI}$ , кристаллический  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , 1 М раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 2 М раствор  $\text{NaOH}$ , 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , 0,5 моль-экв/л (0,5 н.) раствор  $\text{Na}_2\text{S}$ , 0,1 моль-экв/л (0,1 н.) раствор  $\text{KMnO}_4$ , шпатель, пипетка, дистиллированная вода, пробирки, штатив для пробирок.

### **2.5.3. Ход работы**

**Опыт 1. Ионные реакции, сопровождающиеся образованием осадков**

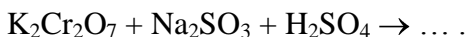
1. В пробирку наливают 1 мл раствора хлорида бария  $\text{BaCl}_2$  и столько же раствора сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Соблюдают осторожность! Что наблюдается? Составляют уравнение реакции в молекулярном виде, а также полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения.

2. В пробирку наливают 1 мл раствора сульфата меди(II)  $\text{CuSO}_4$  и 1–2 капли раствора  $\text{NaOH}$ . Соблюдают осторожность! Что наблюдается? Составляют уравнение реакции в молекулярном виде, а также полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения.

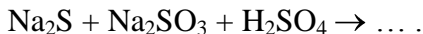
3. В пробирку наливают 1 мл раствора соли свинца (нитрата свинца(II)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  или ацетата свинца(II)  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ) и столько же раствора йодида калия  $\text{KI}$ . Соблюдают осторожность! Что наблюдается? Составляют уравнение реакции в молекулярном виде, а также полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения.

### **Опыт 2. Окислительно-восстановительные реакции с участием серы (+4)**

1. В пробирку наливают 1 мл раствора дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и 2 мл раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Соблюдают осторожность! Пробирку слегка встряхивают для перемешивания веществ. В полученную смесь добавляют немного кристаллического сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Наблюдают изменение окраски раствора. Составляют уравнение следующей реакции (для расстановки коэффициентов используют метод электронного баланса):



2. В пробирку наливают по 1 мл растворов сульфида натрия  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Пробирку слегка встряхивают для перемешивания веществ. В полученную смесь добавляют немного кристаллического сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Наблюдают помутнение. Составляют уравнение следующей реакции (для расстановки коэффициентов используют метод электронного баланса):

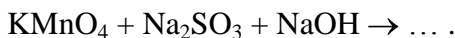
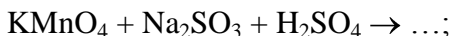


Делают вывод о причине окислительно-восстановительной двойственности соединений серы (+4).

### **Опыт 3. Влияние pH на характер восстановления перманганата калия $\text{KMnO}_4$**

1. В три пробирки наливают по 0,5 мл раствора  $\text{KMnO}_4$ . В первую пробирку приливают 0,5 мл раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , во вторую – 0,5 мл дистиллированной воды, а в третью – 0,5 мл раствора  $\text{NaOH}$ . Пробирки слегка встряхивают для перемешивания веществ.

2. В каждую пробирку насыпают немного кристаллического  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Пробирки слегка встряхивают для перемешивания веществ. Наблюдают характерные изменения (см. с. 16 и рисунок А.1 приложения). Составляют уравнения проведенных реакций (для расстановки коэффициентов используют метод электронного баланса):



Делают вывод о влиянии кислотности среды на характер восстановления  $\text{KMnO}_4$ . Определяют фактор эквивалентности и эквивалент  $\text{KMnO}_4$  в каждой из реакций. Результаты вычислений представляют в виде *таблицы 2.8*.

