

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Воронежский государственный технический университет»

РАБОЧАЯ ТЕТРАДЬ ПО ХИМИИ

Учебное пособие

для студентов, обучающихся по всем образовательным
программам бакалавриата и специалитета

Составители:

О. В. Артамонова, О. Б. Кукина, М. А. Шведова, А. Р. Шевкун

Воронеж 2020

УДК 54(073)
ББК 24я7
P134

*Составители: О. В. Артамонова, О. Б. Кукина, М. А. Шведова,
А. Р. Шевкун*

P134 **Рабочая тетрадь по химии:** учебное пособие для студентов, обучающихся по всем образовательным программам бакалавриата и специалитета / [Электронный ресурс]. – Электрон. Текстовые и граф. данные (3,07 Мб) / сост.: О. В. Артамонова, О. Б. Кукина, М. А. Шведова, А. Р. Шевкун. - Воронеж: ФГБОУ ВО «Воронежский государственный технический университет», 2020. – 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). – Систем. требования: ПК 500 и выше; 256 Мб ОЗУ; Windows XP; Adobe Acrobat; 1024x768; CD-ROM дисковод; мышь. – Загл. с экрана.

ISBN 978-5-7731-0892-4

Представлены основные разделы дисциплины «Химия»: атомно-молекулярная теория, закономерности протекания химических процессов, свойства растворов, химия неорганических и органических вяжущих веществ, электрохимические процессы, высокомолекулярные соединения, качественный и количественный анализ. Приводятся краткие теоретические сведения, являющиеся основой для понимания описываемых виртуальных экспериментов и приводимых примеров. Упражнения предназначены для самостоятельного выполнения и являются методом самоконтроля. Рабочие задания сопровождается типовыми контрольными упражнениями, аналогичными заданиям экзаменационного тестирования. Составлено в соответствии с Федеральными Государственными образовательными стандартами.

Ил. 13. Табл. 29. Библиогр.: 7 назв.

**УДК 54(073)
ББК 24я7**

Рецензенты:

*кафедра физики и химии военного учебно-научного центра военно-воздушных сил
«Военно-воздушная академия имени профессора
Н. Е. Жуковского и Ю. А. Гагарина»;
А. Н. Зяблов, д-р хим. наук, профессор кафедры аналитической химии Воронежского
государственного университета*

*Издается по решению редакционно-издательского совета
Воронежского государственного технического университета*

ISBN 978-5-7731-0892-4 © Артамонова О. В., Кукина О. Б.,
Шведова М. А., Шевкун А. Р. (составление), 2020
© ФГБОУ ВО «Воронежский государственный
технический университет», 2020

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	4
Работа 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ ВЕЩЕСТВА	5
Работа 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА ВЕЩЕСТВА	9
Работа 3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	14
Работа 4. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ	22
Работа 5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ НАПРАВЛЕННОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	28
Работа 6. РАВНОВЕСИЕ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	37
Работа 7. ГЕТЕРОГЕННЫЕ ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ	42
Работа 8. ЖЕСТКОСТЬ ПРИРОДНЫХ ВОД	49
Работа 9. ХИМИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЯЖУЩИХ ВЕЩЕСТВ	52
Работа 10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ	60
Работа 11. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ. ЗАЩИТА ОТ КОРРОЗИИ	67
Работа 12. ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ	73
Работа 13. КАЧЕСТВЕННЫЙ И КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ	83
Работа 14. ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЯЖУЩИЕ ВЕЩЕСТВА	89
Заключение	95
Библиографический список	96
Приложение	97

ВВЕДЕНИЕ

Выполнение лабораторных работ является обязательной частью учебного плана, т.к. химия как наука во многом основана на экспериментальных исследованиях. Кроме того, лабораторные работы подтверждают практическую значимость основных теоретических положений химии.

В рабочей тетради, в компактном виде представлены все методические разработки к лабораторным работам: перечень теоретических вопросов, примеры решения типовых задач, задачи и упражнения для подготовки к занятиям, описание экспериментальных заданий, типовые задания для проверки знаний. Таким образом, **рабочая тетрадь** служит как для описания химического эксперимента, так и для самоконтроля усвоенного материала, что очень важно в дистанционном обучении.

Каждой лабораторной работе предшествует небольшое теоретическое введение (в том числе и необходимые справочные данные), что поможет студенту осознать эксперимент и правильно его объяснить. Лабораторные работы оформлены таким образом, что практически исключают механическое переписывание рабочего задания и позволят студентам уделить больше внимания выполнению заданий и составлению выводов по ним.

При изучении экспериментальной части раздела «Выполнение задания» в соответствующих местах рабочей тетради составляется уравнения реакций описанных опытов, формулируются и записываются наблюдаемые явления и выводы.

Упражнения предназначены для самостоятельного выполнения и являются методом самоконтроля усвоения учебного материала. Работы содержат типовые примеры, ориентируясь на которые студент может самостоятельно выполнить предлагаемые упражнения. Если в заданиях перед номерами ответов стоят значки «о», то правильный ответ один; если перед номерами ответов стоят значки «□», то правильных ответов несколько.

Стоит отметить, что следует не только указывать правильные ответы, но и давать достоверные пояснения на свободных строчках. Задание, выполненное без пояснения, не зачитывается.

Рабочие задания сопровождается типовыми контрольными упражнениями, аналогичными заданиям экзаменационного тестирования и предназначены для самоконтроля степени усвоения материала студентами.

Работа 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ ВЕЩЕСТВА

Цель работы

- Освоить экспериментальный метод определения молекулярной массы газа
- Научиться вести химические расчеты, используя основные понятия и законы химии

Теоретические сведения

Молекулярная масса является основной характеристикой любого вещества, простого или сложного.

Основные понятия химии — **относительная молекулярная масса (M_r)**, **молярная масса (M , г/моль)**, **количество вещества (ν , моль)**, **молярный объем ($V_m = 22,4$ л/л)**, **число Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹**. В этой же работе рассмотрены основные законы химии, в том числе закон Авогадро и следствия из закона, позволяющие проводить химические расчеты.

Экспериментальное определение молекулярной (молярной) массы газообразных веществ основано на применении закона Авогадро и его следствий.

Молярная масса газа определяется на основании молярного объема (V_m). Один моль любого газа при нормальных условиях (н.у.) ($p = 1,013 \cdot 10^5$ Па, $T = 273$ К) занимает объем, равный 22,4 л: $V_m = 22,4$ л/моль.

Зная массу газа в определенном объеме, можно вычислить его молярную массу:

$$M = (m/V^\circ) \cdot V_m \quad (1.1)$$

где M – молярная масса газ, г/моль; m – масса газа, г; V° – объем газа (н.у.), л; V_m – молярный объем.

Выражение m/V представляет собой массу единицы объема газа (н.у.), т.е. его абсолютную плотность ρ (г/л; кг/м³). Молярная масса газа равна

$$M = \rho \cdot V_m = 22,4\rho \quad (1.2)$$

Если объем газа измерен при температуре и давлении, отличных от нормальных то для вычисления абсолютной плотности объем газа необходимо привести к нормальным условиям используя формулу, объединяющую законы Бойля-Мариотта, и Гей-Люсака:

$$\rho V/T = \rho^\circ V^\circ/T^\circ, \text{ тогда } V^\circ = \rho V T^\circ / T\rho^\circ \quad (1.3)$$

Молекулярная масса (молярная масса газа) может быть определена через его относительную плотность по другому газу, молекулярная масса которого известна.

Относительной плотностью газа ($D_2(1)$) называется отношение массы определенного объема одного газа (m_1) к массе такого же объема другого газа (m_2),

взятых при одних и тех же условиях, а значит, и отношение молярных масс этих газов (M_1 и M_2):

$$D_2(1) = m_1/m_2 = M_1/M_2; \quad (1.4)$$

$$M_1 = D_2(1) \cdot M_2 \quad (1.5)$$

Отношение m_1/m_2 и M_1/M_2 показывает, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого газа. Если плотность исследуемого газа определяется по воздуху, средняя молярная масса которого ~ 29 г/моль, то молярная масса газа равна:

$$M = 29D_{\text{возд}}(1) \quad (1.6)$$

Определение молекулярной массы с помощью **уравнения Менделеева – Клапейрона**:

$$pV = \nu RT, \text{ или } pV = \frac{m}{M}RT, \quad (1.7)$$

где ν – количество (моль) газа, m – масса газа, M – его молярная масса, R – универсальная газовая постоянная.

Рабочее задание

Определение молекулярной массы вещества

Последовательность выполнения работы:

- 1) Сухую колбу емкостью 0,250 л закройте пробкой, нижний уровень пробки отметьте карандашом для надписей по стеклу;
- 2) Взвесьте на технических весах (точность 0,01 кг) колбу с воздухом, закрытую пробкой m_1 (г);
- 3) Поместите в реакционную колбу несколько кусочков мраморной крошки и из воронки прилейте раствор HCl. Образующийся в результате реакции CO_2 в течение 3-4 минут наполняет колбу-приемник, вытесняя из нее воздух;
- 4) Наполненную диоксидом углерода колбу закройте пробкой так, чтобы она вошла до метки, и взвесьте на тех же весах, на которых взвешивали колбу с воздухом m_2 (г);
- 5) Измерьте объем колбы (V) в условиях опыта (p , T). Для этого заполните колбу водой до отметки и вылейте воду в мерный цилиндр;
- 6) Отметьте показания барометра (p) и термометра (t) во время опыта;
- 7) Внесите результаты опыта в таблицу 1.

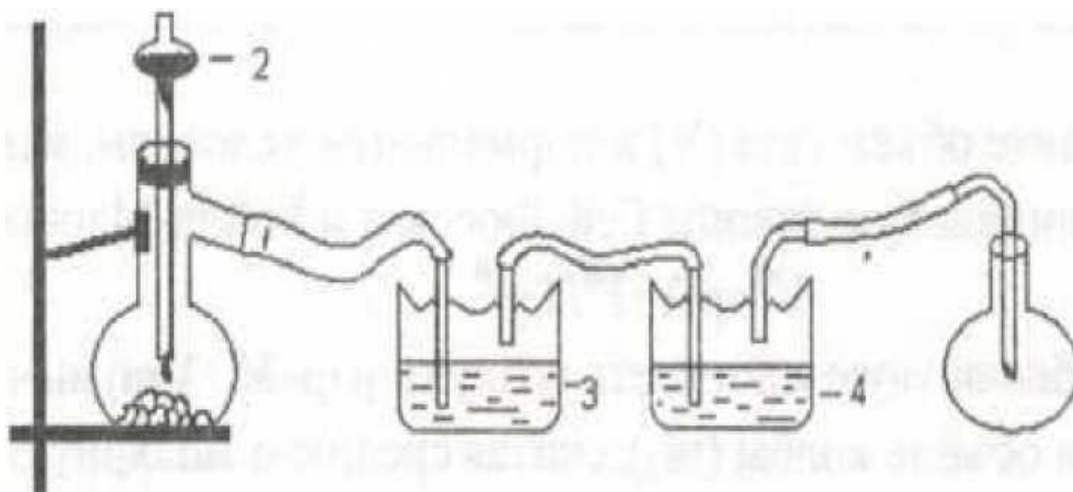


Рис. 1. Установка для получения CO_2 :

1 – реакционная колба; 2 – делительная воронка с раствором HCl ; 3, 4 – промывные склянки; 5 – колба-приемник CO_2

Таблица 1

Результаты опыта

Масса колбы с воздухом m_1 , г	Масса колбы с CO_2 m_2 , г	Объем колбы (газа) V , л	Давление p , Па	Температура T , К

8) Приведите объем газа (V) к нормальным условиям, используя формулу, объединяющую законы, Гей-Люсака и Бойля-Мариотта (1.5)

9) Через абсолютную плотность воздуха ρ ($\rho = M/V_m$) вычислите массу воздуха в объеме (m_3), считая среднюю молярную массу воздуха равной 29 г/моль: $m_3 = \rho V^\circ = (29/22,4 \cdot V^\circ)$

10) Рассчитайте массу пустой колбы (m_4) и массу CO_2 в объеме колбы (m_5):

$$m_4 = m_1 - m_3 \text{ и } m_5 = m_2 - m_4$$

11) Вычислите относительную молекулярную массу диоксида углерода и его молярную массу через относительную плотность CO_2 по воздуху:

$$D_{\text{возд}}(\text{CO}_2) = m(\text{CO}_2)/m_{\text{возд}} = m_5/m_3 \text{ и } (M_{\text{CO}_2}) = D_{\text{возд}}(\text{CO}_2) \cdot M_{\text{возд}};$$

Вычислите относительную ошибку опыта ($\Delta M_{\text{отн}}$), %.

$$\Delta M_{\text{отн}} = \frac{M_{\text{теор}} - M_{\text{опыт}}}{M_{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

Выводы

Перечислите основные понятия и законы атомно-молекулярного учения, использованные при расчетах молекулярной массы газа.

Домашнее задание

При выполнении заданий воспользуйтесь таблицей П.1 приложения.

Задание 1. Какое количество вещества (моль) содержится в $0,1 \text{ м}^3$ водорода (н.у.) и в $0,1 \text{ кг}$ этого газа?

Задание 2. Вычислите относительную плотность по воздуху газовой смеси, в которой объемные доли метана CH_4 и этана C_2H_6 равны 52 и 48 % соответственно. Тяжелее или легче воздуха эта смесь?

Задание 3. Определите давление 0,1 кг пропана в сосуде объемом 10^2 м^3 при 2 °С.

Задание 4. Образец алюминия массой 3 г, содержащий 10% примесей, взаимодействует с избытком соляной кислоты.

Рассчитайте:

- количество (моль) образовавшегося хлорида алюминия и его массу; массовую долю алюминия в хлориде алюминия;
- объем выделившегося водорода при нормальных условиях и в условиях, отличных от нормальных: $T = 298 \text{ К}$ и $p = 98600 \text{ Па}$.

Работа 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА ВЕЩЕСТВА

Цель работы

- Научиться проводить расчеты эквивалентов простых и сложных веществ; усвоить закон эквивалентов.
- Освоить экспериментальный метод определения эквивалента вещества

Теоретические сведения

Эквиваленты и молярные массы эквивалентов простых и сложных веществ могут быть определены экспериментально и вычислены исходя из состава соединения.

Значения эквивалента вещества зависит от того, в какой конкретной реакции оно участвует. Молярная масса эквивалента основания может быть вычислена как частное от деления молярной массы основания на его кислотность, определяемую

числом вступающих в реакцию гидроксильных групп. Для вычисления молярной массы эквивалента кислоты необходимо молярную массу кислоты разделить на ее основность, которая определяется числом атомов водорода, замещающихся на атомы металла.

Чтобы вычислить молярную массу эквивалента соли, надо молярную массу соли разделить на произведение числа атомов металла в молекуле соли на его степень окисления.

Эквивалентным объемом ($V_{\text{э}}$) называется объем, занимаемый эквивалентом газообразного вещества (н.у.).

Учитывая, что молекулы простейших газов двухатомны (H_2 , O_2), и зная молярный объем газа ($V_m = 22,4$ л/моль), можно рассчитать молярные объемы эквивалентов:

$$V_{\text{э}}(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \cdot 22,4 = 11,2 \text{ (л/моль)}; \quad V_{\text{э}}(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \cdot 22,4 = 5,6 \text{ (л/моль)}.$$

В соответствии с законом эквивалентов массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их молярным массам (объемам) эквивалентов:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{э}}(1)}{M_{\text{э}}(2)}, \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{э}}(1)}{V_{\text{э}}(2)}, \quad \frac{m_1}{M_{\text{э}}(2)} = \frac{V_2}{V_{\text{э}}(2)}, \quad (2.1)$$

где m_1 и m_2 – массы веществ;

V_1 и V_2 – объемы газообразных веществ (н.у.);

$M_{\text{э}}(1)$ и $M_{\text{э}}(2)$ – молярные массы эквивалентов веществ;

$V_{\text{э}}(1)$ и $V_{\text{э}}(2)$ – молярные объемы эквивалентов газообразных веществ.

Рабочее задание.

Определение эквивалента карбоната кальция

Для определения эквивалента вещества соберите установку, схема которой приведена на рисунке 2.

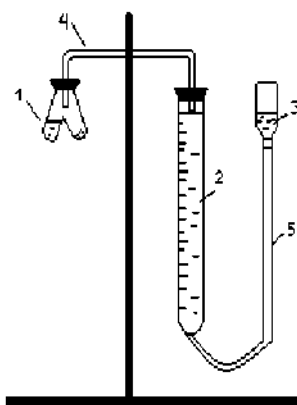


Рис. 2. Схема установки для определения эквивалента вещества:

1 – реакционный сосуд; 2 – бюретка; 3 – уравнительный сосуд;

4, 5 – соединительные трубки

Таблица 2

Значения давления насыщенного водяного пара при разных температурах

t^0, C	$p, \text{Па}$	t^0, C	$p, \text{Па}$	t^0, C	$p, \text{Па}$	t^0, C	$p, \text{Па}$
15	1704,9	19	2197,0	23	2809,0	27	3565,0
16	1817,0	20	2337,8	24	2984,0	28	3780,0
17	1937,0	21	2486,0	25	3164,2	29	4000,0
18	2064,0	22	2644,0	26	3361,0	30	4245,2

Таблица 3

Данные для расчета молярной массы эквивалента

Масса образца $m, \text{г}$	Объем CO_2 в условиях опыта $V = (V_2 - V_1), \text{мл}$	Атмосферное давление $p, \text{Па}$	Давление на- сыщенного водяного пара $h, \text{Па}$	Давление $\text{CO}_2 (p-h),$ Па

В соответствии с уравнением Менделеева-Клапейрона $pV = \nu RT$, рассчитайте количество CO_2 (моль):

$$\nu = \frac{(p-h) \cdot V}{RT} \quad (2.2)$$

$$\text{Масса } \text{CO}_2 \text{ равна } m(\text{CO}_2) = \nu \cdot M(\text{CO}_2). \quad (2.3)$$

Используя закон эквивалентов (2.1), вычислите молярную массу эквивалента CaCO_3 :

$$\frac{m(\text{CO}_2)}{m(\text{CaCO}_3)} = \frac{M_3(\text{CO}_2)}{M_3(\text{CaCO}_3)}$$

Приведите объем выделившегося углекислого газа $V(\text{CO}_2)$ к нормальным условиям (V°), воспользовавшись законом Гей-Люсака и Бойля-Мариотта:

$$pV/T = p^\circ V^\circ/T^\circ$$

По закону эквивалентов вычислите молярную массу эквивалента CaCO_3 :

$$\frac{V^\circ(\text{CO}_2)}{V^\circ_3(\text{CO}_2)} = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M_3(\text{CaCO}_3)}, \text{ где } V^\circ_3(\text{CO}_2) = 11,2 \text{ (л/моль)}$$

Вычислите относительную ошибку опыта $\Delta M_3(\text{CaCO}_3)$, %:

$$\Delta M_{3\text{отн}}(\text{CaCO}_3) = \left| \frac{M_3(\text{CaCO}_3)_{\text{теор}} - M_3(\text{CaCO}_3)_{\text{эксп}}}{M_3(\text{CaCO}_3)_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%$$

Выводы

1. Запишите основные законы и положения атомно-молекулярной теории, использованные при расчетах эквивалента вещества.
 2. Установите, соответствует ли результаты эксперимента теоретически рассчитанной величине молярной массы эквивалента карбоната кальция?
-
-
-
-
-
-
-
-
-
-

Домашнее задание

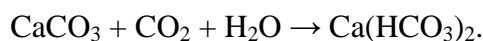
Задание 1. Вычислите молярные массы эквивалентов следующих веществ: CaO, KOH, Mg(OH)₂, Ca(HCO₃)₂, H₃PO₄, Na₂CO₃, SO₂, NH₃. Для газообразных веществ (SO₂ и NH₃) найдите молярные объемы эквивалентов

Задание 2. Вычислите количество вещества и число молярных масс эквивалентов, содержащихся в 14,8 г гидроксида кальция, 106 г карбоната натрия, 1,46 г гидрокарбоната магния.