**Таблица 2.8 – Влияние pH на характер восстановления  $\text{KMnO}_4$**

<b>№ п/п</b>	<b>pH</b>	<b>Продукт восстановления <math>\text{KMnO}_4</math></b>	<b>Число <math>\bar{e}</math>, участвующих в восстановлении <math>\text{KMnO}_4</math></b>	<b><math>f_{\bar{e}}</math> и эквивалент <math>\text{KMnO}_4</math></b>	<b><math>M_{\bar{e}}(\text{KMnO}_4)</math></b>
1	<7				
2	7				
3	>7				

#### **2.5.4. Задачи и вопросы к лабораторной работе по теме «Ионные и окислительно-восстановительные реакции»**

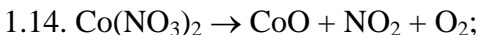
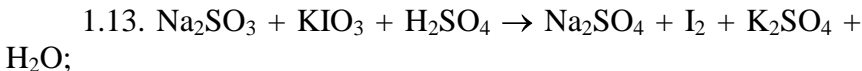
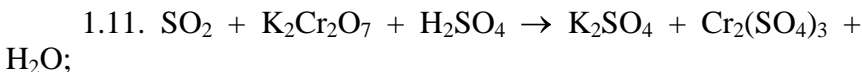
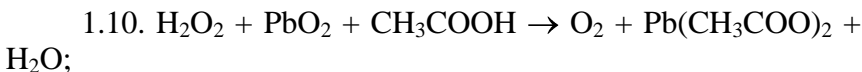
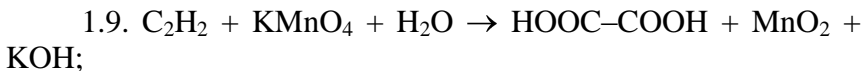
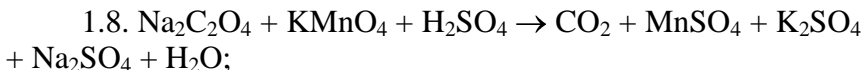
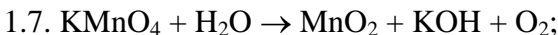
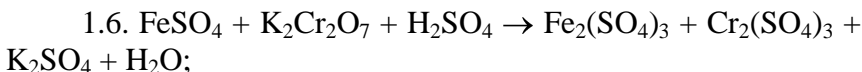
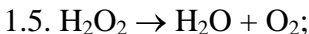
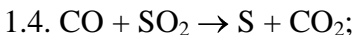
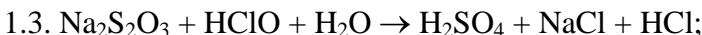
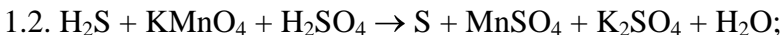
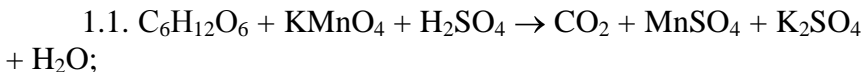
##### **Вопросы для защиты лабораторной работы**

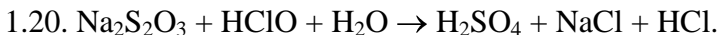
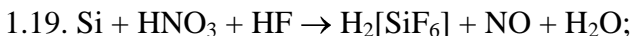
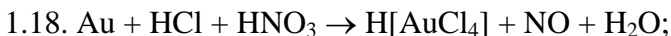
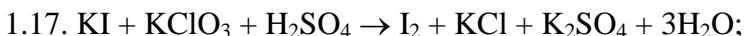
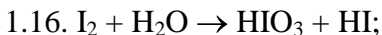
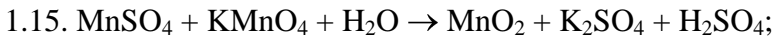
1. Понятия «степень окисления», «окислительно-восстановительная реакция», «окислитель», «восстановитель», «окисление» и «восстановление».
2. Типы окислительно-восстановительных реакций.
3. Метод электронного баланса.
4. Важнейшие окислители и восстановители.
5. Влияние pH на характер протекания окислительно-восстановительных реакций.
6. Определение эквивалента веществ в окислительно-восстановительных реакциях.
7. Значение окислительно-восстановительных реакций.
8. Уравнение Нернста.
9. Электролиты и неэлектролиты.

10. Электролитическая диссоциация и ее механизмы.
11. Сила электролита. Степень диссоциации и ее зависимость от различных факторов.
12. Случаи протекания ионных реакций до конца.
13. pH и pOH. Ионное произведение воды.
14. Кислотно-основные индикаторы.