Задание 3. Вычислите молярную массу эквивалента H₃PO₄ в реакциях обмена, в результате которых образуются кислые и нормальные соли.

Задание 4. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и его атомную массу, если 1,215 кг его вытесняют из серной кислоты 1,12·10⁻³ м³ водорода (н.у.). Валентность металла равна двум.

Задание 5. Природные воды, содержащие в растворенном состоянии достаточное количество CO₂, растворяют известняки, превращая карбонат кальция в гидрокарбонат:



В реакцию вступает 1 кг известняка, содержащего 10% примесей.

Рассчитайте:

- 1) Массу образовавшегося $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;
- 2) Объем CO_2 , необходимый для растворения CaCO_3 ;
- 3) Молярные массы эквивалентов веществ, участвующих в реакции.

Работа 3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы

- Усвоить классификацию неорганических соединений.
- Познакомиться с химическими свойствами оксидов, гидроксидов и солей.
- Установить характер взаимодействия и генетическую связь между важнейшими классами неорганических веществ.

Теоретические сведения

Важнейшими классами сложных неорганических веществ являются **оксиды, гидроксиды, кислоты и соли.**

Оксиды — это соединения двух элементов, один из которых кислород. Общая формула оксидов $\text{Э}_x\text{O}_y$, где x - число атомов элемента, y - число атомов кислорода.

Оксиды бывают несолеобразующие (SiO , CO , N_2O , NO) и солеобразующие. Последние делятся на основные, кислотные, амфотерные.

Основными называются оксиды, которым соответствуют основные гидроксиды (основания). Например, N_2O , CaO , MnO являются основными оксидами, так как им соответствуют основания NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$. Основные оксиды образуют металлы со степенью окисления +1, +2 (кроме Be , Zn , Sn).

Кислотными называются оксиды, которым соответствуют кислоты. Например, CO_2 , P_2O_5 , Mn_2O_7 — кислотные оксиды, так как им соответствуют кислоты H_2CO_3 , H_3PO_4 , HMnO_4 . Такие оксиды образуют все неметаллы и металлы, имеющие степень окисления +5, +6, +7. Например, оксиды CO_2 и P_2O_5 образованы неметаллами — углеродом и фосфором, а оксид Mn_2O_7 — металлом марганцем, проявляющим степень окисления +7.

Амфотерными называются оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства, то есть обладают двойственным характером. К ним относятся оксиды металлов со степенью окисления +3, +4 — Al_2O_3 , Fe_2O_3 , MnO_2 и др., а также BeO , ZnO , SnO .

Основания – сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп –ОН. Общая формула оснований $Me(OH)_n$, где n – число гидроксильных групп, равное степени окисления металла.

Например: $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Ni(OH)_2$. Если в состав молекулы основания входит одна группа –ОН, то оно называется однокислотным, если две группы – двухкислотным и т.д. Если от молекулы основания мысленно отнять одну или несколько гидроксильных групп, то оставшаяся часть молекулы называется остатком основания.

Валентность основного остатка определяется числом гидроксильных групп, замещенных в молекуле основания на кислотный остаток.

Кислоты – сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотного остатка (табл. 4). Валентность кислотного остатка определяется числом замещенных атомов водорода в молекуле кислоты на основной остаток.

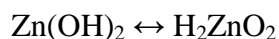
Таблица 4

Название некоторых кислот и их средних остатков

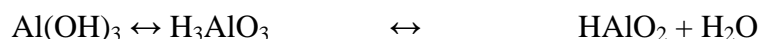
Формула кислоты	Название кислоты	Кислотные остатки		Номенклатура средних остатков
		кислые	средние	
HCl	Соляная	—	Cl^-	Хлорид
HNO_3	Азотная	—	NO_3^-	Нитрат
HNO_2	Азотистая	—	NO_2^-	Нитрит
H_2SO_4	Серная	HSO_4^-	SO_4^{2-}	Сульфат
H_2SO_3	Сернистая	HSO_3^-	SO_3^{2-}	Сульфит
H_2S	Сероводородная	HS^-	S^{2-}	Сульфид
H_2CO_3	Угльная	HCO_3^-	CO_3^{2-}	Карбонат
H_2SiO_3	Кремниевая	$HSiO_3^-$	SiO_3^{2-}	Силикат
H_3PO_4	Ортофосфорная	$H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}	PO_4^{3-}	Фосфат

Если в состав молекулы кислоты входит один атом водорода, она называется одноосновной (HCl , HNO_3 , HBr), если два и более – многоосновной (H_2SO_4 , H_3PO_4 и др.).

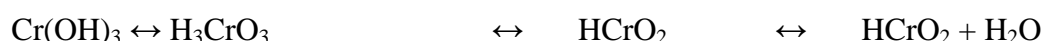
Амфотерные гидроксиды – сложные вещества, которые проявляют свойства, как кислот, так и оснований. Поэтому формулы амфотерных гидроксидов можно записать как в форме оснований, так и в форме кислот.



основание цинковая кислота



основание ортоалюминиевая кислота металлюминиевая кислота

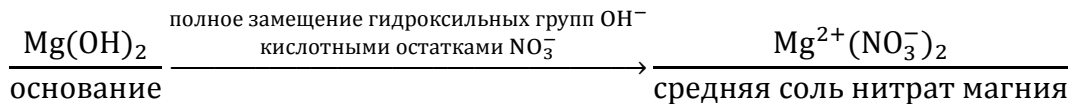
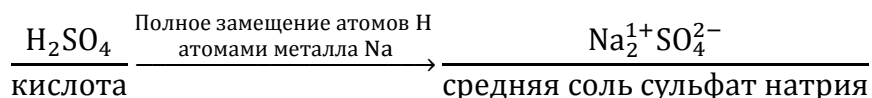


основание ортохромистая кислота метакромистая кислота

Соли – сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла или гидроксильных групп в молекулах

оснований кислотными остатками.

При полном замещении атомов Н или групп OH^- образуются средние соли:



При неполном замещении атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла образуются кислые соли:

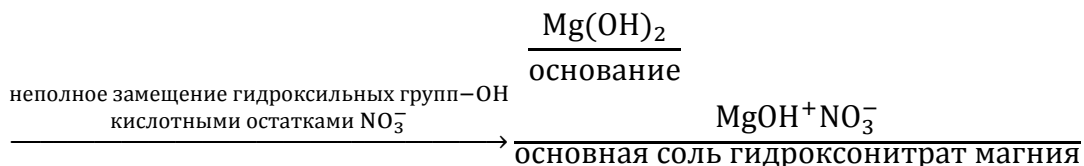


Двухосновная кислота с любым металлом образует одну среднюю и одну кислую соль. Например, кислота H_2SO_3 образует с основанием NaOH соли Na_2SO_3 и NaHSO_3 . Трехосновная кислота с любым металлом дает одну среднюю и две кислые соли. Например, H_3PO_4 образует с NaOH три соли – Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 и NaH_2PO_4 . Одноосновные кислоты кислых солей не образуют.

Название кислой соли имеет приставку гидро-, указывающую на наличие незамещенных атомов водорода; если таких атомов два или больше, то их число обозначается греческими числительными (ди-, три- и т.д.)

Например, Na_2HPO_4 называется гидрофосфатом натрия, а NaH_2PO_4 – дигидрофосфатом натрия.

При неполном замещении гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками образуются основные соли:



Двухкислотное основание дает одну среднюю и одну основную соль с данным кислотным остатком. Например, основание $\text{Mg}(\text{OH})_2$ образует с кислотной HCl соли MgCl_2 и MgOHCl . Трехкислотное основание дает одну среднюю и две основные соли. Например, $\text{Al}(\text{OH})_3$ образует с HCl соли AlCl_3 , AlOHCl_2 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Однокислотные основания основных солей не образуют.

Название основной гидроксильных групп. Например, AlOHCl_2 называется гидроксохлоридом алюминия, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлоридом алюминия.

Рабочее задание

Задание 1. Изучение свойств основных оксидов.

Установите окраску универсального индикатора в различных средах. В три

пробирки налейте по 3 – 4 мл воды (нейтральная среда) и добавьте по капле универсального индикатора, а затем в одну пробирку добавьте каплю кислоты, а в другую – каплю щелочи. Запишите в таблицу 5 наблюдаемую окраску.

Таблица 5

Окраска универсального индикатора в различных средах

Реакция среды	Нейтральная	Кислая	Щелочная
Окраска универсального индикатора			

В две пробирки налейте 1 – 2 мл воды и добавьте 2 – 3 капли универсального индикатора. В одну пробирку на кончике шпателя внесите оксид кальция CaO , а в другую – оксид меди CuO . Встряхните содержимое пробирок. Отметьте наблюдаемые явления, имея в виду, что универсальный индикатор имеет в слабых кислотах желтую окраску. Напишите уравнение наблюдаемой реакции. Сделайте заключение о растворимости основных оксидов в воде.

В две пробирки внесите на кончике шпателя небольшое количество оксида меди. Прилейте в одну из пробирок 1 – 2 мл серной кислоты H_2SO_4 , а в другую – такой же объем гидроксида натрия NaOH . Содержимое пробирок слегка подогрейте.

Отметьте протекание реакции только в одной из пробирок. Напишите ее уравнение. Охарактеризуйте химические свойства основных оксидов.

Задание 2. Изучение свойств кислотных оксидов

Получите оксид углерода (IV) – углекислый газ. Для этого в пробирку с газоотводной трубкой поместите 2 – 3 кусочка мрамора (CaCO_3) и добавьте к ним небольшой объем концентрированной соляной кислоты.

Выделяющийся газ последовательно пропустите через заранее приготовленные пробирки:

- с водой, содержащей универсальный индикатор;
- с насыщенным раствором гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
- с разбавленным раствором серной кислоты.

Отметьте наблюдаемые явления. Запишите уравнения реакций. Охарактеризуйте химические свойства кислотных оксидов.

Задание 3. Получение и изучение свойств гидроксидов

В две пробирки налейте по 0,5 – 1 мл сульфата меди CuSO_4 и сульфата цинка ZnSO_4 соответственно. Добавьте в каждую из пробирок несколько капель гидроксида натрия. Наблюдайте образование голубого аморфного осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и белого осадка $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Напишите уравнения реакций их получения. Можно ли получить гидроксиды меди и цинка взаимодействием соответствующих оксидов с водой? Почему?

Разделите каждый из осадков на две части: к одной прибавьте 0,5 – 1 мл серной кислоты, к другой – столько же щелочи NaOH . В каких случаях произошло растворение осадков? Напишите уравнения наблюдаемых реакций.

Укажите, каким способом могут быть получены нерастворимые в воде основания. Сделайте вывод о характере гидроксидов меди и цинка.

Задание 4. Составление уравнений реакций получения солей

Пример. Составьте возможные уравнения реакций получения средней соли

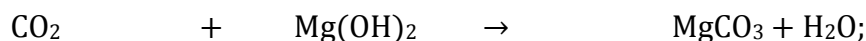
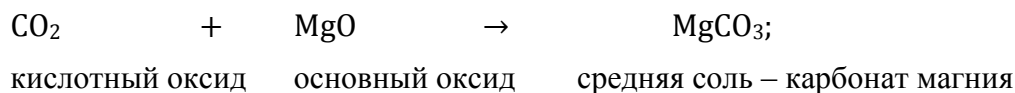
карбоната магния $MgCO_3$, а также соответствующих ей кислой и основной соли.

Для получения указанных солей могут быть использованы следующие соединения:

Кислота — H_2CO_3 ,
Кислотный оксид — CO_2 ,

Основание — $Mg(OH)_2$,
Основной оксид — MgO .

Составим возможные уравнения реакций получения $MgCO_3$, помня, что могут взаимодействовать только вещества различного характера:



кислотный оксид основание

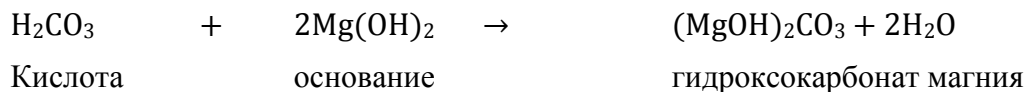


кислота основной оксид

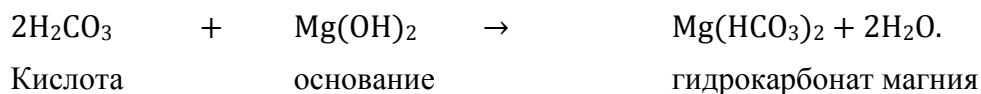


кислота основание

Так как $Mg(OH)_2$ является двухкислотным основанием, то при его взаимодействии с H_2CO_3 может быть получена основная соль. Для этого основание должно быть взято в избытке:



Так как H_2CO_3 является двухосновной кислотой, при ее взаимодействии с $Mg(OH)_2$ может быть получена кислая соль. Для этого в избытке должна быть взята кислота:



Выберите вариант задания по последней цифре зачетной книжки (табл. 6).

Напишите все возможные уравнения реакций получения соли (а), которая представлена в вашем варианте, путем взаимодействия соединений различных классов. Укажите тип реакций.

Составьте уравнение реакции получения соли (б). Укажите условие, при котором образуется данная соль.

Домашнее задание

Задание 1. Кремниевой кислоте соответствует формула

- 1) H_3PO_4 2) H_2CO_3 3) HNO_3 4) H_2SiO_3

Задание 2. Формула высшего оксида элемента, образующего летучее водородное соединение $\text{H}_2\text{Э}$, имеет вид

- 1) ЭO_2 2) ЭO_4 3) ЭO 4) ЭO_3

Задание 3. Кислотами являются гидроксиды

- 1) C (IV) 2) Ca 3) S (IV) 4) Fe (II)

Напишите формулы кислот и уравнения реакций, подтверждающих химические свойства

Задание 4. Амфотерными являются гидроксиды

- 1) марганца (VII) 2) кальция 3) бериллия 4) алюминия

Напишите формулы гидроксидов в виде соответствующих кислот и в виде соответствующих оснований, а также уравнения реакций, подтверждающих их амфотерные свойства.

Задание 5. Какие из соединений могут взаимодействовать между собой?

- 1) H_2CO_3 и P_2O_5 2) H_2S и Na_2O
 3) MgO и CrO_3 4) Cu(OH)_2 и K_2O

Напишите уравнения реакций, названия исходных веществ, указав к какому классу соединений они относятся и какими свойствами (основными, кислотными, амфотерными) обладают. Назовите продукты реакций. Объясните, почему не могут взаимодействовать другие из указанных соединений.

Задание 6. Получению кислых солей соответствуют уравнения:

- o 1) $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- o 2) $2\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- o 3) $3\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
- o 4) $6\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$

Закончите уравнения реакций, не меняя коэффициенты в левой части уравнения, и напишите названия полученных солей.

Задание 7. Основные соли образуются в реакциях, уравнения которых начинаются следующим образом:

- o 1) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- o 2) $2\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$
- o 3) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow$
- o 4) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$

Закончите уравнения реакций, не меняя коэффициенты в левой части уравнения, и напишите названия полученных солей.

Работа 4. **ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

Цель работы

- Усвоить основные положения химической термодинамики;

- Ознакомиться со способами определения и расчета тепловых эффектов химических реакций.
- Научиться решать вопрос о возможности протекания и направленности химических реакций.

Теоретические сведения

Обмен энергией между изучаемой системой и внешней средой описывают законы, которые изучает термодинамика. Согласно **первому началу термодинамики** теплота Q , подведенная к системе, расходуется на приращение внутренней энергии ΔU и на работу системы против действия внешних сил A :

$$Q = \Delta U + A. \quad (4.1)$$

Положительными считаются работа, совершаемая системой, и теплота, подводимая к системе.

Если на систему не действуют никакие другие силы, кроме постоянного давления, то есть единственным видом работы является работа расширения, то

$$A = p \cdot \Delta V \quad (4.2)$$

где p – давление;

ΔV – изменение объема системы.

Следовательно, в изобарных процессах (при $p = \text{const}$)

$$Q_p = \Delta U + p \cdot \Delta V \quad (4.3)$$

Вводя величину $H = U + pV$ ($\Delta H = \Delta U + p\Delta V$), называемую **энтальпия**, получим

$$Q_p = \Delta H. \quad (4.4)$$

Таким образом, в изобарном процессе теплота, подведенная к системе равна изменению энтальпии системы ΔH .

Согласно **закону Гесса**, изменение энтальпии химической реакции (тепловой эффект реакции при постоянном давлении) определяется лишь конечным и начальным состоянием системы и не зависит от пути перехода системы из одного состояния в другое.

Согласно следствию закона Гесса изменение энтальпии реакции $\Delta_r H$ равно разности между суммой энтальпий образования $\Delta_f H$ исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов ν :

$$\Delta_r H = \sum \nu \cdot \Delta_f H_{\text{продуктов реакции}} - \sum \nu \cdot \Delta_f H_{\text{исходных веществ}}. \quad (4.5)$$

Энтальпия образования соединения $\Delta_f H$ определяется как изменение энтальпии реакции образования 1 моль этого соединения из соответствующих простых веществ.

Обычно определяют изменение стандартной энтальпии реакции $\Delta_r H^\circ$ по стандартным энтальпиям образования веществ при 298 К, приведенным в справочниках и обозначаемым как $\Delta_f H$ (тепловой эффект) и агрегатные состояния веществ, называется термохимическим уравнением. Коэффициенты в термохимических уравнениях могут быть как целыми, так и дробными.

Изменение энтальпии в ходе химической реакции не служит критерием

самопроизвольного (без затраты работы) протекания. Самопроизвольно могут протекать как экзотермические ($\Delta_r H < 0$), так и эндотермические ($\Delta_r H > 0$) процесса, служит изменение энтропии $\Delta_r S$ можно рассматривать как меру неупорядоченности ее состояния.

Согласно **второму началу термодинамики** в изолированных системах самопроизвольно протекают такие процессы, которые сопровождаются увеличением энтропии ($\Delta_r S > 0$).

Для химической реакции в стандартных условиях:

$$\Delta_r S^\circ = \sum \nu \cdot S^\circ_{\text{продуктов реакции}} - \sum \nu \cdot S^\circ_{\text{исходных веществ}} \quad (4.6)$$

где S° – стандартные энтропии веществ.

Движущей силой химических процессов, протекающих в неизолированных системах при постоянных давлении и температуре, является стремление к минимуму энергии (энтальпийный фактор) и максимуму энтропии (энтропийный фактор)

Оба этих фактора учитывает энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал G).

При стандартных условиях для неизолированных систем

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S^\circ, \quad (4.7)$$

где $T = 298 \text{ K}$

Условие принципиальной возможности протекания процесса при $T = \text{const}$ и при $p = \text{const}$ в неизолированных системах:

$$\Delta_r G^\circ < 0 \quad (4.8)$$

Если $\Delta_r G^\circ < 0$, протекание реакции принципиально возможно. Процесс принципиально невозможен в данных условиях, если $\Delta_r G^\circ > 0$. В системе наступает термодинамическое равновесие, если $\Delta_r G^\circ = 0$.

Чем более отрицательно значение $\Delta_r G$, тем дальше способна система находиться от состояния равновесия, тем более она реакционноспособна.

Рабочее задание

Задание 1. Расчет изменения стандартной энтальпии реакции нейтрализации и оценка возможности самопроизвольного протекания процесса

Согласно теории электролитической диссоциации нейтрализация сильной кислоты сильным основанием в разбавленном растворе отвечает следующему уравнению:



Рассчитайте изменение энтропии в ходе реакции нейтрализации при ст.у. $\Delta_r S^0$, а затем вычислите изменение энергии Гиббса $\Delta_r G^0$ в ст.у. изобарно-изотермических условиях и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания данной реакции в неизолированных системах.

Таблица 7

Значения термодинамических функций

Термодинамическая функция	$\text{H}^+_{(\text{раствор})}$	$\text{OH}^-_{(\text{раствор})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{жидкая})}$
$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	0	-230	-286,0
S_{298} , Дж/(моль·К)	0	-10,5	70,0

Задание 2. Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием

Приступая к работе, выберите вариант задания в соответствии с последней цифрой номера в зачетной книжке.

Таблица 8

Варианты задания

Вариант задания	1	2	3	4	5
Объем NaOH, мл	80	100	120	140	150
Объем H ₂ SO ₄ , мл	80	100	120	140	150

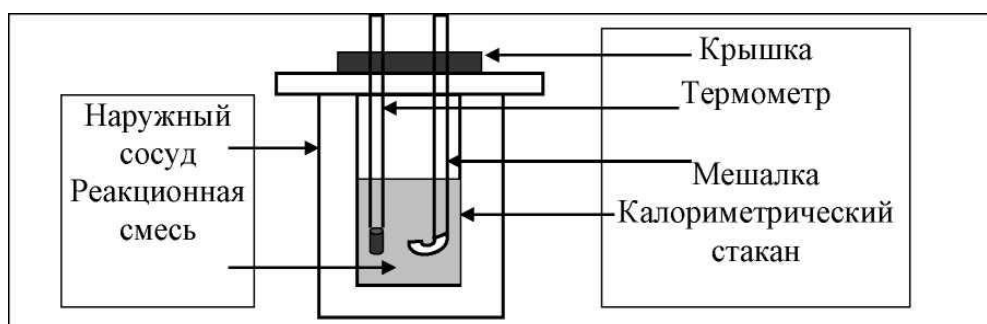


Рис. 3. Схема калориметрической установки

Взвесьте сухой внутренний калориметрический стакан на технических весах, запишите его массу – $m_{\text{стакана}}$: _____

Отмерьте цилиндром заданный объем раствора NaOH с молярной концентрацией 1 моль/л, вылейте его в калориметрический стакан и, перемешивая, отметьте температуру раствора – $T_{\text{начальная}}$: _____

Затем добавьте такой же объем серной кислоты H₂SO₄ с молярной концентрацией 0,5 моль/л, закройте стакан крышкой, энергично перемешайте мешалкой и запишите максимальную конечную температуру опыта – $T_{\text{конечная}}$: _____

По полученным результатам рассчитайте:

1) Разницу температур $\Delta T = T_{\text{конечная}} - T_{\text{начальная}}$:

2) Суммарную массу раствора $m_{\text{раствора}}$ (г), находящегося в калориметрическом стакане, приняв его плотность ρ равной 1 г/мл:

$$m_{\text{раствора}} = (V_{\text{щелочи}} + V_{\text{кислоты}}) \cdot \rho_{\text{раствора}};$$

- 3) Теплоемкость системы c_m (Дж/К) как сумму теплоемкостей раствора и стакана (теплоемкостью называется количество теплоты, необходимое для повышения температуры вещества на 1 К):

$$c_m = c_{\text{стакана}} \cdot m_{\text{стакана}} + c_{\text{раствора}} \cdot m_{\text{раствора}}; \quad (4.9)$$

где $c_{\text{стакана}}$ – удельная теплоемкость стекла (0,753 кДж/(г·К));

$m_{\text{стакана}}$ – масса стакана, г;

$c_{\text{раствора}}$ – удельная теплоемкость раствора (4,184 Дж/(г·К));

$m_{\text{раствора}}$ – суммарная масса раствора, г.

- 4) Количество теплоты q (Дж), выделившейся в калориметре:

$$q = c_m \cdot \Delta T \quad (4.10)$$

- 5) Число моль полученной воды $\nu_{\text{H}_2\text{O}}$ (моль), равное числу моль нейтрализованной щелочи:

$$\nu_{\text{H}_2\text{O}} = c_{\text{щелочи}} \cdot V_{\text{щелочи}},$$

где $c_{\text{щелочи}}$ – молярная концентрация раствора щелочи NaOH, моль/л;

$V_{\text{щелочи}}$ – объем раствора щелочи NaOH, взятый для опыта, л;

- 6) Тепловой эффект реакции нейтрализации (изменение энтальпии реакции) $\Delta_r H$ (кДж/моль):

$$\Delta_r H = - \frac{q}{\nu_{\text{H}_2\text{O}}}. \quad (4.11)$$

Сравните теоретическое значение теплоты нейтрализации $\Delta_r H^\circ$, полученное термодинамическим расчетом с использованием стандартных энтальпий образования веществ $\Delta_r H^\circ_{298}$ (задание 1) и значение теплоты нейтрализации, полученное экспериментально в задании 2.

Выводы

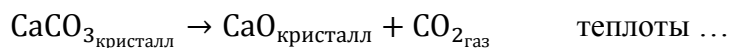
1. Опишите способы определения и расчета тепловых эффектов

химических реакций.

2. Укажите, какие термодинамические функции служат критерием самопроизвольного протекания процессов в изолированных и неизолированных системах.

Домашнее задание

Задание 1. При разложении 200 г карбоната кальция

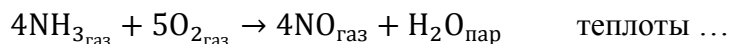


- 1) затрачивается 177 кДж ○ 2) выделяется 177 кДж
○ 3) затрачивается 354 кДж ○ 3) выделяется 354 кДж

Ответ подтвердите расчетом и укажите, от каких факторов зависит величина теплового эффекта.

Вещество:	CaCO ₃	CaO	CO ₂ ;
Δ _f H ⁰ , кДж / моль:	- 1206	- 635	- 394.

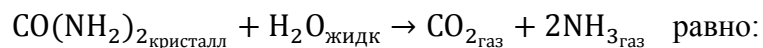
Задание 2. При образовании 1 моль воды в соответствии с химической реакцией



Ответ подтвердите расчетом:

Вещество:	NH ₃	O ₂	NO	H ₂ O
Δ _f H ⁰ , кДж/моль	-46	0	-94	-242

Задание 3. Изменение энергии Гиббса при гидролизе карбамида



- 1) -168 кДж ○ 2) 168 кДж
○ 3) -295 кДж ○ 4) 295 кДж

Ответ подтвердите расчетом и укажите, в каком направлении (прямом или обратном) возможно его самопроизвольное протекание в стандартных условиях.

Вещество:	Co(NH ₂) ₂	H ₂ O	CO ₂	NH ₃
Δ _f H°, кДж/ моль	-33	-285	-394	-46
S°, Дж/(моль·К)	105	70	214	193

Работа 5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ НАПРАВЛЕННОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы

- Решить вопрос о возможности протекания и направленности химической реакции при стандартных условиях.
- Изучить факторы, влияющие на скорость химической реакции.
- Рассмотреть влияние внешних условий на смещение химического равновесия.

Теоретические сведения

В качестве критерия возможности протекания процесса в неизолированной термодинамической системе, характеризующейся постоянным давлением и температурой, выступает **изменение изобарно-изотермического потенциала (энергии Гиббса): Δ_rG.**

В соответствии со вторым законом термодинамики для самопроизвольного течения процесса является неравенство $\Delta_r G < 0$. Для определения направления процесса в системе достаточно рассчитать эту величину:

$$\Delta_r G = \sum(v \cdot \Delta_f G)_{\text{продуктов реакции}} - \sum(v \Delta_f G)_{\text{исходных веществ}}, \quad (5.1)$$

где $\Delta_f G$ – потенциал образования соединения,

v – стехиометрический коэффициент в реакции.

$\Delta_r G$ можно рассчитывать не только через потенциалы образования, но и через энтальпии образования ($\Delta_f H$) и энтропии (S) соответствующих веществ

Расчет ведут по формуле

$$\Delta_r G = \Delta_r H - T \cdot \Delta_r S, \quad (5.2)$$

$$\text{Где } \Delta_r S = \sum(v \cdot s)_{\text{продуктов реакции}} - \sum(v \cdot s)_{\text{исходных веществ}}, \quad (5.3)$$

$$\Delta_r H = \sum(v \cdot \Delta_f H)_{\text{продуктов реакции}} - \sum(v \Delta_f H)_{\text{исходных веществ}}, \quad (5.4)$$

T – температура, К.

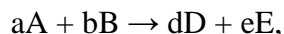
Потенциал образования, энтропия для стандартных условий обозначаются соответственно $\Delta_f G^\circ_{298}$, $\Delta_f H^\circ_{298}$, S°_{298} (или кратко $\Delta_f G^\circ$, $\Delta_f H^\circ$, S°) и даются в справочных таблицах.

Если окажется, что в данных условиях $\Delta_r G < 0$, то возможно протекание процесса в прямом направлении, если же $\Delta_r G > 0$, то в данных условиях возможен лишь обратный процесс, при $\Delta_r G = 0$, система находится в состоянии термодинамического равновесия.

Изменение энергии Гиббса отвечает на вопрос о принципиальной возможности или невозможности протекания процесса в данных условиях, но ничего не сообщает о скорости, с которой идет реакция. Скорость реакции изучает химическая кинетика.

Основные факторы, влияющие на скорость химических реакций: природа и концентрация реагирующих веществ, температура, присутствие катализатора.

Химическую реакцию, протекающую в гомогенной системе, можно представить в общем виде:



где A и B – исходные вещества, D и E – продукты реакции, a , b , c , d , e – стехиометрические коэффициенты.

В соответствии с **законом действующих масс при постоянной температуре скорость химических реакций пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ**. Если данную реакцию считать элементарной, т.е. протекающей в одну стадию, то математически закон действующих масс выражается через кинетическое уравнение реакции следующего вида:

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

где k – константа скорости реакции, зависит от природы реагирующих веществ и температуры;

C_A^a и C_B^b – концентрации реагирующих веществ, взятые в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам.

Если процесс протекает в гетерогенной системе, то в кинетическое уравнение входят концентрации веществ, находящихся только в жидкой или газовых фазах.

С повышением температуры возрастает число активных (реакционноспособных) частиц и скорость реакции увеличивается. **По правилу Вант-Гоффа при изменении температуры на каждые 10° скорость химической реакции изменяется в 2-4 раза.**

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \quad (5.5)$$

где v_{T_1} и v_{T_2} – скорость реакции при температурах T_1 и T_2 ;

γ – температурный коэффициент скорости реакции.

Химические реакции могут быть обратимыми и необратимыми. Обратимые реакции протекают как в прямом, так и в обратном направлениях. При равенстве скоростей прямой и обратной реакций наступает состояние химического равновесия.

При изменении внешних условий (концентрации, температуры, давления) изменяются скорости реакций и происходит смещение равновесия. **Согласно принципу Ле Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, воздействовать извне, то в системе происходят процессы, противодействующие данному изменению, то есть ослабляющие его воздействие.**

Повышение концентрации исходных веществ увеличивает скорость прямой реакции и равновесие смещается вправо, то есть увеличивается концентрация продуктов реакции при наступлении нового состояния равновесия.

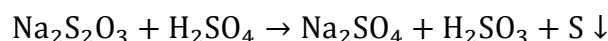
При нагревании системы равновесие смещается в сторону процесса, идущего с поглощением теплоты (процесса, идущего с выделением теплоты).

Увеличение внешнего давления смещает равновесие в сторону образования меньшего числа моль газообразных веществ; уменьшение – в сторону большего числа моль газообразных веществ.

Рабочее задание

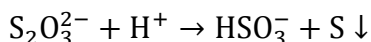
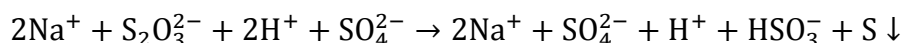
Задание 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Докажите возможность протекания процесса



при стандартной температуре (температуре близкой к комнатной).

Согласно теории электролитической диссоциации уравнение можно представить в полном и кратком молекулярно-ионном виде соответственно следующим образом:



Рассчитайте $\Delta_r G$, воспользовавшись формулой (5.2), и сделайте вывод о возможности протекания процесса. Термодинамические характеристики, необходимые для расчета, приведены в таблице 9.

Таблица 9

Значения термодинамических параметров

Вещество	$\Delta_f H_{298}^0$, кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/(моль·К)
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	-389	94
HSO_3^-	-628	132
H^+	0	0
S	0	32

Убедившись в принципиальной возможности протекания процесса взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой, изучите влияние концентрации тиосульфата ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) на скорость химической реакции.

Признаком протекания реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

В штативе закреплены три бюретки, в которых налиты: в одну раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другую раствор H_2SO_4 , в третью дистиллированная вода. Приведите бюретки в рабочее состояние, установив уровень жидкости в них на определённом целом делении.

Опыты проводятся в соответствии с табл. 10.

Таблица 10

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

Номер пробирки	Объем раствора, мл			Время помутнения τ , с	Относительная скорость реакции $V = 1/\tau$, с^{-1}
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4		
1	1	2	1		
2	2	1	1		
3	3	-	1		

В три пробирки из бюретки налейте соответственно 1, 2, 3 мл раствора тиосульфата натрия, затем в первую пробирку добавьте 2 мл дистиллированной воды, во вторую – 1 мл, в третью воды не добавляйте. Таким образом, имеем три раствора с увеличивающейся концентрацией $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Заметив время, в первую пробирку прилейте 1 мл раствора серной кислоты, содержимое перемешайте и, наблюдая на темном фоне в проходящем свете, отметьте время помутнения раствора. Время (с), прошедшее от момента добавления кислоты (начало реакции) до помутнения, внесите в таблицу. Содержимое пробирки вылейте и пробирку вымойте водой. Аналогично выполните опыт со второй и третьей пробирками.

Рассчитайте относительную скорость реакции ($V = 1/\tau$, с^{-1}) и представьте результаты эксперимента в виде графика, отложив по абсциссе объем раствора тиосульфата (концентрация), по ординате – относительную скорость реакции.

Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Задание 2. Влияние температуры на скорость химической реакции

Зависимость скорости реакции от температуры изучите также на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой. Объёмы растворов возьмите такие же, как в первой пробирке предыдущего опыта.

В стакан с водой комнатной температуры (T_1) поместите исходные растворы в пробирках. Приготовьте водяную баню с температурой на 20 °С выше (T_2) и выдержите в ней исходные растворы 5 – 7 минут. Проведите реакции и рассчитайте относительную скорость. Результаты внесите в табл. 11.

По правилу Вант-Гоффа рассчитайте экспериментальное значение температурного коэффициента и, сравнив его с теоретическим значением, оцените точность эксперимента.

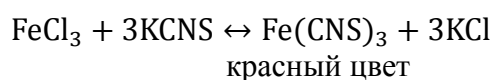
Таблица 11

Зависимость скорости реакции от температуры

Температура опыта, °С	Время помутнения, с	Относительная скорость реакции, $v = 1/\tau, \text{с}^{-1}$	Температурный коэффициент, γ	
			теоретический	экспериментальный
$T_1 =$	$\tau_1 =$	$v_{T_1} =$	1,8	
$T_2 =$	$\tau_2 =$	$v_{T_2} =$		

Задание 3. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия

Реакция между хлоридом железа (III) и роданидом калия идет с образованием окрашенного в интенсивно красный цвет роданида железа (III) и является обратимой:



Смещение химического равновесия

Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски (усиление или ослабление)	Направление смещения равновесия
FeCl_3		
KCNS		
NH_4Cl		

В пробирку, на три четверти заполненную дистиллированной водой, внесите по 3 – 4 капли растворов хлорида железа и роданида калия. Содержимое перемешайте и разделите на четыре пробирки. Добавьте в первую пробирку 2 – 3 капли раствора FeCl_3 , во вторую – столько же раствора KCNS , в третью – на кончике шпателя NH_4Cl , четвертая пробирка остается для сравнения. Данные наблюдений внесите в табл. 12.

Каким изменением состояния отвечает равновесная система на увеличение концентрации: а) исходных веществ, б) продуктов реакции? Соответствует ли это принципу Ле Шателье?

Скорость какого процесса: прямого или обратного – увеличивается при увеличении концентрации: а) исходных веществ; б) продуктов реакции?

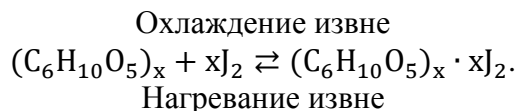
Является ли это противодействием на внешнее воздействие?