### Типовые задачи и упражнения

1. С помощью метода электронного баланса подберите коэффициенты для следующих схем реакций:





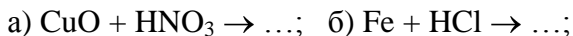
2. Определите эквивалент и рассчитайте молярную массу эквивалента  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  в реакции, приведенной в задании 1.6.

3. Исходя из степени окисления хлора, определите, какие из веществ, его содержащих, будут окислителем или восстановителем:  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_2$  и  $\text{HClO}$ .

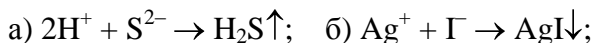
4. Исходя из степени окисления азота, определите, какие из веществ, его содержащих, будут окислителем или восстановителем:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$  и  $\text{NO}_2$ .

5. Определите эквивалент и рассчитайте молярную массу эквивалента  $\text{KMnO}_4$  в реакции, приведенной в задании 1.7.

6. Закончите уравнения реакций и составьте для них полное и сокращенное ионно-молекулярное уравнения:



7. Напишите уравнение реакции в молекулярной форме, если ее сокращенное ионно-молекулярное уравнение имеет вид:



## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2010. – 752 с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2004. – 240 с.
3. Рабинович В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин; Под ред. А.А. Потехина, А.И. Ефимова. – Л.: Химия, 1991. – 432 с.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов / Я.А. Угай. – 2-е изд., испр. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.
5. Неорганическая химия: В 3 т. Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / Под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Академия, 2004. – 240 с.
6. Государственная фармакопея Российской Федерации. XV издание. Т. 2. – М., 2023. – 4457 с. [Электронный ресурс]. URL: <https://pharmacopoeia.regmed.ru/pharmacopoeia/izdanie-15/> (дата обращения: 26.04.2025).
7. Морозов И.В. Окислительно-восстановительные процессы / И.В. Морозов, А.И. Болталин, Е.В.Карпова. – М.: Изд-во МГУ, 2003. – 79 с.
8. Межгосударственный стандарт ГОСТ 31865–2012 Вода. Единица жёсткости. – [Введен в действие 01.01.2014]. – М.: Стандартиформ, 2013.
9. СанПиН 2.1.4.1074-01 Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества. – [Введен в действие 01.01.2002].



## ПРИЛОЖЕНИЕ А

**Таблица А.1 – Значение термодинамических функций  
для некоторых веществ**

Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{обр.}}$ , кДж/моль	$\Delta G^\circ_{\text{обр.}}$ , кДж/моль	$S^\circ_{\text{обр.}}$ , Дж/(моль·К)
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
С (алмаз)	1,828	2,833	2,368
С (графит)	0	0	5,74
С <sub>2</sub> Н <sub>2</sub> (г)	226,75	166,91	200,8
СО (г)	-110,52	-137,14	197,54
СО <sub>2</sub> (г)	-393,51	-394,38	213,68
CS <sub>2</sub> (ж)	88,7	64,4	151,0
CaC <sub>2</sub> (к)	-62,7	-67,8	70,3
Ca(OH) <sub>2</sub> (к)	-986,2	-896,76	83,4
Fe (к)	0	0	27,15
FeO (к)	-264,8	-244,3	60,75
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (к)	-1117,1	-1014,2	146,2
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (к)	-822,2	-740,3	87,4
Н <sub>2</sub> (г)	0	0	130,52
Н <sub>3</sub> ВO <sub>3</sub> (к)	-1094	-968,8	88,74
НCl (г)	-92,3	-95,2	186,8
Н <sub>2</sub> O (г)	-241,84	-228,8	188,74
Н <sub>2</sub> O (ж)	-285,84	-237,5	69,96
Н <sub>2</sub> S (г)	-21	-33,8	205,7
Hg (ж)	0	0	75,90
HgCl <sub>2</sub> (к)	-228,2	-180,9	140,02
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> (к)	-265,1	-210,8	192,76
НNO <sub>3</sub> (ж)	-174,1	-80,8	156,6
Pb (к)	0	0	64,81
PbS (к)	-100,4	-98,8	91,2
PbO (к, α)	-219,3	-189,1	66,1
PbO <sub>2</sub> (к, β)	-276,6	-218,3	74,89