Задание 4. Влияние температуры на смещение химического равновесия

Все химические реакции сопровождаются образованием новых веществ, т.е. изменением природы участников реакции, а потому либо выделением теплоты ($\Delta_r H < 0$ – реакция экзотермическая), либо поглощением теплоты ($\Delta_r H > 0$ – реакция эндотермическая). Если прямая реакция идет с выделением теплоты, то обратная – с поглощением.

В пробирку налейте 2-3 мл раствора крахмала и добавьте несколько капель

раствора йода. Наблюдайте образование соединения синего цвета. При нагревании пробирки окраска раствора исчезает, а при охлаждении – появляется. Таким образом, наблюдается смещение равновесия

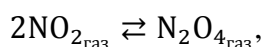


Используя принцип Ле Шателье, определите, с выделением или поглощением теплоты идет прямая реакция.

Укажите, в сторону какого процесса (экзотермического или эндотермического) смещается химическое равновесие: а) при повышении температуры, б) при понижении температуры.

Задание 5. Влияние давления на химическое равновесие

Рассчитайте теоретически, как изменится состояние равновесия в гомогенной системе



если общее давление над системой увеличить в 3 раза?

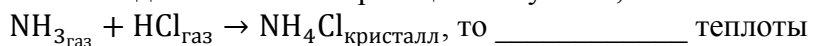
Расчет проведите, воспользовавшись кинетическими уравнениями прямой и обратной реакций.

Выводы

1. Укажите, какая термодинамическая функция является критерием самопроизвольного протекания изобарно-изотермического процесса и как она изменяется при этом?
2. Опишите, как изученные экспериментально факторы влияют на скорость гомогенной реакции.
3. Объясните смещение химического равновесия при изменении концентрации веществ, температуры, давления на основе принципа Ле Шателье.

Домашнее задание

Задание 1. Если в реакцию вступит 2,24 л аммиака измеренных при н.у.:



- 1) поглотится 17,7 кДж 2) выделится 17,7 кДж
 3) поглотится 3,54 кДж 4) выделится 3,54 кДж

Ответ подтвердите расчетом.

Вещество:	NH_3	HCl	NH_4Cl
$\Delta_f H^0$, кДж/моль	-46	-92	-315

Задание 2. Изменение энергии Гиббса химического процесса $\text{CO}_{2\text{газ}} + 2\text{SO}_{2\text{газ}} \rightarrow \text{CS}_{2\text{газ}} + 3\text{O}_{2\text{газ}}$ равно:

- 1) -754,5 кДж 2) 754,5 кДж
 3) 984,5 кДж 4) 480 кДж

Ответ подтвердите расчетом и укажите, в каком направлении (прямом или обратном) возможно его самопроизвольное протекание в стандартных изобарно-изотермических условиях.

Вещество:	CO_2	SO_2	CS_2	O_2
$\Delta_f H^0$, кДж/моль	-394	-296	-115	0
S^0 , Дж/(моль·К)	214	248	238	205

Задание 3. Для увеличения скорости обратной реакции в 16 раз $4\text{HCl}_{\text{газ}} + \text{O}_{2\text{газ}} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{\text{пар}} + 2\text{Cl}_{2\text{газ}}$ парциальные давления продуктов реакции следует увеличить в _____ раз

- 1) 16 2) 8 3) 4 4) 2

Запишите кинетические уравнения прямого и обратного процесса и обратного процесса и подтвердите ответ расчетом.

Задание 4. Если скорость реакции увеличилась в 27 раз при повышении температуры на 30 °С, то температурный коэффициент скорости равен

- 1) 9 2) 3 3) 2 4) 2,7

Ответ подтвердите расчетом и сформулируйте правило Вант Гоффа.

Задание 5. Если образец цинка растворяется в серной кислоте при 25 °С за 16 минут, а при 45 °С за 4 минуты, то температурный коэффициент равен

- 1) 4 2) 2 3) 3 4) 2,5

Ответ подтвердите расчетом.

Задание 6. Равновесие в системе $\text{SO}_{3\text{газ}} + \text{C}_{\text{кристалл}} \rightarrow \text{SO}_{2\text{газ}} + \text{CO}_{\text{газ}}$, $\Delta_r H > 0$ сместится в сторону продуктов реакции

- 1) При увеличении продуктов реакции
 2) При увеличении парциального давления СО
 3) При уменьшении общего давления
 4) При уменьшении концентрации SO_3

Напишите выражение для константы химического равновесия данной системы и объясните, что она характеризует.

Работа 6. РАВНОВЕСИЕ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы

- Овладеть методикой определения электролитической диссоциации, сильных и слабых электролитов, степени константы диссоциации.
- Познакомиться с электролитической диссоциацией кислот, оснований, солей.
- Изучить условия протекания практически необратимых реакций двойного обмена и правила написания ионно-молекулярных реакций.
- Ознакомиться с характеристикой реакции среды с помощью водородного показателя рН.
- Усвоить суть процесса гидролиза солей и условий его смещения.

Теоретические сведения

Растворами называются гомогенные, самопроизвольно образовавшиеся системы переменного состава. Общими являются те свойства растворов, которые зависят от концентрации и практически не зависят от природы веществ, образовавших раствор.

Общие свойства растворов проявляются в понижении температуры их замерзания, повышении температуры кипения, а также в явлении осмоса.

Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора неэлектролитная пропорционально моляльной концентрации раствора (C_m):

$$\Delta T_{\text{кипения}} = E C_m \quad (6.1)$$

$$\Delta T_{\text{замерзания}} = K C_m \quad (6.2)$$

где E – эбулиоскопическая постоянная растворителя, (градус кг)/моль;
 K – криоскопическая постоянная растворителя, (градус кг)/моль.

Для растворов электролитов в формулы вводится изотонический коэффициент i

$$\Delta T_{\text{кипения}} = i E \cdot C_m \quad (6.3)$$

$$\Delta T_{\text{замерзания}} = i K \cdot C_m \quad (6.4)$$

Моляльная концентрация: $C_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{M_1 \cdot m_2}$, моль/кг

где m_1 и M_1 – масса (г) и молярная масса (г/моль) растворенного вещества;

m_2 – масса растворителя, г; 1000 – коэффициент перевода г в кг.

Осмотическое давление (π) рассчитывается по уравнению Вант-Гоффа:

$$\pi = C_M R T \quad (6.5)$$

где C_M – молярная концентрация раствора, г/моль;
 R – универсальная газовая постоянная, 8,31 (л·кПа)/(К·моль);
 T – температура, К.

Отличительным свойством электролитов является их способность под действием полярных молекул растворителя распадаться (диссоциировать) на ионы – заряженные частицы. К электролитам относятся кислоты, основания, соли. В приложении П.2 представлена справочная таблица их растворимости в воде при комнатной температуре. Количественно электролитическая диссоциация характеризуется степенью и константой диссоциации.

Степень электролитической диссоциации (α) равна отношению числа молекул, которые продиссоциировали на ионы, к общему числу молекул электролита.

Для сильных электролитов (табл. 13) степень диссоциации равна единице, таким образом, сильные электролиты существуют в растворах в виде гидратированных ионов. Слабые электролиты имеют степень диссоциации значительно меньше единицы и в растворах находятся, в основном, в виде молекул.

Таблица 13

Сильные и слабые электролиты

Электролиты	Сильные	Слабые
Кислоты	HNO_3 , HCl , H_2SO_4 , HBr , $HClO_4$	HNO_2 , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4 , HF
Основания	KOH , $NaOH$, $Ca(OH)_2$ и другие	NH_4OH , а также нерастворимые основания
Соли	практически все соли	—

Примечание: к слабым электролитам относится также вода.

Константа электролитической диссоциации (табл. П.3 приложения) характеризует равновесие диссоциации только слабых электролитов. Чем меньше величина константы диссоциации, тем более слабым является электролит.

Процесс диссоциации сильных электролитов происходит в одну ступень. Слабые электролиты диссоциируют обратимо, причем многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют по ступеням.

Рабочее задание.

Задание 1. Проведение практически необратимых реакций двойного обмена

Вариант задания выберите по последней цифре зачетной книжки в соответствии с табл. 14

Перечень реактивов к рабочему заданию

Вариант	Задание 1
1	NaCO_3 , FeCl_3 , HCl , KOH
2	Na_2SiO_3 , CaCl_2 , HCl , K_2CO_3
3	K_2CO_3 , CuSO_4 , HNO_3 , KOH
4	Na_2SiO_3 , MgCl_2 , H_2SO_4 , K_2CO_3
5	NaCO_3 , HNO_3 , CaCl_2 , KOH
6	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, HNO_3 , CaCl_2 , KOH
7	CH_3COONa , HCl , AgNO_3 , K_2CO_3

Из набора реактивов, предложенных к заданию 1, вам следует выбрать по два таких, чтобы провести между ними три реакции, идущие с образованием:

- Газообразного вещества;
- Нерастворимого вещества;
- Слабого электролита.

Пользуясь таблицей растворимости (табл. П.2 приложения) и таблицей констант диссоциации слабых электролитов, проведите реакции в пробирках, взяв для этого по 1 – 2 мл выбранных растворов электролитов.

Все выполненные реакции напишите в молекулярной, полной и сокращенной ионно-молекулярной форме и проверьте у преподавателя правильность выполнения и оформления опыта.

Задание 2. Изменение pH раствора электролита и вычисление степени его диссоциации

В стаканчик с соответствующей надписью налейте около 50 мл раствора электролита и отлейте из него в пробирку 2 – 3 мл, куда добавьте 2 – 3 капли индикатора универсального. О какой реакции среды: кислой или щелочной, говорит окраска индикатора, какое значение pH (> 7 или < 7) соответствует данному электролиту? Определите pH раствора универсальной индикаторной бумагой и внесите данные в табл. 15.

Значения pH раствора электролита и степени его диссоциации

Электролит, его концентрация	Величина pH			Значение степени диссоциации (электролит сильный или слабый)
	Универсальный индикатор, pH > 7 или pH < 7	Универсальная индикаторная бумага	прибор	
0,1 М CH ₃ COOH				
0,1 М NH ₄ OH				
0,1 М HCl				

Задание 3. Гидролиз солей

В две пробирки налейте на 3/4 объема воды и определите значение pH с помощью универсальной индикаторной бумаги. Запишите значение водородного показателя воды в рабочую тетрадь.

Добавьте в пробирки понемногу солей (табл. 16), встряхните содержимое пробирок и определите pH растворов универсальной индикаторной бумагой. Запишите значения pH растворов солей и сравните их с водородным показателем воды. Произошло ли увеличение или уменьшение pH или его значение не изменилось?

$pH_{\text{воды}} = \text{_____}; \quad pH_{\text{формула первой соли}} = \text{_____};$
 $pH_{\text{формула второй соли}} = \text{_____};$

Для объяснения наблюдаемых явлений напишите уравнения взаимодействия солей с водой в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Отметьте, в растворе какой соли и почему реакция среды стала кислой, щелочной или не изменилась.

Перечень реактивов к рабочему заданию

Вариант	Задание 3
1	NH_4Cl , Na_2SiO_3
2	CuCl_2 , Na_2SO_3
3	ZnCl_2 , Na_2SiO_3
4	KNO_3 , Na_3PO_4
5	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, FeCl_3
6	Na_2CO_3 , ZnCl_2
7	NaCl , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$

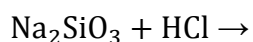
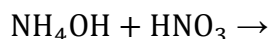
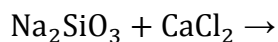
Выводы

1. Сформулируйте и запишите условия протекания практически необратимых реакций двойного обмена.
2. Сформулируйте и запишите, как по значению степени диссоциации определить, является электролит сильным или слабым.
3. Объясните, какие соли подвергаются гидролизу, и какие не подвергаются и почему при гидролизе солей всегда изменяется pH среды.

Домашнее задание

Задание 1. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: HNO_3 , H_2SiO_3 , KOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, NH_4OH , CuSO_4 , Na_2CO_3 , FeCl_2 , NaH , CO_3 , $(\text{ZnOH})\text{Cl}$.

Задание 2. Напишите молекулярные, полные и сокращённые ионно-молекулярные уравнения реакций



Задание 3. Водородный показатель раствора HNO_3 равен 1, а раствора HNO_2 равен 2. Вычислите степень диссоциации азотной и азотистой кислот, если концентрация обеих кислот составляет 0,1 моль/л.

Задание 4. Вычислите концентрацию раствора гидроксида аммония NH_4OH , если степень его диссоциации составляет 0,1 $\text{pH} = 12$.

Задание 5. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:

- Нитрита натрия
- Хлорида алюминия
- Карбоната калия

Для каждой соли укажите реакцию среды, а также частицу, способствующую протеканию гидролиза.

Работа 7. ГЕТЕРОГЕННЫЕ ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Цель работы

- Изучить классификацию, методы получения и характерные свойства гетерогенных дисперсных систем.
- Установить причины устойчивости и условия коагуляции коллоидных систем.

Теоретические сведения

Гетерогенными называются системы, состоящие из двух (или более) веществ, в которых дисперсная фаза распределена в непрерывной дисперсионной среде.

В отличие от истинных растворов (молекулярных и ионных), являющихся однофазными, равновесными, термодинамически устойчивыми, гетерогенные дисперсные системы (двух- и более фазные) принципиально неустойчивы, однако некоторые из них длительное время могут сохранять устойчивость и не разрушаться.

Причиной принципиальной неустойчивости гетерогенных дисперсных систем (ГДС) является **большая свободная поверхностная энергия**:

$$\Delta G = \sigma S,$$

где σ – удельная свободная поверхностная энергия, называемая поверхностным натяжением на границе раздела: жидкость – газ;

S – общая площадь поверхности всех частиц дисперсной фазы.

Свободная поверхностная энергия самопроизвольно стремится к уменьшению. Если это происходит за счёт уменьшения площади поверхности частиц дисперсной фазы (слипание частиц), то ГДС уменьшается.

С другой стороны, уменьшение ΔG за счёт уменьшения поверхностного натяжения приводит к стабилизации ГДС. Это наблюдается за счёт самопроизвольного процесса адсорбции ионов и молекул на границе раздела фаз.

Адсорбция – преимущественное концентрирование веществ в поверхностном слое по сравнению с объемом. Вещества, снижающие свободную поверхностную энергию за счёт адсорбции, называются **поверхностно-активными (ПАВ)**.

Органические ПАВ имеют дифильное строение: их молекулы содержат полярные группы ($-\text{OH}$, $-\text{COONa}$, $-\text{NH}_2$ и др.) и достаточно большой углеводородный радикал, как показано на рисунке 4.

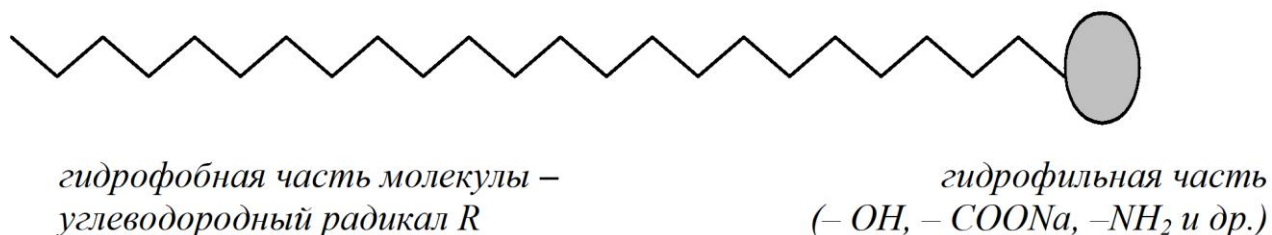


Рис. 4. Схема строения молекулы поверхностно-активного вещества

Адсорбция ПАВ влияет на смачивание твёрдой поверхности жидкостью.

ПАВ, имеющие в своём составе гидрофильные и гидрофобные группы располагаются на межфазной поверхности в соответствии с правилом уравнивания полярностей, таким образом, чтобы полярная часть молекулы была обращена к полярной фазе, а неполярная часть – к неполярной (рис. 5).

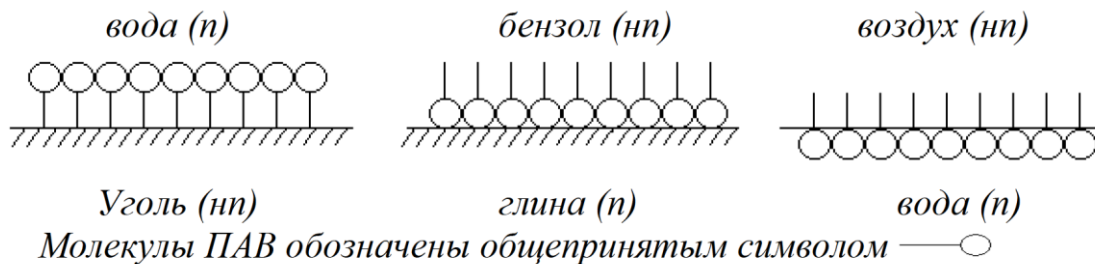


Рис. 5. Схема адсорбции ПАВ на полярной (п) и неполярной (нп) поверхности

Все полярные гидрофильные поверхности должны хорошо адсорбировать ПАВ из неполярных или слабополярных жидкостей и наоборот.

Рабочее задание

Задание 1. Получение и стабилизация суспензии мела в воде

Налейте в две пробирки до половины объёма воды. В одну из них добавьте 1 мл раствора желатина ($\omega = 0,1\%$). В обе пробирки внесите на кончике шпателя растёртый в порошок мел, сильно встряхните, поставьте пробирки в штатив и следите за расслаиванием суспензии.

Сравните время расслаивания суспензий и роль высокомолекулярного вещества желатина.

Задание 2. Получение и стабилизация эмульсии масла в воде

Возьмите две пробирки. В одну из них налейте ~ 2 мл раствора стеарата натрия ($\omega = 3\%$) или хозяйственного мыла, а затем в обе пробирки налейте до половины объёма воды и по 8 – 10 капель неполярной жидкости (ксилола или растительного масла), сильно встряхните.

Следите за расслаиванием эмульсии. Отметьте метод получения дисперсной системы. Сравните время расслаивания эмульсии в двух пробирках. Объясните стабилизирующее действие ПАВ.

Графически изобразите стабилизацию эмульсии «масло-вода» поверхностно-активным веществом.

Задание 3. Получение золей иодида серебра с разноимёнными зарядами частиц

Налейте в пробирку 2 мл раствора КJ ($c_M = 0,05$ моль/л) и медленно при встряхивании добавьте 3 – 4 капли раствора $AgNO_3$ ($c_M = 0,05$ моль/л). Обратите внимание на опалесценцию золя AgJ , связанную со способностью коллоидных растворов рассеивать свет.

Напишите уравнение реакции получения AgJ в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Изобразите строение мицеллы AgJ , укажите её составные части, заряд коллоидной частицы золя, полученного в избытке КJ, и причины его возникновения.

Повторите опыт, взяв избыток $AgNO_3$ (2 мл) и добавив 3 – 4 капли раствора КJ. Изобразите строение мицеллы AgJ , укажите заряд коллоидной частицы и причины его возникновения.

Слейте в одну пробирку (по ~1 мл) оба золя AgJ . Отметьте увеличение мутности системы в результате взаимной коагуляции разноимённо заряженных золей AgJ . Определите знак заряда коллоидных частиц AgJ экспериментально. Для этого возьмите два листка фильтровальной бумаги и нанесите на них по капле золя AgJ . Бумага, как некоторые другие вещества, при погружении в воду заряжается отрицательно. Положительно заряженный золь AgJ на бумаге расслаивается, а отрицательно заряженный не расслаивается.

Результаты заданий 1, 2, 3 обобщите в табл. 17.

Таблица 17

Характеристика дисперсных систем

Номер опыта	Дисперсная фаза	Дисперсионная среда	Название системы	Метод получения	стабилизатор	Фактор устойчивости
1						
2						
3 Избыток КJ						
3 Избыток $AgNO_3$						

Задание 4. Получение золя гидроксида железа (III)

Золь $\text{Fe}(\text{OH})_3$ получите по реакции гидролиза хлорида железа (III). Для этого нагрейте в колбе до кипения 20 мл дистиллированной воды и медленно прибавьте 25 – 30 капель раствора FeCl_3 , прокипятите 1-2 минуты. Обратите внимание на изменение цвета раствора.

Напишите уравнение гидролиза FeCl_3 в молекулярной, ионно-молекулярной формах.

Схематично представьте коллоидную частицу и мицеллу $\text{Fe}(\text{OH})_3$ графически изобразите её. Отметьте составные части мицеллы, границы возникновения общего термодинамического потенциала и ζ -потенциала.

Задание 5. Коагуляция коллоидного раствора $\text{Fe}(\text{OH})_3$

В три пробирки налейте по 1 – 2 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$. По каплям (считая их) прибавьте растворы, имеющие одинаковую молярную концентрацию: в первую пробирку – NaCl , во вторую – Na_2SO_4 . Оцените пороги коагуляции электролитов-коагулянтов числом капель их растворов, добавленных к золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ до помутнения.

Рассмотрите строение двойного электрического слоя и механизм коагуляции золя электролитом.

Назовите ионы-коагуляторы. У какого иона коагулирующая способность выше и как это связано с зарядом коагулирующего иона? Какая связь существует между электрокинетическим потенциалом и агрегативной устойчивостью коллоидных систем?

Задание 6. Получение геля кремниевой кислоты

Налейте в пробирку по 2 мл концентрированных растворов соляной кислоты и силиката натрия.

Нагрейте содержимое пробирки и наблюдайте образование геля кремниевой кислоты.

Приведите уравнение реакции взаимодействия соляной кислоты с силикатом натрия в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Составьте формулу мицеллы кремниевой кислоты с отрицательным зарядом коллоидных частиц. Отметьте роль концентрации растворов и нагревания при образовании геля. Какие коллоидные системы называют золями, а какие – гелями?

Задание 7. Адсорбция при коагуляции

К коллоидному раствору гидроксида железа (III) добавьте несколько капель раствора-красителя и перемешайте стеклянной палочкой. Добавьте несколько капель раствора Na_2SO_4 и наблюдайте явную коагуляцию.

Обратите внимание на окраску золя, образующегося осадка и жидкости над осадком. Объясните наблюдаемые явления.

Выводы

1. Сформулируйте и запишите причину принципиальной неустойчивости гетерогенных дисперсных систем.
2. Перечислите основные факторы агрегативной устойчивости коллоидных систем.
3. Опишите условия коагуляции коллоидных растворов.

- b) Составьте мицеллу гидроксида алюминия и укажите ее составные части: ядро, потенциалопределяющие ионы, противоионы, коллоидную частицу и границу возникновения дзета-потенциала.

Задание 3. Изобразите графически стабилизацию эмульсий типа «масло-вода» и «вода-масло» поверхностно-активным веществом $C_{17}H_{35}COONa$. (молекулы ПАВ обозначьте общепринятым символом $\text{---}\circ$).

Работа 8. ЖЕСТКОСТЬ ПРИРОДНЫХ ВОД

Цель работы

- Познакомится с минеральными солями, обуславливающими жесткость воды.
- Овсвоить методику определения карбонатной и общей жесткости воды.
- Овладеть расчетами жесткости воды по результатам анализов.

Теоретические сведения

Природная вода, содержащая большое количество солей кальция и магния, является **жесткой водой**. Суммарное содержание этих солей определяет **общую жесткость**. Жесткость воды, обусловленную присутствием **гидрокарбонатов кальция и магния, называют карбонатной**. При длительном кипячении такой воды в ней образуется осадок:



и эта жесткость устраняется. Поэтому карбонатную жесткость называют также временной. Все остальные соли кальция и магния, находящиеся в воде и остающиеся в ней после кипячения, образуют некарбонатную или постоянную жесткость.

Жесткость воды измеряется числом ммоль-эквивалентов ионов кальция и магния, содержащихся в 1 л воды: 1 ммоль эквивалента соответствует нахождению в воде 20 мг ионов Ca^{2+} или 12 мг ионов Mg^{2+} .

По содержанию солей жесткости воды делятся на мягкие – $J_{\text{общ}}$ до 3 ммоль/л, средней – $J_{\text{общ}}$ до 6 ммоль/л и очень жесткие $J_{\text{общ}} > 10$ ммоль/л.

Использование жестких вод приводит к весьма нежелательным результатам: непроизводительный расход мыла, износ тканей при стирке, понижение питательных качеств продуктов, усиления коррозии котлов, отложение накипи на поверхности теплообменных аппаратов, что снижает экономичность их работы. В связи с этим воду необходимо смягчать, а затем использовать для хозяйственно – бытовых и

промышленных нужд.

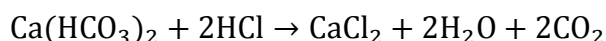
Суть умягчения заключается в осаждении ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} путем обработки воды специальными реагентами. Жесткость питьевой воды не должна превышать 7 ммоль/л, а котельной – 0,017 ммоль/л.

Расход воды в хозяйственной деятельности человека очень высок, поэтому процесс умягчения требует больших затрат. Чтобы добиться необходимого качества воды, не прибегая к лишним затратам, сначала проводят анализ на содержание солей жесткости, а затем расчет необходимого количества реагентов для обработки воды.

Рабочее задание

Задание 1. Определение карбонатной (временной) жесткости

В основе определения лежит следующая реакция:



Карбонатную жесткость определяют титрованием точно отмеренного объема исследуемой воды кислотой с точной концентрацией в присутствии индикатора.

Бюретку промойте раствором соляной кислоты (HCl) с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л, затем наполните им бюретку так, чтобы в носике не было пузырьков воздуха. Избыток раствора слейте и установите уровень жидкости в бюретке на нулевом делении, чтобы нижняя граница мениска касалась отметки. При каждом последующем титровании устанавливайте уровень кислоты на любом целом делении.

Отмерьте мерной колбой 100 мл исследуемой воды и количественно перенесите в коническую колбу на 250 мл, добавьте 3 – 4 капли индикатора метилоранжа. Приготовленную пробу воды оттитруйте (прибавлением по каплям при постоянном перемешивании) раствором кислоты до перехода окраски из желтой в оранжевую от одной избыточной капли кислоты. По бюретке определите объем кислоты, пошедший на титрование. Титрование повторите, если результаты двух титрований отличаются более чем на 0,1 мл. Расчет жесткости воды ведите по среднему значению.

Полученные данные внесите в табл. 18.

Таблица 18

Результаты определения карбонатной жесткости

№ опыта	Объем воды V_1 , мл	Объем кислоты V_2 , мл	$C_3(\text{HCl})$, моль/л
1			
2			
3			

Карбонатную жесткость воды (J_k) рассчитайте по формуле

$$J_k = (V_2 C_3(\text{HCl}) \cdot 1000 / V_1, (\text{ммоль/л})) \quad (8.1)$$

где $C_3(\text{HCl})$ – молярная концентрация эквивалента раствора кислоты;

V_1 – объем воды, взятый для анализа, мл

V_2 – объем раствора кислоты, пошедший на титрование, мл;

1000 – коэффициент перевода моль в ммоль.

Задание 2. Определение общей жесткости воды

Общая жесткость воды определяется титрованием точно отмеренного объема воды трилоном «Б» в щелочной среде в присутствии индикатора – хрома темно-синего.

В коническую колбу на 250 мл отмерьте мерной колбой 100 мл исследуемой воды, добавьте 5 мл аммонийного буфера и на кончике шпателя – хрома темно-синего. Приготовленную пробу воды оттитруйте из бюретки, заполненной, как описано в предыдущем опыте, трилоном «Б» до перехода окраски из вишнёвой в синюю. Титрование повторите, для расчёта используйте средний результат. Расчёт общей жёсткости воды ($J_{\text{общ}}$) проведите по формуле

$$J_{\text{общ}} = (V_{\text{Тр Б}} \cdot C_3(\text{Тр Б}) \cdot 1000 / V(\text{H}_2\text{O})) \text{ (ммоль/л)} \quad (8.2)$$

По данным анализа двух опытов рассчитайте постоянную жёсткость воды ($J_{\text{п}}$), исходя из выражения

$$J_{\text{общ}} = J_{\text{к}} + J_{\text{п}} \quad (8.3)$$

Выводы

1. Укажите, какие соли в основном обуславливают исследованной воды
 2. К какой группе вод по жесткости относится исследованная вода?
 3. Отвечает ли исследованная вода нормам ГОСТ «Вода питьевая»?
-
-
-
-
-

Домашнее задание

Задание 1. Анализом установлено, что в 500 мл воды содержится 42 мг ионов Mg^{2+} и 56 мг ионов Ca^{2+} . Вычислите общую жесткость воды.

Задание 2. Сколько граммов сульфата кальция содержится в 1 м³ воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 ммоль/л?

Задание 3. Определите карбонатную и общую жесткость воды Воронежского водохранилища, содержащей в 300 мл 30 мг Ca^{2+} ; 3,6 мг Mg^{2+} ; 90 мг Na^+ ; 61 мг HCO_3^+ ; 180 мг Cl^- .

Задание 4. Вычислите временную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатами, содержащимися в 100 мл этой воды, было израсходовано 5 мл раствора HCl с концентрацией 0,1 моль/л.

Работа 9. ХИМИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЯЖУЩИХ ВЕЩЕСТВ

Цель работы

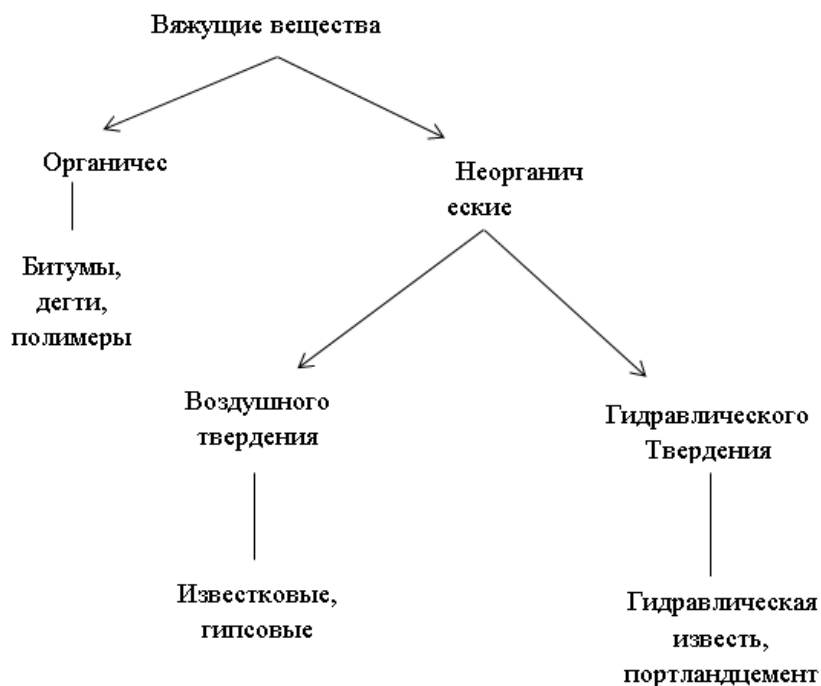
- Определить процессы схватывания и твердения воздушных и гидравлических вяжущих веществ.
- Ознакомиться с процессами, протекающими при химической коррозии цементного камня.

Теоретические сведения

Назначение вяжущих веществ состоит в соединении в единое целое различных частей композиционных строительных материалов.

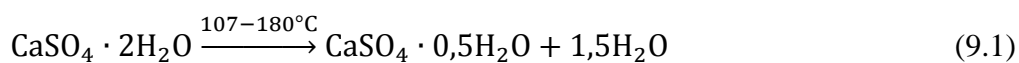
Вяжущие вещества могут быть органическими и неорганическими.

Минеральные вяжущие представляют собой порошкообразные вещества, которые после смешивания с водой образуют пластичную массу, постепенно затвердевающую и переходящую в камневидное состояние. В зависимости от условий твердения и водостойкости 155 продуктов твердения различают воздушные и гидравлические вяжущие.



Минеральные вещества получают путем измельчения исходных материалов с последующей термической обработкой при разных температурах.

Гипсовые вяжущие получают тепловой обработкой природного двуводного гипса:



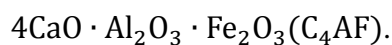
Сырьем для производства извести являются известняки, мел, доломит, а также карбонатные отходы различных отраслей промышленности. Известковые (и известково-магнезиальные) карбонатные материалы обжигают до возможно полного удаления углекислого газа:



При этом получают негашеную известь CaO . В обожженной извести наряду с CaO и MgO содержится $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$, $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$ и $2\text{CaO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$, образовавшиеся в присутствии глинистых примесей в исходном сырье. При содержании глинистых примесей в обжигаемой породе менее 6% получается воздушная известь, а при большем их содержании – гидравлическая известь.

При обжиге до спекания сырьевой смеси, состоящей из известняка и глины

(3:1) получается портландцементный клинкер состава:



Твердение минеральных вяжущих веществ идет по гидратационному механизму, то есть в результате реакции между вяжущими веществами и водой.

Рабочее задание

Задание 1. Определение содержания карбонатов в сырьевой смеси

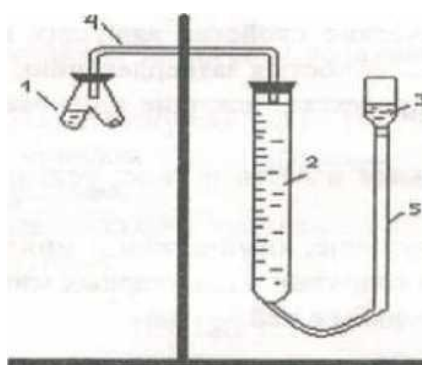


Рис. 6. Установка для улавливания и измерения объема CO_2

В одно колено реакционного сосуда (1) осторожно внесите заранее взвешенную пробу сырьевой смеси, в другое колено налейте 8 – 10 мл раствора HCl с $C_3 = 2$ моль/л. Соедините реакционный сосуд с помощью пробок и трубки (4) с бюреткой (2) и проверьте прибор на герметичность. Для этого опустите уравнильный сосуд (3) таким образом, чтобы уровень жидкости в нем был ниже уровня жидкости в бюретке. Если в течение 1 – 2 минут уровень жидкости в бюретке не изменится, прибор герметичен. Установите уравнильный сосуд таким образом, чтобы жидкость в нем была на одном уровне с жидкостью в бюретке (5). Затем, наклонив реакционный сосуд, вылейте кислоту из одного колена в другое, не нарушая герметичности установки. Наблюдайте выделение углекислого газа по реакции



При этом жидкость вытесняется в уравнильный сосуд из бюретки (2). После окончания реакции и остывания раствора уровень жидкости в бюретке не должен изменяться. Затем приведите к одному уровню жидкость в бюретке и измерительном сосуде. Отметьте уровень жидкости в бюретке (V_2) и объем выделившегося CO_2 ($V_2 - V_1$).

Результаты измерений запишите в табл. 19.

Таблица 19

Экспериментальные данные

Масса пробы сырьевой смеси m_1 , кг	Объем выделившегося газа $V(\text{CO}_2) = V_2 - V_1$, м ³	Атмосферное давление P , Па	Давление насыщенного водяного пара h , Па	Давление CO_2 ($P-h$), Па

Давление насыщенного водяного пара при температуре опыта взять из табл. 20.

Таблица 20

Давление насыщенного водяного пара при разных условиях

t, °C	p, Па	t, °C	p, Па	t, °C	p, Па	t, °C	p, Па
15	1704,9	19	2197,0	23	2809,0	27	3565,0
16	1817,0	20	2337,8	24	2984,0	28	3780,0
17	1937,0	21	2486,0	25	3164,2	29	4000,0
18	2064,0	22	2644,0	26	3361,0	30	4245,2

Произведите математическую обработку полученных результатов эксперимента.

Рассчитайте массу выделившегося CO_2 применив для расчета уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$(P - h) \cdot V = 1000 \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} \cdot RT, \quad (9.4)$$

где m_{CO_2} – масса выделившегося CO_2 , кг;

M_{CO_2} – молярная масса CO_2 , г/моль;

R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/(моль·К).

Рассчитайте массовую долю CaCO_3 в образце сырьевой смеси с массой m_1 :

$$\omega_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{m_1} \cdot 100\%, \quad (9.5)$$

Результаты математической обработки занесите в табл. 21.

Таблица 21

Результаты эксперимента

Масса CO_2 , кг	Масса CaCO_3 , кг	Массовая доля CaCO_3 , %

Задание 2. Гашение воздушной извести

Положите в сухую фарфоровую чашку 2 – 3 кусочка воздушной извести, осторожно смочите несколькими каплями воды и наблюдайте за происходящим. Почему выделяется пар? Отметьте знак теплового эффекта протекающей реакции. Как называется этот процесс? Какое техническое название имеет образовавшееся вещество?

Добавьте в чашку 5 – 6 мл воды, размешайте все стеклянной палочкой, дайте осадку отстояться. Полученный известковый раствор отфильтруйте. В пробирку с фильтратом добавьте 2 – 3 капли фенолфталеина и отметьте его окраску. О чем она свидетельствует? Затем через раствор окрашенного фильтрата пропустите углекислый газ. Наблюдайте за помутнением раствора с последующим растворением осадка. Как при этом изменяется окраска раствора?

Напишите уравнения реакций наблюдаемых вами процессов и объясните суть происходящего. Укажите значение данных процессов в химии вяжущих веществ.

Задание 3. Схватывание и твердение строительного гипса

Навеску строительного гипса (около 2 г) поместите в фарфоровую чашку.