## Продолжение таблицы А.1

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>
O <sub>2</sub> (г)	0	0	205,04
S (ромб, α)	0	0	31,9
SO <sub>2</sub> (г)	-296,9	-300,2	248,1
SO <sub>3</sub> (г)	-395,2	-370,37	256,23
SO <sub>3</sub> (ж)	-439,0	-368,4	122
Mg (κ)	0	0	32,7
MgO (κ)	-601,5	-567	27,1
MgCO <sub>3</sub> (κ)	-1096	-1012	65
Al (κ)	0	0	28,35
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (κ)	-1676	-1582	50,92
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (κ)	-3442	-3101	239,2
N <sub>2</sub> (г)	0	0	199,9
NH <sub>3</sub> (г)	-46,19	-16,71	192,6
NO <sub>2</sub> (г)	33	51,5	240,2
NH <sub>4</sub> Cl (κ)	-315,39	-343,64	94,56
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> (κ)	-365,4	-183,8	151
NaBO <sub>2</sub> (κ)	-976	-997,903	73,5
NaCl (κ)	-411,4	-384,0	72,1

Таблица А.2 – Сила электролитов

<p><b>Сильные электролиты:</b> <math>\alpha &gt; 30\%</math></p>	<p><b>Электролиты средней силы:</b> <math>3\% \leq \alpha \leq 30\%</math></p>	<p><b>Слабые электролиты:</b> <math>\alpha &lt; 3\%</math></p>
<p><i>Минеральные кислоты</i> типов <math>\text{Э}(\text{ОН})_m\text{O}_n</math> при <math>n \geq 2</math> (например, <math>\text{HClO}_4</math>, <math>\text{HClO}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math>, <math>\text{HNO}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{SeO}_4</math>, <math>\text{HMnO}_4</math>) и <math>\text{H}\text{Э}</math> (<math>\text{HCl}</math>, <math>\text{HBr}</math>, <math>\text{HI}</math>).</p> <p><i>Некоторые органические кислоты</i> (например, <math>\text{CF}_3\text{COOH}</math> и <math>\text{CCl}_3\text{COOH}</math>).</p> <p><i>Гидроксиды s-элементов</i> (кроме <math>\text{Be}</math> и <math>\text{Mg}</math>) – <math>\text{LiOH}</math>, <math>\text{NaOH}</math>, <math>\text{KOH}</math>, <math>\text{RbOH}</math>, <math>\text{CsOH}</math>, <math>\text{Ca}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Sr}(\text{OH})_2</math> и <math>\text{Ba}(\text{OH})_2</math>.</p> <p><i>Гидроксид Tl</i> – <math>\text{TlOH}</math>.</p> <p><i>Гидроксиды лантаноидов</i> типа <math>\text{Me}(\text{OH})_3</math>.</p> <p><i>Органические четырехзамещенные аммониевые основания</i> типа <math>\text{R}_4\text{N}^+\text{OH}^-</math>, например, <math>(\text{CH}_3)_4\text{N}^+\text{OH}^-</math>.</p> <p><i>Большинство солей</i> типов: <math>\text{Me}^+\text{A}^-</math> (<math>\text{KCl}</math>), <math>\text{Me}^{2+}\text{A}^{2-}</math>, (<math>\text{CaCl}_2</math>) <math>\text{Me}_2^+\text{A}^{2-}</math> (<math>\text{K}_2\text{SO}_4</math>), <math>\text{Me}^{2+}\text{A}^{2-}</math> (<math>\text{MgSO}_4</math>), <math>\text{Me}^{3+}\text{A}^{3-}</math> (<math>\text{AlCl}_3</math>) и <math>\text{Me}_3^+\text{A}^{3-}</math> (<math>\text{K}_3\text{PO}_4</math>).</p>	<p><i>Минеральные кислоты</i> типов <math>\text{Э}(\text{ОН})_m\text{O}_n</math> при <math>n=1</math> (например, <math>\text{H}_3\text{PO}_4</math>, <math>\text{H}_2\text{SO}_3</math>, <math>\text{H}_3\text{AsO}_3</math>, <math>\text{HClO}_2</math>).</p> <p><i>Плавиковая кислота</i> <math>\text{HF}</math>.</p> <p><i>Некоторые органические кислоты</i> (например, <math>\text{CH}_2\text{ClCOOH}</math>).</p> <p><i>Гидроксид магния</i> – <math>\text{Mg}(\text{OH})_2</math>.</p> <p><i>Некоторые органические основания</i> (например, <math>(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}</math>).</p>	<p><i>Минеральные кислоты</i> типов <math>\text{Э}(\text{ОН})_m\text{O}_n</math> при <math>n=1</math> (если неустойчива) или 0 (например, <math>\text{H}_3\text{BO}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{CO}_3</math>, <math>\text{H}_2\text{SiO}_3</math>, <math>\text{HClO}</math>).</p> <p><i>Кислоты</i>: <math>\text{H}_2\text{S}</math>, <math>\text{HCN}</math>.</p> <p><i>Пероксид водорода</i> <math>\text{H}_2\text{O}_2</math>.</p> <p><i>Большинство органических кислот</i> (например, уксусная <math>\text{CH}_3\text{COOH}</math>).</p> <p><i>Гидроксиды p- и d-элементов</i> (например, <math>\text{Sn}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Bi}(\text{OH})_3</math>, <math>\text{Al}(\text{OH})_3</math>, <math>\text{Fe}(\text{OH})_2</math>, <math>\text{Fe}(\text{OH})_3</math>, <math>\text{Cr}(\text{OH})_3</math>, кроме <math>\text{La}(\text{OH})_3</math>).</p> <p><i>Гидроксид бериллия</i> – <math>\text{Be}(\text{OH})_2</math>.</p> <p><i>Некоторые органические основания</i> (например, <math>\text{CH}_3\text{NH}_2</math>).</p> <p><i>Некоторые соли</i> (<math>\text{Fe}(\text{CNS})_3</math>, <math>\text{HgCl}_2</math>).</p> <p><i>Вода</i> – <math>\text{H}_2\text{O}</math>.</p> <p><i>Гидрат аммиака</i> – <math>\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}</math></p>

Таблица А.3 – Ряд силы кислот

<b><math>\text{HI} &gt; \text{HBr} &gt; \text{HClO}_4 &gt; \text{HCl} &gt; \text{H}_2\text{SO}_4 &gt; \text{HNO}_3 &gt;</math></b> сильные кислоты
<b><math>&gt; \text{H}_2\text{SO}_3 \approx \text{H}_3\text{PO}_3 &gt; \text{H}_3\text{PO}_4 &gt; \text{HF} &gt; \text{HNO}_2 &gt;</math></b> кислоты средней силы
<b><math>&gt; \text{CH}_3\text{COOH} &gt; \text{H}_2\text{CO}_3 &gt; \text{H}_2\text{S} &gt; \text{H}_2\text{SiO}_3 \approx \text{H}_4\text{SiO}_4</math></b> слабые кислоты

Таблица А.4 – Окраска некоторых индикаторов в растворах кислот и щелочей

Индикатор	Нейтральный раствор	Раствор кислоты	Раствор щелочи
Лакмус	фиолетовый	красный	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный оранжевый <sup>3</sup>	малиновый
Метилоранж	оранжевый	красный	желтый

<sup>3</sup> Фенолфталеин в сильноокислой среде (при  $\text{pH} \leq 0$ ) становится оранжевым.