Налейте туда столько воды, чтобы получилась тестообразная масса. Приготовленную однородную смесь перенесите в формочку, предварительно смазанную вазелином. Через 30 минут удалите затвердевшую массу из формы. Укажите механизм твердения гипса. Напишите уравнение реакции гидратации.

Задание 4. Разложение портландцемента соляной кислотой

Приготовленную лаборантом навеску портландцемента (около 1 г) поместите в фарфоровую чашку, смочите минимальным количеством воды, быстро и тщательно размешайте стеклянной палочкой. Отмерьте цилиндром 15 мл концентрированной соляной кислоты и медленно прилейте кислоту к содержимому в чашке до полного исчезновения темного цвета цемента. Вылейте в чашку 100 мл горячей воды и отфильтруйте содержимое в колбу. Фильтрат используйте для дальнейших исследований.

Напишите реакции разложения клинкерных минералов цемента соляной кислотой. Какие растворимые соединения присутствуют в получившемся фильтрате и какое соединение осталось неразложившимся на дне чашки?

Задание 5. Качественные реакции обнаружения ионов Fe^{2+} ; Fe^{3+} ; Ca^{2+} ; Al^{3+}

Возьмите четыре пробирки и внесите в каждую по 2 мл фильтрата, полученного в опыте 4.

Обнаружение ионов Fe^{2+} .

В одну из пробирок добавьте красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте синее окрашивание. Напишите уравнение реакции обнаружения Fe^{2+} .

Обнаружение ионов Fe^{3+} .

Во вторую пробирку добавьте роданид калия $KCNS$. Наблюдайте кроваво-красное окрашивание. Напишите уравнение реакции обнаружения Fe^{3+} .

Обнаружение ионов Ca^{2+} .

В третью пробирку добавьте оксалат аммония $(NH_4)_2C_2O_4$, предварительно нейтрализовав раствор гидроксидом аммония. Наблюдайте появление белого осадка. Напишите уравнение реакции.

Обнаружение ионов Al^{3+} .

В четвертой пробирке фильтрат нейтрализуйте раствором щелочи, затем добавьте 0,2 мл аскорбиновой кислоты или трилона «Б» и 1 мл алюминона. Появление красной окраски свидетельствует о наличии в растворе ионов Al^{3+} .

По катионам металлов, обнаруженным при выполнении опыта, запишите формулы оксидов, входящих в состав клинкера портландцемента. На основании выполненного эксперимента представьте основные оксиды, входящие в состав клинкера.

Задание 6. Коррозия цементного камня в агрессивных средах

Под коррозией цементного камня понимают его разрушение в результате взаимодействия с различными реагентами.

Вариант рабочего задания выбрать по последней цифре зачетной книжки (табл. 22).

Таблица 22

Влияние состава среды на коррозию цементного камня

№ варианта	Среда	pH водяной вытяжки	Вид коррозии
1	H_2O		
2	HCl		
3	CH_3COOH		
4	H_2CO_3		
5	H_2SO_4		
6	NH_4NO_3		
7	$MgCl_2$		

В стаканчик налейте 50 мл раствора реагента, отвечающего варианту рабочего задания. Туда же внесите взвешенные на технических весах 2 г молотого цементного камня. Тщательно перемешайте суспензию стеклянной палочкой и оставьте стоять 40 минут, периодически перемешивая.

В рабочей тетради запишите минеральный состав цементного камня и реакции гидратации минералов клинкера портландцемента .

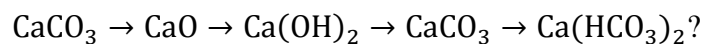
Раствор над осадком представляет собой водную вытяжку цементного камня. Через 40 минут измерьте рН раствора, не отделяя его от твердой фазы (за 2...3 минуты до измерения рН прекратите перемешивание). Изменился ли рН вытяжки по сравнению с рН исходного реагента (все реагенты, указанные в таблице 24, имеют рН < 7, рН воды ~ 7).

Выводы

1. Укажите сущность процессов, лежащих в основе твердения воздушных и гидравлических вяжущих веществ.
2. Назовите основные виды коррозии цементного камня.

Домашнее задание

Задание 1. Как можно осуществить превращения:



Напишите уравнения реакций.

Задание 2. Приведите химическую реакцию, лежащую в основе процесса твердения строительного гипса.

Задание 3. Зная минеральный состав цементного камня, напишите возможные химические реакции между составляющими цементного камня и кислотами соляной и угольной.

Задание 4. С какой составляющей цементного камня могут взаимодействовать $MgCl_2$ и NH_4NO_3 ? Напишите уравнения реакций.

Задание 5. 10 г технического мела прокалили при температуре $1200\text{ }^\circ\text{C}$ до постоянной массы. При этом выделилось $2120\text{ см}^3\text{ CO}_2$, измеренного при нормальных условиях. Вычислите массовую долю (%) $CaCO_3$ в меле (ответ 94,6 %).

Работа 10. **ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ**

Цель работы

- Усвоить суть процессов окисления и восстановления и научиться рассчитывать коэффициенты в уравнениях реакций.
- Изучить электрохимическую активность металлов, научиться рассчитывать электродные потенциалы и овладеть методикой определения электродвижущих сил гальванических элементов.

Теоретические сведения

Окислительно-восстановительные реакции сопровождается перемещением электронов от одних частиц (восстановителей) к другим частицам (окислителям), при

этом изменяются степени окисления этих частиц. Под степенью окисления понимают воображаемый заряд атома, вычисленный из предположения, что соединение состоит из ионов. Степени окисления имеют знак «+» или «-» и целочисленное значение.

Степени окисления элемента в простом веществе равны нулю. В химических соединениях более электроотрицательный элемент имеет отрицательную степень окисления, а менее электроотрицательный элемент – положительную. Относительная электроотрицательность атомов некоторых элементов представлена в таблице П.4 приложения. Алгебраическая сумма степеней окисления в нейтральной молекуле равна нулю, в сложном ионе- заряду иона.

У большинства элементов высшая степень окисления имеет положительный знак и равна номеру группы в периодической системе. Для неметаллов низшая степень окисления равна высшей минус восемь, а поэтому имеет отрицательный знак, например, высшая степень окисления серы равна $6+$, а низшая равна: $6 - 8 = -2$.

Обычно в соединениях степень окисления фтора равна -1 , кислорода -2 , водорода $+1$.

При контакте металла с раствором собственной соли протекают два противоположных процесса:

- а) переход ионов металла в раствор;
- б) адсорбция катионов из раствора на поверхности металла.

Если в начальный момент времени скорость первого процесса больше скорости второго, поверхность металла приобретает избыточный отрицательный заряд, а прилегающий слой раствора – положительный; и наоборот, если скорость второго процесса больше скорости первого, поверхность металла заряжается положительно, а прилегающий слой раствора – отрицательно. И в том, и в другом случае между двумя заряженными слоями возникает разность потенциалов, называемая **электродным потенциалом**. Величина электродного потенциала зависит от природы металла, концентрации ионов в растворе, температуры и определяется уравнением Нернста:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0}^0 + \frac{0,059}{n} \times \log c_{\text{Me}^{n+}}, \quad (10.1)$$

где $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}^0}^0$ – стандартный электродный потенциал, возникающий на границе раздела «металл – раствор» при концентрации ионов металла 1 моль/л, температура 298 К и давление 101 кПа (табл. П. 5 приложения).

n – число электронов, принимающих участие в процессе на электроде;

$c_{\text{Me}^{n+}}$ – концентрация ионов металла в растворе.

В зависимости от величины и знака стандартного электродного потенциала все металлы можно расположить в ряд **стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений)**, который характеризует электрохимическую активность металлов в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водной среде при стандартных условиях:

- чем ближе металл к началу ряда, т.е. чем отрицательнее значение его потенциала, тем выше восстановительная способность этого металла и тем ниже окислительная активность его иона;
- каждый металл в ряду напряжений обладает способностью вытеснять все следующие за ним металлы из растворов их солей;
- все металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют его из разбавленных кислот (Кроме HNO_3), стоящие правее – не обладают такой способностью.

Так как при любой окислительно-восстановительной реакции происходит переход электронов от восстановителя к окислителю, можно создать такие условия,

при которых окислительная и восстановительная реакции будут переходить от восстановителя к окислителю не непосредственно, а по проводнику электрического тока, т.е. энергия химической реакции будет превращена в электрическую энергию.

Устройства, которые применяются для преобразования энергии химической реакции в электрическую энергию, называются **гальваническими элементами** (рис. 7).

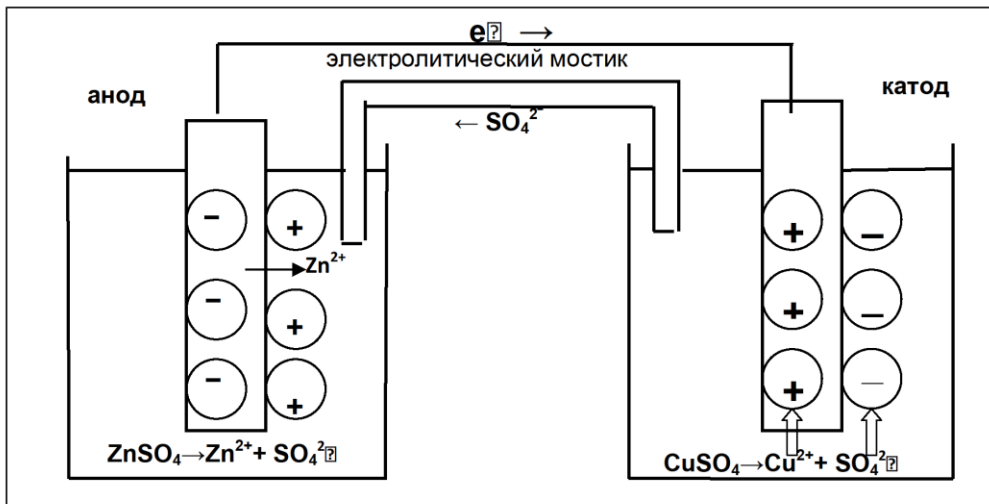


Рис. 7. Графическое изображение медно-цинкового гальванического элемента

Действие любого **гальванического элемента** основано на протекании в нем окислительно-восстановительной реакции. В простейшем случае гальванический элемент состоит из двух металлических электродов, погруженных в раствор электролита.

Процесс окисления протекает на более активном металле, который называют анодом; процесс восстановления – на менее активном, который называют катодом. Электроны при этом переходят от анода к катоду по внешней цепи, ионы движутся от катода к аноду в растворе и через электролитический мостик.

Электродвижущая сила гальванического элемента (ЭДС) равна разности электродных потенциалов катода и анода:

$$\text{ЭДС} = E_{\text{к}} - E_{\text{а}},$$

где $E_{\text{к}}$ – потенциал катода; $E_{\text{а}}$ – потенциал анода.

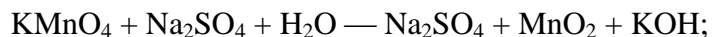
Рабочее задание

Задание 1. Влияние реакции среды на окислительные свойства перманганата калия

Налейте в три пробирку 2-3 мл раствора перманганата калия KMnO_4 и добавьте в первую пробирку ~ 1 мл серной кислоты, во вторую ~ 1 мл щелочи KOH . Затем в каждую пробирку насыпьте на кончике шпателя несколько кристаллов

сульфита натрия Na_2SO_3 . Как изменилась окраска растворов?

В приведённых схемах окислительно-восстановительных реакций рассчитайте коэффициенты, укажите процесс (окисления или восстановления), окислитель, восстановитель:



В какой среде: кислой, нейтральной, щелочной – перманганат калия проявляет наиболее выраженные окислительные свойства?

Задание 2. Количественная характеристика электрохимической активности металлов

Для изучения возьмём два металла: активный металл цинк и неактивный металл медь. Поверхность цинкового электрода в растворе собственной соли ZnSO_4 заряжается отрицательно, так как в начальный момент времени протекает преимущественно процесс:



Поверхность медного электрода в растворе CuSO_4 заряжается положительно, так как в начальный момент времени идет преимущественно адсорбция ионов Cu^{2+} на поверхности металла.

Вариант задания выберите по последней цифре зачетной книжки из табл. 23. По уравнению Нернста (9.1) рассчитайте значение электродного потенциала для своего варианта.

Таблица 23

Зависимость величины и знака электродного потенциала от природы электрода и концентрации раствора

Вариант	Электрод	Концентрация раствора, моль/л	Электродный потенциал, В
1	Zn/ZnSO ₄	0,01	
2		0,10	
3	Cu/CuSO ₄	0,01	
4		0,10	

Внесите в табл. 23 значения электродных потенциалов всех вариантов.

Укажите, от каких факторов зависит значение электродного потенциала.

У какого металла, имеющего более отрицательное или более положительное значение электродного потенциала, выше восстановительная активность?

Задание 3. Измерение ЭДС гальванического элемента

В табл. 24 запишите значения стандартных электродных потенциалов.

Медный и цинковый электроды тщательно зачистите наждачной бумагой, промойте дистиллированной водой, просушите фильтровальной бумагой и опустите в стаканы, наполненные соответственно растворами сульфата меди (0,1 моль/л) и сульфата цинка (0,1 моль/л).

Растворы соедините электролитическим мостиком, а электроды подключите к выводам измерительного прибора: катод к «+», анод – к «-». Измерьте величину ЭДС и запишите в графу «Величина ЭДС экспериментальная».

Таблица 24

ЭДС медно-цинкового гальванического элемента

Электрод (полуэлемент)	Концентрация электролита, моль/л	Стандартный электродный потенциал, В	Величина электродного потенциала, В	Величина ЭДС	
				теоретическая	экспериментальная
Zn ZnSO ₄	0,1				
Cu CuSO ₄	0,1				

Рассчитайте величину ЭДС (величина ЭДС теоретическая), и внесите значение в табл. 24.

Запишите схему и процессы на электродах медно-цинкового гальванического элемента.

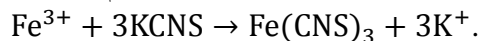
Сравните теоретическое и экспериментальное значения ЭДС медно-цинкового гальванического элемента.

Задание 4. Действие разбавленных кислот на металлы

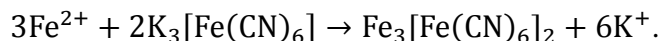
В две пробирки налейте по 1 – 2 мл разбавленной соляной, и в две – разбавленной азотной кислоты. В пробирки опустите по кусочку железа и меди. Если

реакции не идут, растворы осторожно подогрейте на спиртовке.

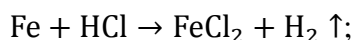
Чтобы определить степень окисления полученного в результате реакции железа, содержащее пробирок, в которые оно помещено, разделите на две части. К одной из них добавьте 1 – 2 капли роданида железа KCNS , который в присутствии Fe^{3+} окрашивает раствор в красный цвет:



К другой части добавьте 1 – 2 капли красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, которая при наличии в растворе ионов Fe^{2+} образует осадок темно-синего цвета – турнбулеву синь:



Запишите схемы происходящих окислительно-восстановительных реакций и рассчитайте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления. Обратите внимание на то, какой ион является окислителем в соляной кислоте, и какой – в азотной.



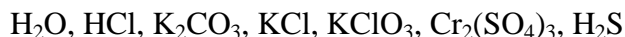
Ориентируясь на значения стандартных электродных потенциалов, объясните, почему медь не растворяется в разбавленной соляной кислоте, а в азотной растворяется и почему железо растворяется в обеих кислотах.

Выводы

1. Составьте и запишите правило, по которому можно установить, какой металл будет восстановителем, а ион какого металла – окислителем в системе, содержащей две окислительно-восстановительные пары.
2. Объясните, почему водные растворы кислот и солей снижают долговечность металлических конструкций.

Домашнее задание

Задание 1. Вычислите степени окисления всех элементов в соединениях:



Задание 2. При работе гальванического элемента, состоящего из кобальтового и оловянного электродов, помещенных в 0,1 М растворы своих солей, на аноде протекает реакция

- 1) $\text{Sn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$ 2) $\text{Co}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$
 3) $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^0$ 4) $\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}^0$

Ответ подтвердите, вычислив значения электродных потенциалов, величину ЭДС и составив схему процессов на аноде и катоде. Запишите токообразующую реакцию.

Задание 3. Наибольшую величину ЭДС в стандартных условиях будет иметь гальванический элемент, составленный

- 1) из Ag и Cu 2) из Al и Ag
 3) из Fe и Al 4) из Ni и Fe

Правильность ответа подтвердите расчетом.

Задание 4. Коэффициент перед окислителем в уравнении $\text{HNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ равен

- 1) 5 ○ 2) 7 ○ 3) 2 ○ 4) 10.

Определите степени окисления всех веществ, участвующих в реакции, напишите уравнения процессов окисления и восстановления и рассчитайте коэффициенты в данной реакции.

Работа 11. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ. ЗАЩИТА ОТ КОРРОЗИИ

Цель работы

- Разобраться в сущности, механизма химической и электрохимической коррозии металлов и сплавов.
- Ознакомиться с факторами, влияющими на скорость коррозии.
- Рассмотреть важнейшие методы защиты металлов от коррозии.

Теоретические сведения

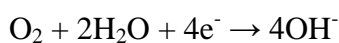
Коррозией называется разрушение металлов и сплавов в результате взаимодействия их с агрессивной окружающей средой. Данный процесс протекает самопроизвольно ($\Delta G < 0$), причиной чего является термодинамическая неустойчивость металлов. В результате коррозии металл окисляется, окислитель окружающей среды восстанавливается.

По механизму протекания процесса различают **химическую и электрохимическую коррозию**. Сущность химической коррозии сводится к непосредственному взаимодействию металла с окислителем окружающей среды, в результате электроны от металла переходят к окислителю. Процесс окисления и восстановления происходит на одних и тех же участках поверхности металла. Коррозия по химическому механизму протекает в неэлектропроводящих средах: атмосфере сухих газов, растворах неэлектролитов.

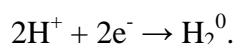
Сущность электрохимической коррозии сводится к возникновению и работе коррозионных (короткозамкнутых гальванических) элементов. Следствием этого является то, что процессы окисления и восстановления идут на различных участках поверхности металла, что сопровождается движением электронов внутри металла. На анодных участках поверхности идет окисление металла:



На катодных участках поверхности в нейтральной или щелочной средах идут процессы восстановления кислорода:



В кислой среде – выделение водорода:



Коррозия по электрохимическому механизму протекает в средах, проводящих электрический ток: влажной атмосфере, почве, растворах электролитов.

На скорость коррозии влияют как внутренние факторы (неоднородность сплава по химическому и фазовому составам, дефекты кристаллической решетки, наличие примесей и др.), так и внешние (реакция среды, наличие ионов – активатор коррозии, агрессивных газов и др.).

Многообразные **методы защиты от коррозии**, по сути их действия делятся на 4 группы:

- Легирование металлов
- Защитные покрытия
- Электрохимическая защита
- Изменение свойств коррозионной среды

Рабочее задание

Задание 1. Изучение механизма коррозионных процессов. Коррозия меди в атмосфере йода (демонстрационно, в вытяжном шкафу)

Медную проволоку зачистите наждачной бумагой, обратите внимание на цвет и состояние поверхности до опыта. В тигель, закрепленный в штативе, поместите несколько кристалликов йода и медную проволоку, прикрепленную к крышке тигля. Нагрейте до появления газообразного йода.

Через 2 – 3 минуты выньте медную проволоку из тигля. Изменилась ли поверхность медной проволоки? О чем это свидетельствует?

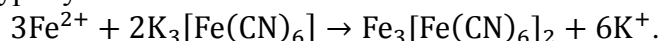
Напишите молекулярное и электронные уравнения реакции взаимодействия Cu с I_2 , имея в виду, что на поверхности образовалась соль Cu_2I_2 .

По какому механизму: химическому или электрохимическому, протекает коррозия в данном случае? В чем заключается её сущность?

Коррозия при контакте двух металлов

Возьмите две канцелярские скрепки (Fe), в одной из них укрепите медную проволоку, в другой – гранулу цинка.

В две пробирки налейте примерно по 2 мл серной кислоты и добавьте несколько капель красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$, опустите в одну из них скрепку с медью, в другую – скрепку с цинком. Красная кровяная соль – реактив на ионы Fe^{+2} . В присутствии этих ионов раствор окрашивается в синий цвет образующимся осадком темно-синего цвета «турнбулевой сини»:



Запишите схемы возникших коррозионных элементов. Разберите работу каждого из них. Напишите уравнения электродных процессов.

По какому механизму протекает коррозионный процесс и в чем заключается его сущность?

Факторы, влияющие на скорость коррозии. Влияние OH^- иона на скорость коррозии (активаторы и ингибиторы коррозии)

Возьмите две пробирки, налейте в них по 2 – 3 мл соляной кислоты. В одну опустите гранулу алюминия, в другую – железную скрепку. Нагрейте обе пробирки до равномерного выделения пузырьков водорода. Запишите уравнения происходящих реакций.

Затем в обе пробирки добавьте около 0,5 мл концентрированного раствора NaOH. Что происходит? Запишите наблюдения в тетрадь. Какую роль играет ион OH^- в каждом рассмотренном случае?

Влияние хлорид-иона на коррозию алюминия

В две пробирки налейте примерно по 2 мл сульфата меди, в каждую из них опустите по грануле алюминия. В одну из пробирок добавьте на кончике

микрошпателя кристаллический хлорид натрия. Опишите наблюдаемое. Какую роль играет ион Cl^- ?

Влияние образования коррозионного элемента на скорость коррозии цинка

В пробирку налейте 2 – 3 мл серной кислоты, поместите в нее гранулу цинка. Обратите внимание на скорость выделения водорода. Запишите уравнение проходящей реакции.

Опустите в кислоту медную проволоку, не доводя ее до соприкосновения с цинком. Выделяется ли водород на меди? Погрузите медную проволоку так, чтобы она касалась гранулы цинка. Опишите наблюдаемую картину. Объясните, почему в данном случае на меди выделяется водород, составьте схему образовавшегося коррозионного элемента и запишите уравнения электродных процессов.

Сравните интенсивность выделения водорода в первом и во втором случае. Что можно сказать о скорости коррозии цинка в обоих случаях?

Коррозия металла в результате различного доступа кислорода (демонстрационно)

Зачистите стальную пластину наждачной бумагой, промойте дистиллированной водой, высушите фильтровальной бумагой.

На поверхность пластины пипеткой нанесите каплю специально приготовленного раствора, содержащего хлорид-ионы (активатор коррозии) и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (реактив на ионы Fe^{2+}). Через 2 – 3 минуты добавьте каплю фенолфталеина (рис. 8).

Опишите наблюдаемую картину и объясните её, имея в виду, что окислителем является растворенный в воде кислород. Известно, что концентрация кислорода уменьшается с увеличением толщины слоя воды.

Железо легко пассивируется, поэтому чем больше концентрация кислорода у поверхности железа, тем поверхность более пассивна, то есть потенциал её имеет более положительное значение по сравнению со стандартным электродным потенциалом.

Учитывая вышесказанное, составьте схему коррозионного элемента, работающего в рассматриваемом случае, и напишите уравнения электродных процессов. Подтверждают ли экспериментальные наблюдения теоретические данные?

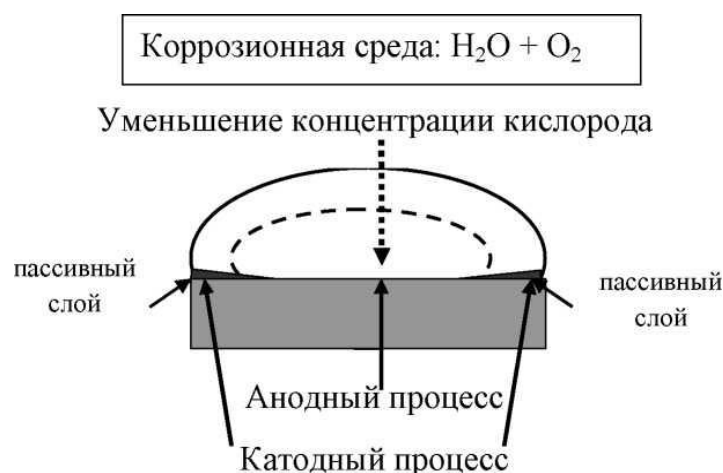


Рис. 8. Схема коррозии стальной пластинки при различном доступе кислорода

Задание 2. Защита металлов от коррозии. Защитные свойства металлических покрытий

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл соляной кислоты и добавьте по 2 – 3 капли $K_3[Fe(CN)_6]$ – реактив на ионы Fe^{2+} . В одну пробирку поместите пластину луженого (покрытого оловом) железа, в другую – оцинкованного железа. Предварительно края каждой пластины зачистите наждачной бумагой.

На каком образце появилось синее окрашивание? О чем это свидетельствует?

Составьте схемы коррозионных элементов и разберите их работу. Укажите, какое покрытие катодное, какое – анодное.

Какой из двух металлов будет защищать железо более длительное время при равных условиях, если покрытия не нарушены?

Действие ингибитора на коррозию железа

В три пробирки налейте примерно по 2 – 3 мл соляной кислоты, в каждую из них опустите канцелярскую скрепку (Fe). Если скорость выделения водорода невелика, пробирки нагрейте на спиртовке до равномерного выделения пузырьков газа. Затем в первую пробирку добавьте на кончике микрошпателя уротропин, во вторую – 0,5 – 1 мл формалина, третья пробирка – контрольная. Сравните интенсивность выделения водорода в пробирках. Какова роль уротропина и формалина?

Выводы

1. Сделайте заключение о сущности коррозии по химическому и электрохимическому механизму.
2. Укажите, какие факторы влияют на скорость коррозии.
3. Перечислите основные группы методов защиты металлов от коррозии.

Домашнее задание

При выполнении заданий воспользуйтесь таблицами П.6 – П.9 приложения.

Задание 1. При нарушении цинкового покрытия на железном изделии во влажном воздухе на катоде будет протекать реакция, уравнение которой имеет вид ...

- | | |
|---|--|
| <input type="radio"/> 1) $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$ | <input type="radio"/> 2) $Zn^0 - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$ |
| <input type="radio"/> 3) $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe^0$ | <input type="radio"/> 4) $Fe^0 - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$ |

Напишите уравнение анодного процесса. По какому механизму протекает коррозионный процесс?

Задание 2. Для защиты медных изделий от коррозии в качестве катодного покрытия можно использовать ... 1) Ag 2) Ni 3) Cr 4) Sn

Напишите электронные уравнения процессов, происходящих при нарушении выбранного покрытия (среда кислая). По какому механизму протекает коррозионный процесс?

Задание 3. Для защиты железных изделий от коррозии в качестве анодного покрытия используют ... 1) Олово 2) Медь 3) Цинк 4) Серебро

Напишите электронные уравнения процессов, происходящих при нарушении выбранного покрытия (среда кислая). Укажите механизм, по которому протекает коррозионный процесс.

Работа 12. **ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ**

Цель работы

- Познакомиться с особенностями строения и типичными свойствами некоторых классов органических соединений.
- Усвоить основные методы получения высокомолекулярных соединений.
- Получить обоснованные представления о химических свойствах полимеров и возможных направлениях их использования.

Теоретические сведения

Органические соединения – это соединения углерода, углеводороды и их производные.

Органические соединения очень многочисленны, отличаются большим многообразием превращений и имеют большее значение в жизни и хозяйственной деятельности человека (пластмассы, каучуки, химические волокна, моторное топливо, ионообменные смолы, смазочные масла, красители, лекарственные препараты, моющие вещества и т.д.).

Связи в органических соединениях ковалентные, преимущественно малополярные, поэтому для них характерна летучесть и низкая температура кристаллизации. Органические соединения могут иметь линейное, разветвленное и циклическое строение. Атомы углерода образуют между собой одинарные, двойные и тройные связи.

Эти особенности химической природы углерода, важнейшего элемента органических соединений, обуславливают многочисленность и большое разнообразие углеводородов и их производных.

Фундаментальная теория органической химии – **теория химического строения А.М. Бутлерова**, сущность которой заключается в следующем.

1. Все химические соединения имеют определенный порядок связи атомов в молекуле, т.е. строение. Атомы соединены друг с другом химическими связями в соответствии с их валентностью. Углерод в органических соединениях практически всегда четырехвалентен.
2. Свойства вещества определяются качественным, количественным составом, строением. Это положение теории доказывает явление изомерии. Изомеры – вещества, имеющие одинаковый состав, но разное строение, а потому и разные свойства.
3. Изучая физические и химические свойства вещества, можно познать его строение и, наоборот, зная строение вещества, можно многое сказать о его свойствах.
4. Химические свойства атомов и атомных группировок не являются постоянными, а зависят от других атомов молекулы. При этом наиболее сильное влияние атомов наблюдается в том случае, если они связаны непосредственно.

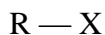
Теория химического строения А.М. Бутлерова позволила не только систематизировать накопленный многими исследователями материал, но и понять тесную связь между строением и свойствами вещества, целенаправленно проводить синтез новых веществ и предвидеть результаты многих проводимых исследований.

По строению основной цепи органические соединения делятся на ряды, представленные на рис. 9.

Представители одного гомологического ряда, отличающиеся друг от друга на различное число групп CH_2 (гомологическая разница) и характеризующиеся похожими свойствами, называются гомологами.

При замене в молекуле углеводорода одного или нескольких атомов водорода на определенные группы атомов (функциональные группы) образуются различные классы органических соединений. Функциональные группы и обуславливают важнейшие химические свойства органических соединений.

Молекула органического соединения может быть представлена двумя фрагментами:



Углеродная цепь — функциональная группа

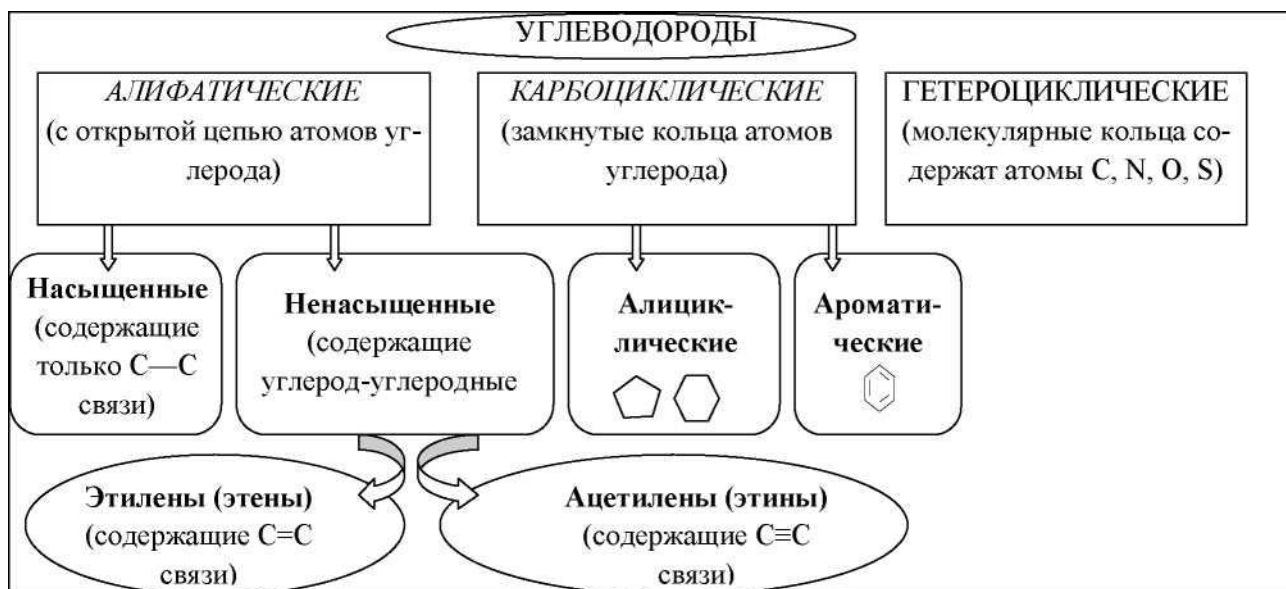


Рис. 9. Классификация органических соединений по строению основной цепи

Важнейшие классы органических соединений представлены в табл. 25.

Таблица 25

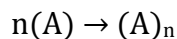
Классы органических соединений

Классы органических Соединений	Функциональные группа	Примеры соединений
Углеводороды	R - H	CH ₃ - CH ₃ <i>этан</i>
Галогенопроизводные	R - Hal	CH ₂ = CH - Cl <i>винилхлорид</i>
Спирты	R - OH	C ₂ H ₅ - OH <i>этиловый спирт</i>
Альдегиды	R - C OH	CH ₃ - OH <i>ацетальдегид</i>
Карбоновые кислоты	R-COOH	CH ₃ - COOH <i>уксусная кислота</i>
Нитросоединения	R - NO ₂	C ₆ H ₅ - NO ₂ <i>нитробензол</i>
Амины	R - NH ₂	CH ₃ - NH ₂ <i>метиламин</i>
Металлорганические Соединения	R - Me	(C ₂ H ₅) ₄ Pb <i>тетраэтилсвинец</i>

Соединения определенного гомологического ряда и класса характеризуются типичными химическими свойствами.

Для углерода также характерно образование бесконечно длинных цепей, что приводит к возникновению высокомолекулярных соединений (полимеров).

Полимеры – это высокомолекулярные вещества, макромолекулы которых состоят из огромного количества структурных звеньев, соединяющихся друг с другом посредством ковалентных связей. Схематично реакцию полимеризации можно представить следующим образом:

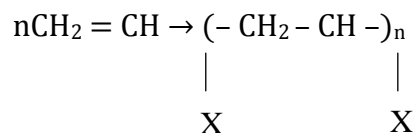


где – А молекула исходного мономера;

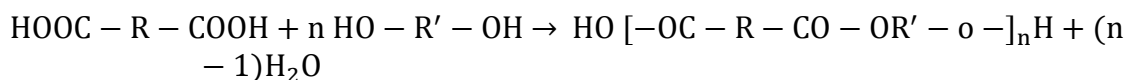
(A)_n – макромолекула, состоящая из n мономерных звеньев;

n – степень полимеризации.

В зависимости от метода получения полимеры можно разделить на полимеризационные и поликонденсационные (табл. П.10 приложения). Полимеризационные полимеры получают из ненасыщенных углеводородов, содержащих двойные связи:



Поликонденсационные полимеры получают по реакции поликонденсации низкомолекулярных веществ, имеющих не менее двух функциональных групп. При этом наряду с полимером образуются побочные низкомолекулярные вещества:



Двухосновная кислота двухатомный спирт полиэфир

Полимеры с макромолекулами линейного или разветвленного строения, способные многократно размягчаться при нагревании и затвердевать при охлаждении, называются термопластичными. Они растворяются в органических растворителях. Полимеры, необратимо меняющие свойства при нагревании, называется термореактивными.

Рабочее задание

Задание 1. Получение углеводородов простой перегонкой нефти (опыт выполняется демонстрационно)

В перегонную колбу дистилляционной установки (рис. 10) налейте до половины ее объема нефти, бросьте несколько керамических кусочков (для равномерного кипения), плотно закройте колбу пробкой с термометром (шкала до 350 °С), проверьте плотность соединения частей установки. Затем пустите воду в рубашку охлаждения холодильника и включите колбонагреватель.

По мере нагревания нефти начнётся постепенное испарение углеводородов и их конденсация в холодильнике (перегонка).

В ходе перегонки следите за равномерностью кипения смеси, за показаниями

термометра и за поступлением отгона в приёмник.

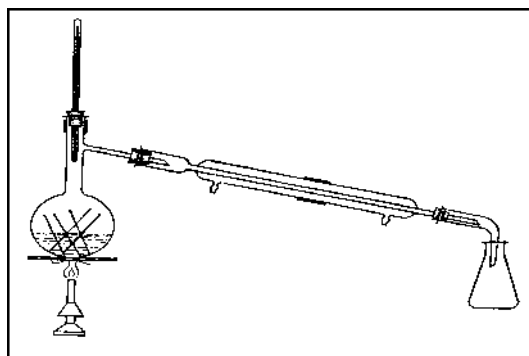


Рис. 10. Установка для простой перегонки

Отберите следующие фракции дистиллята:

- | | | | |
|------|----------------------------------|---|---------|
| I. | - t = (70-120) °С (газолин) | } | бензин |
| II. | - t = (120-180) °С (лигроин) | | |
| III. | - t = (180-200) °С (уайт-спирит) | } | керосин |
| IV. | - t = (200-250) °С (газойль) | | |

Укажите состав нефти (объемные проценты фракций) и назначение полученных при перегонке продуктов.

Задание 2. Окисление органических соединений

Поставьте в штатив 6 пробирок и налейте по ~ 1 мл в первую октана, во вторую – стирола, в третью – толуола, в четвертую – изоамилового спирта, в пятую – формальдегида, в шестую – уксусной кислоты.

Добавьте к октану, стирулу, толуолу и уксусной кислоте раствор KMnO_4 , к изоамиловому спирту – раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, к формальдегиду – раствор Ag_2O в NH_4OH . В пробирки с толуолом и спиртом прибавьте по несколько капель концентрированной серной кислоты для усиления окислительных свойств KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Отметьте наблюдаемые явления в каждой пробирке и закончите уравнения реакций, записав их в рабочую тетрадь.