**Таблица А.5 – Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы**

Элемент	Электродная реакция	$\varphi^\circ, \text{В}$
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>
<b>Азот</b>	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,81
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
<b>Бром</b>	$\text{Br}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,09
	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightarrow \text{Br}_2^0 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
<b>Железо</b>	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \bar{e} \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36
<b>Йод</b>	$\text{I}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,535
	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,085
<b>Кальций</b>	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}^0$	-2,87
<b>Кадмий</b>	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$	-0,404
<b>Марганец</b>	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,52
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+0,54
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
<b>Мышьяк</b>	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,55
<b>Свинец</b>	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
<b>Сера</b>	$\text{S}^0 + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-}$	-0,48
	$\text{S}^0 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	+0,141
	$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow \text{S}^{0} + 6\text{OH}^-$	-0,66
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,90
	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,20
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,311
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01

## Продолжение таблицы А.5

1	2	3
Фосфор	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{\text{e}} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\bar{\text{e}} \rightarrow \text{P}^0 + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,41
Фтор	$\text{F}_2^0 + 2\bar{\text{e}} \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,87
Хлор	$\text{Cl}_2^0 + 2\bar{\text{e}} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,358
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{\text{e}} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{\text{e}} \rightarrow \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,62
Хром	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{\text{e}} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,12
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\bar{\text{e}} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\bar{\text{e}} \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,945
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{\text{e}} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,36
Водород, кислород	$2\text{H}^+ + 2\bar{\text{e}} \rightarrow \text{H}_2^0$	0,00
	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{\text{e}} \rightarrow \text{H}_2^0 + 2\text{OH}^-$	-0,41
	$\text{O}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{\text{e}} \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,401
	$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{\text{e}} \rightarrow \text{O}_2^0 + 4\text{H}^+$	+1,23

Таблица А.6 – Стандартные электродные потенциалы

Электрод	Электродный процесс	$\varphi^\circ$ , В
<b>Li<sup>+</sup>/Li<sup>0</sup></b>	$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}^0$	-3,045
<b>Rb<sup>+</sup>/Rb<sup>0</sup></b>	$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}^0$	-2,925
<b>K<sup>+</sup>/K<sup>0</sup></b>	$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}^0$	-2,924
<b>Cs<sup>+</sup>/Cs<sup>0</sup></b>	$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}^0$	-2,923
<b>Ba<sup>2+</sup>/Ba<sup>0</sup></b>	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}^0$	-2,905
<b>Sr<sup>2+</sup>/Sr<sup>0</sup></b>	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sr}^0$	-2,888
<b>Ca<sup>2+</sup>/Ca<sup>0</sup></b>	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}^0$	-2,864
<b>Na<sup>+</sup>/Na<sup>0</sup></b>	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}^0$	-2,711
<b>Mg<sup>2+</sup>/Mg<sup>0</sup></b>	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}^0$	-2,370
<b>Be<sup>2+</sup>/Be<sup>0</sup></b>	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}^0$	-1,847
<b>Ti<sup>2+</sup>/Ti<sup>0</sup></b>	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}^0$	-1,628
<b>Al<sup>3+</sup>/Al<sup>0</sup></b>	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}^0$	-1,660
<b>Mn<sup>2+</sup>/Mn<sup>0</sup></b>	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}^0$	-1,180
<b>Cr<sup>2+</sup>/Cr<sup>0</sup></b>	$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}^0$	-0,913
<b>Zn<sup>2+</sup>/Zn<sup>0</sup></b>	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}^0$	-0,763
<b>Cr<sup>3+</sup>/Cr<sup>0</sup></b>	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}^0$	-0,744
<b>Fe<sup>2+</sup>/Fe<sup>0</sup></b>	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$	-0,440
<b>Cd<sup>2+</sup>/Cd<sup>0</sup></b>	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$	-0,404
<b>Co<sup>2+</sup>/Co<sup>0</sup></b>	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$	-0,277
<b>Ni<sup>2+</sup>/Ni<sup>0</sup></b>	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,250
<b>Mo<sup>3+</sup>/Mo<sup>0</sup></b>	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Mo}^0$	-0,200
<b>Sn<sup>2+</sup>/Sn<sup>0</sup></b>	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}^0$	-0,136
<b>Pb<sup>2+</sup>/Pb<sup>0</sup></b>	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^0$	-0,126
<b>2H<sup>+</sup>/H<sub>2</sub><sup>0</sup></b>	<b><math>2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2^0</math></b>	<b>0</b>
<b>Bi<sup>3+</sup>/Bi<sup>0</sup></b>	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Bi}^0$	+0,200
<b>Cu<sup>2+</sup>/Cu<sup>0</sup></b>	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,338
<b>Ag<sup>+</sup>/Ag<sup>0</sup></b>	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$	+0,799
<b>Hg<sup>+</sup>/Hg<sup>0</sup></b>	$\text{Hg}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Hg}^0$	+0,788
<b>Hg<sup>2+</sup>/Hg<sup>0</sup></b>	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}^0$	+0,852
<b>Pd<sup>2+</sup>/Pd<sup>0</sup></b>	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pd}^0$	+0,987
<b>Pt<sup>2+</sup>/Pt<sup>0</sup></b>	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pt}^0$	+1,200
<b>Au<sup>3+</sup>/Au<sup>0</sup></b>	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au}^0$	+1,498

Таблица А.7 – Ряд активности металлов

*Ряд активности металлов*

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co,  
 Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au

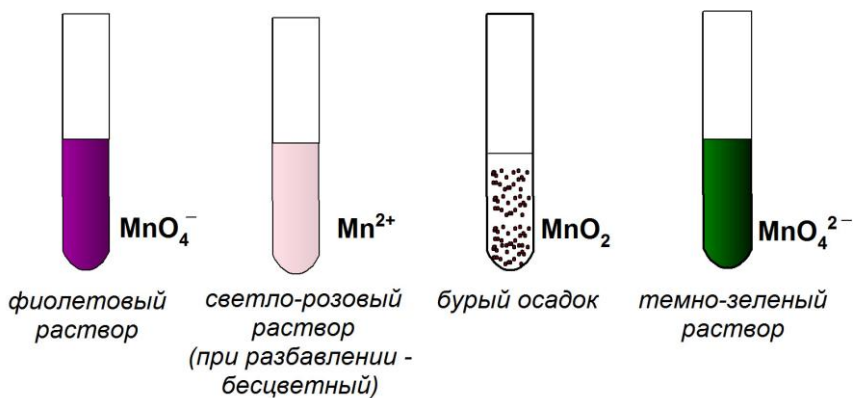


Рисунок А.1 – Окраска различных соединений марганца



**Таблица А.8 – Оформление титульного листа и структура отчета по лабораторной работе**

	<p style="text-align: center;"><b>Лабораторная работа № __</b>  <b>«Название лабораторной работы»</b></p>				
	<table border="1" style="float: right; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="padding: 2px 10px;">Дата</td> <td style="padding: 2px 10px;">Выполнена</td> </tr> <tr> <td style="padding: 2px 10px;">01.01.01</td> <td style="padding: 2px 10px;">Подпись преподавателя</td> </tr> </table>	Дата	Выполнена	01.01.01	Подпись преподавателя
Дата	Выполнена				
01.01.01	Подпись преподавателя				

<i>Без полей</i>	<b>№ опыта</b>	<b>Название опыта</b>	<b>Наблюдения и выводы</b>	<b>Уравнения реакций, рисунки, таблицы, формулы, вычисления</b>	<i>Без полей</i>
	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	
	3 клетки ↔	8 клеток ↔	До разворота тетради ↔	Поле всей страницы ↔	
			<i>Разворот тетради</i>	<i>Разворот тетради</i>	

**Таблица А.9 – Давление насыщенного водяного пара, находящегося в равновесии с водой**

$t, ^\circ\text{C}$	$P_{\text{водяного пара, мм рт. ст.}}$	$t, ^\circ\text{C}$	$P_{\text{водяного пара, мм рт. ст.}}$
0	4,6	36	44,6
2	5,3	38	49,7
4	6,1	40	55,3
6	7,0	50	92,5
8	8,0	60	149,4
10	9,2	70	233,7
11	9,8	80	355,2
12	10,5	90	525,8
13	11,2	100	759,9
14	12,0	110	1074,5
15	12,8	120	1489,0
16	13,6	130	2026,0
17	14,5	140	2710,0
18	15,5	150	3570,0
19	16,5	160	4635,0
20	17,5	170	5940,0
21	18,6	180	7520,0
22	19,8	190	9414,0
23	21,1	200	$1,166 \cdot 10^4$
24	22,4	210	$1,431 \cdot 10^4$
25	23,8	220	$1,740 \cdot 10^4$
26	25,2	230	$2,098 \cdot 10^4$
27	26,7	240	$2,511 \cdot 10^4$
28	28,3	250	$2,983 \cdot 10^4$
29	30,0	260	$3,520 \cdot 10^4$
30	31,8	270	$4,129 \cdot 10^4$
32	35,7	280	$4,814 \cdot 10^4$
34	39,9	290	$5,584 \cdot 10^4$

**Таблица А.10 – Плотности водных растворов солей и кислот с различной массовой долей растворенного вещества**

<b>Сульфат натрия <math>\text{Na}_2\text{SO}_4</math></b>	
<b>Массовая доля, %</b>	<b>Плотность (г/см<sup>3</sup>)</b>
1	1,008
2	1,016
4	1,035
6	1,053
8	1,072
10	1,091

<b>Хлорид натрия <math>\text{NaCl}</math></b>	
<b>Массовая доля, %</b>	<b>Плотность (г/см<sup>3</sup>)</b>
4	1,029
8	1,059
12	1,089
16	1,119
20	1,151
24	1,184
26	1,200
28	1,217

## Продолжение таблицы А.10

Серная кислота $\text{H}_2\text{SO}_4$	
Массовая доля, %	Плотность (г/см <sup>3</sup> )
2	1,013
4	1,027
6	1,040
8	1,055
10	1,069
12	1,083
14	1,098
16	1,112
18	1,127
20	1,143

Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	
Массовая доля, %	Плотность (г/см <sup>3</sup> )
1	1,0052
2	1,0122
3	1,0193
4	1,0264
5	1,0336
6	1,0408
7	1,0481
8	1,0554
9	1,0628

## Продолжение таблицы А.10

Азотная кислота $\text{HNO}_3$	
Массовая доля, %	Плотность (г/см <sup>3</sup> )
4	1,022
8	1,044
12	1,068
16	1,093
20	1,119
20,79	1,120
22,38	1,130
23,94	1,140
25,48	1,150
27	1,160

Соляная кислота $\text{HCl}$	
Массовая доля, %	Плотность (г/см <sup>3</sup> )
4	1,019
8	1,039
12	1,059
16	1,079
18	1,083
20	1,100
24	1,121
28	1,142
32	1,163
36	1,183

## Продолжение таблицы А.10

Карбонат калия $K_2CO_3$	
Массовая доля, %	Плотность (г/см <sup>3</sup> )
1	1,007
2	1,016
4	1,034
6	1,053
8	1,071
10	1,090
12	1,110
14	1,129
16	1,149
18	1,169
20	1,190
24	1,232
28	1,276
35	1,355

Таблица А.11 – Плотность растворов некоторых кислот и щелочей

Молярная концентрация эквивалента $c_{\text{э}}$ , (моль-экв/л)	Плотность раствора $\rho$ (г/мл)			
	HCl	HNO <sub>3</sub>	KOH	NaOH
0,90	1,015	1,030	1,045	1,040
1,00	1,016	1,0325	1,0475	1,0425
1,10	1,018	1,035	1,050	1,045
1,25	1,020	1,040	1,060	1,050







Учебное издание

**Яковишин Леонид Александрович**

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ  
ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

*Учебно-методическое пособие*

*В авторской редакции*

Изд. № 120/2025. Объем 8,5 п.л. Усл. печ. л. 7,90. Уч.-изд. л. 8,33.  
Издательский центр ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»