Задание 3. Получение высокомолекулярных соединений (полимеров)

Феноло-формальдегидный полимер получают реакцией поликонденсации фенола с формальдегидом.

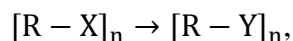
В круглодонную колбу поместите 4 г кристаллического фенола и 10 мл концентрированного раствора аммиака, а затем прилейте 3 мл 40-% го раствора формальдегида. К колбе присоедините обратный холодильник и нагревайте смесь на плитке с закрытым обогревом в течение 20 мин. По мере нагревания жидкость становится мутной и из нее выделяется светло-желтая смола.

Отсоедините остывшую колбу от холодильника. Мутную воду слейте. Смолу с помощью палочки перенесите в фарфоровую чашку, промойте водой и нагрейте на плитке. При этом получится нерастворимый неплавкий полимер – резит.

Задание 4. Химические свойства полимеров

Химические реакции полимеров, в основном, мало отличаются от реакций низкомолекулярных органических веществ и обуславливаются присутствием в них определенных функциональных групп. Однако на характер этих реакций оказывают влияние величина и строение полимерных молекул.

Химические превращения могут быть двух видов: полимераналогичные (реакции звеньев цепи) – без изменения формы и длины макромолекулы



макромолекулярные – изменяется степень полимеризации, а иногда и структура основной цепи полимера.

Типичным примером таких реакций являются реакции отверждения термопластичных полимеров за счет взаимодействия функциональных групп их молекул, например превращение резолы в резит при получении фенолформальдегидной смолы. «Сшивание» макромолекул может быть достигнуто с помощью отвердителей – веществ, вступающих в реакцию с функциональными группами макромолекул. Например, макромолекулы полиизопрена объединяются с помощью серы в новые макромолекулы сетчатой структуры за счет разрыва π -связей (рис. 11). Этот процесс называется вулканизацией.

Полимераналогичные превращения открывают большие возможности для химической модификации полимеров и получения новых полимерных материалов.

Большинство макромолекулярных реакций ведёт к образованию пространственных структур с одновременным возрастанием молекулярной массы полимера (вулканизация каучуков, отверждение смол и др.) или разрушению (деструкции) полимерной цепи. Деструкция может быть вредным процессом, с которым надо бороться («старение» полимеров), или полезным – получение мономеров из природных полимеров, установление структуры полимера.

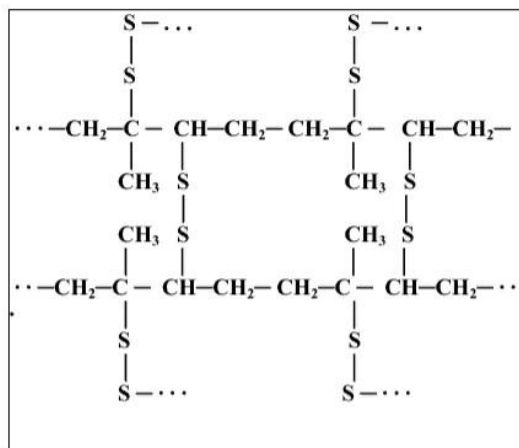


Рис. 11. Процесс вулканизации

Реакция каучуков

Мелкие кусочки каучуков разных марок поместите в пробирки и залейте одни бромной водой, а другие раствором перманганата калия.

Некоторое время энергично встряхивайте пробирки и отметьте происходящие в них изменения.

Как это можно объяснить? Запишите уравнения происходящих реакций и определите их тип.

Деполимеризация полиметилметакрилата

Соберите установку, изображенную на рис. 12.

В пробирку насыпьте до 1/2 ее объема стружку полиметилметакрилата (органическое стекло, плексиглас) уплотните ее так, чтобы она занимала 1/3 объема пробирки. При нагревании происходит разложение примера и в пробирке-приемнике собирается мономер метилметакрилат светло-желтого цвета.

Напишите уравнение реакции термической деструкции полиметилметакрилата. Докажите непредельность полученного мономера, проведя качественные реакции на двойную связь. Для этого в две пробирки налейте ~ по 1 мл метилметакрилата. В одну из них налейте такой же объем бромной воды, в другую – несколько капель раствора KMnO_4 .

Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения соответствующих реакций. Все химические соединения имеют определенный порядок связи атомов в молекуле, т.е. строение. Атомы соединены друг с другом химическими связями в соответствии с их валентностью. Углерод в органических соединениях практически всегда четырехвалентен.

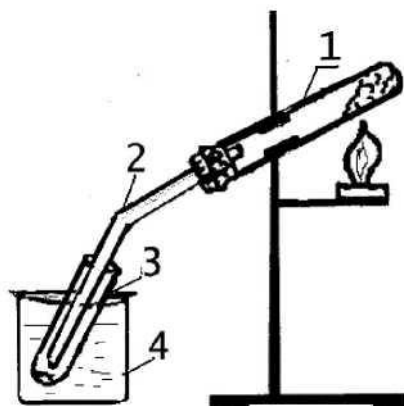


Рис. 12. Установка для получения метилметакрилата: 1 – реакционная пробирка;
2 – газоотводная трубка; 3 – пробирка-приемник; 4 – стакан с водой и льдом

Выводы

1. Опишите природные источники углеводородов, основной метод переработки нефти и использование получаемых при этом продуктов.
2. Напишите какая реакция практически всех органических соединений является важнейшей, укажите ее значение и практическое применение.
3. Запишите основные методы получения высокомолекулярных соединений и укажите их принципиальные различия.

4. Сформулируйте и запишите понятие типичных реакций полимеров, укажите их значение и практическое использование.

Домашнее задание

Задание 1. Представьте структурные формулы изомеров и ближайших гомологов соединения с валовой формулой C_8H_{18} (октан).

Задание 2. Какие продукты могут образоваться при крекинге (термическом разложении) пентана C_5H_{12} ?

Задание 3. Представьте схему последовательного окисления метана CH_4 и назовите образующиеся при этом вещества.

Задание 4. Напишите уравнения реакций полимеризации пропилена, бутадиена-1,3 и сополимеризации стирола и этилена.

Задание 5. Напишите уравнения реакций образования полиэфиров и полиолеидов. К какому классу относятся белки, целлюлоза, крахмал и какие низкомолекулярные вещества являются их мономерами?

Задание 6. Какие реакции полимеров называются макрореакциями? К какому типу реакций относится вулканизация каучука и каково ее назначение? Иллюстрируйте ответ соответствующими реакциями.

Задание 7. Напишите уравнения реакций образования бутадиенового каучука, сульфирования полистирола и гидролиза полиметилметакрилата. Укажите тип реакций.

Работа 13. КАЧЕСТВЕННЫЙ И КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

Цель работы

- Ознакомиться с качественными реакциями обнаружения катионов и анионов.
- Научиться вести расчеты и готовить растворы заданной концентрации.
- Овладеть техникой титриметрического анализа.

Теоретические сведения

Закономерности, в соответствии с которыми проводятся исследования качественного и количественного состава веществ, композиционных материалов и других объектов, изучаются **аналитической химией**.

Основанием для проведения исследования является наличие аналитического сигнала, т.е. функциональной зависимости того или иного измеряемого свойства вещества от его содержания в анализируемом объекте. В **качественном анализе** только фиксируется наличие аналитического сигнала, в **количественном анализе** измеряется его интенсивность.

Неорганический качественный анализ в водных растворах основан на ионных реакциях и позволяет обнаруживать элементы в форме катионов или анионов по их специфическим аналитическим сигналам.

В ходе реакций образуются труднорастворимые соединения, окрашенные комплексные соединения, происходит окисление или восстановление с изменением цвета раствора (табл. П.11 приложения).

Основной операцией в титриметрическом анализе является **титрование**, которое заключается в прибавлении из бюретки по каплям одного раствора к предварительно точно отмеренному объёму второго раствора. Концентрация одного раствора точно (до 0,0001 моль/л) известна, он называется рабочим, стандартным или титрованным. Второй раствор - исследуемый, его концентрация определяется в ходе анализа (рис. 13).

Титриметрический метод исследования состоит в точном измерении объемов растворов двух веществ, вступающих между собой в реакцию.

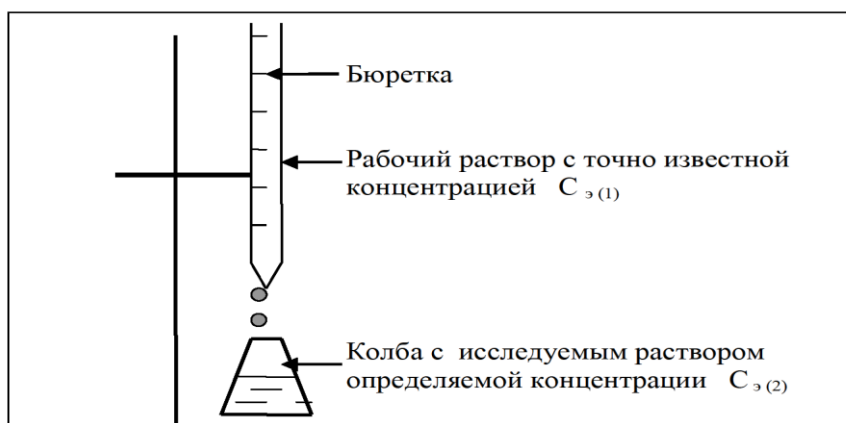


Рис. 13. Схема установки для проведения титриметрического анализа

Титрование ведется до **точки эквивалентности**, когда количества реагирующих веществ станут эквиваленты:

$$V_{\text{исследуемого вещества}} = V_{\text{рабочего раствора}}, \quad (13.1)$$

Для расчета результата анализа в титриметрии используется основная формула

$$C_{Э(1)} \cdot V_1 = C_{Э(2)} \cdot V_2 \quad (13.2)$$

где $C_{Э(1)}$ и V_1 – молярная концентрация эквивалента (моль/л) и объем рабочего раствора (мл), пошедшего на титрование;

$C_{Э(2)}$ и V_2 – молярная концентрация эквивалента (моль/л) и объем исследуемого раствора (мл), взятого для титрования.

Молярная концентрация эквивалента

$$C_{Э} = \frac{m_2}{M_{Э} \cdot V_{\text{раствора (л)}}}, \text{ моль/л} \quad (13.3)$$

где m_2 – масса растворенного вещества;

V – объем раствора, л;

$M_{Э}$ – молярная масса эквивалента растворенного вещества, вычисляется по формуле

$$M_{Э} = f \cdot M$$

Коэффициент f равен числу эквивалентов, содержащихся в 1 моль вещества или, что то же самое, обратной величине числа химических связей $M_{Э} = (M) : (n)$

Например: $M(\text{HCl}) = M_{Э}(\text{HCl})$; $M_{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 M(\text{H}_2\text{SO}_4)$; $M(\text{KOH}) = M_{Э}(\text{KOH})$; $M_{Э}(\text{K}_2\text{SO}_4) = 1/2 M(\text{K}_2\text{SO}_4)$; $M_{Э}(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 1/2 M(\text{Ba}(\text{OH})_2)$; $M_{Э}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/6 M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$.

Между молярной концентрацией и молярной концентрацией эквивалента существует соотношение

$$C_{Э} = n C_M \quad \text{или} \quad C_{Э} = \frac{1}{f} C_M \quad (13.4)$$

Точка эквивалентности фиксируется с помощью кислотно-основных индикаторов, например фенолфталеина, метилоранжа, окраска которых зависит от pH среды. В основе метода нейтрализации лежит реакция $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. В момент окончания титрования число эквивалентов кислоты равно числу эквивалентов щелочи.

$$V_{\text{кислоты}} = V_{\text{щелочи}},$$

$$C_{\text{кислоты}} \cdot V_{\text{кислоты}} = C_{\text{щелочи}} \cdot V_{\text{щелочи}}. \quad (13.5)$$

Рабочее задание

Задание 1. Качественные реакции обнаружения ионов

Таблица 26

Варианты рабочего задания для проведения качественных реакций
обнаружения ионов

Вариант	Обнаруживаемый ион	Вещество, содержащее анализируемый ион	Реактив	Аналитический сигнал
1	Fe^{2+}	FeSO_4	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
2	Fe^{3+}	FeCl_3	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	
3	Fe^{3+}	FeCl_3	NH_4CNS	
4	Ca^{2+}	CaCl_2	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	
5	Ba^{2+}	BaCl_2	H_2SO_4	
6	Cu^{2+}	CuSO_4	NH_4OH	
7	Pb^{2+}	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	KJ	
8	NH_4^+	NH_4Cl	NaOH	
9	$\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	$\text{KOH} + \text{Br}_2$	
10	SO_4^{2-}	Na_2CO_3	HCl	
11	NO_3^-	Na_2SO_4	BaCl_2	
12	PO_4^{3-}	KNO_3	$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}^+$	
13	NaPO_4		$\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$	

Для проведения качественных реакций к 1 – 2 мл раствора вещества, содержащего анализируемый ион, добавьте такой же объём реактива на этот ион.

Отметьте наблюдаемое явление (образование осадков, окрашенных комплексных соединений, окисление или восстановление с изменением цвета раствора, выделение газа и т.д.) – аналитический сигнал.

Каждый студент, выполняющий определённый вариант, записывает уравнение реакции и уточняет вид аналитического сигнала. Все студенты записывают все реакции в рабочую тетрадь, вид аналитического сигнала вносят в табл. 26.

Задание 2. Приготовление раствора кислоты

Методы приготовления растворов с точно известной концентрацией:

- растворением в мерной колбе содержимого «фиксанала» (запаянной стеклянной ампулы, содержащей (как правило) точно 0,1000 моль эквивалента вещества);
- из более концентрированного раствора готовят раствор приблизительной концентрации, а его точную концентрацию устанавливают титрованием;
- растворением в мерной колбе, взвешенной на аналитических весах точно рассчитанной навески.

Вариант задания выберите по последней цифре зачётной книжки из табл. 27.

Таблица 27

Варианты рабочего задания по приготовлению раствора кислоты

Вариант	Характеристики исходного раствора кислоты			Характеристики приготавливаемого раствора	
	Формула	Плотность ρ , г/см ³	Массовая доля ω , %	Объём раствора, мл	Молярная концентрация эквивалента
1					0,0350
2					0,0400
3					0,0450
4					0,0500
5					0,0550
6					0,0600

Запишите в рабочую тетрадь вариант рабочего задания, проставив вместо многоточия соответствующие данные.

Приготовить _____ мл ... кислоты с молярной концентрацией (эквивалента) _____ моль/л из исходного раствора плотностью _____ г/см³ и массовой Долей _____ %.

Объём раствора исходной кислоты рассчитайте аналогично задаче 4.

Рассчитанный объём кислоты отмерьте мерной пробиркой и вылейте в мерную колбу. Колбу заполните водой точно до метки и тщательно перемешайте. Полученный таким образом раствор будет иметь приблизительно заданную концентрацию.

Задание 3. Установление точной концентрации приготовленного раствора

Бюретку промойте приготовленным раствором кислоты и затем заполните им бюретку доверху. Проследите за тем, чтобы в «носике» бюретки не было пузырьков воздуха. Избыток раствора слейте и установите уровень жидкости в растворе на нулевом делении, чтобы нижняя граница мениска касалась нулевой отметки. При каждом последующем титровании устанавливайте уровень кислоты на любом целом делении бюретки.

Пипетку дважды промойте рабочим раствором NaOH с молярной концентрацией эквивалента 0,0500 моль/л, отберите 10 мл его, перенесите в чистую колбу для титрования и добавьте 3 – 4 капли фенолфталеина.

Затем по каплям, постоянно перемешивая раствор NaOH, приливайте кислоту из бюретки в колбу до исчезновения розовой окраски. В этот момент среда становится нейтральной, так как количество кислоты эквивалентно количеству щёлочи. Сделайте отсчёт по бюретке и запишите в табл. 28 объём кислоты, пошедший на титрование.

Таблица 28

Данные по приготовлению и определению точной концентрации раствора кислоты

Исходный раствор		Результаты титрования			Концентрация раствора кислоты	
ω , %	Объём для приготовления раствора $V_{\text{кислоты}}$, мл	Объём раствора NaOH, взятый для титрования $V_{\text{щелочи}}$, мл	Объём раствора HCl, пошедший на титрование $V_{\text{кислоты}}$, мл	Средний объём HCl, пошедший на титрование $V_{\text{средний}}$ (кислоты), мл	По варианту задания	Фактически полученная
		V_1				
		V_2				
		V_3				

Выводы

1. Сформулируйте и запишите в чем отличие качественного и количественного химического анализа.
2. Каким методом вы пользовались, чтобы приготовить раствор с точно

- известной концентрацией?
3. Сформулируйте суть титриметрического метода анализа.

Домашнее задание

Задание 1. Для приготовления 700 г раствора с массовой долей иодида калия 5 % необходимо растворить ____ граммов соли

- 1) 84 2) 50 3) 35 4) 65

Правильность ответа подтвердите расчетом.

Задание 2. Молярная концентрация эквивалента раствора сульфата натрия, в 50 мл раствора которого содержится 7,1 г данной соли, равна ____ моль/л.

- 1) 0,2 2) 2,0 3) 0,1 4) 1,0

Правильность ответа подтвердите расчетом.

Задание 3. Для нейтрализации 40 мл раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 0,5 моль/л требуется раствор, содержащий ____ миллилитрам

- 1) 0,01 2) 0,02 3) 0,04 4) 0,05

Правильность ответа подтвердите расчетом.

Задание 4. Объем раствора хлорида кальция с молярной концентрацией 0,1 моль/л, необходимый для осаждения карбонат-ионов из 200 мл раствора карбоната калия с молярной концентрацией 0,15 моль/л, равен _____ миллилитрам

- 1) 200 2) 100 3) 150 4) 300

Правильность ответа подтвердите расчетом

Задание 5. Объем раствора серной кислоты с молярной концентрацией 0,2 моль/л, необходимый для нейтрализации 40 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией эквивалента 0,15 моль/л, равен _____ миллилитрам.

- 1) 30 2) 15 3) 45 4) 60

Правильность ответа подтвердите расчетом.

Задание 6. При разбавлении 0,5 М раствора соляной кислоты в пять раз рН будет иметь значение, равное 1) 1 2) 10 3) 12

- 4) 5

Правильность ответа подтвердите расчетом.

Работа 14. ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЯЖУЩИЕ ВЕЩЕСТВА

Цель работы

- Ознакомиться с некоторыми физико-химическими свойствами битумов.
- Синтезировать полистирольный латекс и фенолформальдегидную смолу.
- Усвоить сущность твердения вяжущих веществ.

Теоретические сведения

Органические вяжущие вещества делятся на три основные группы: **битумы, дегти и полимеры**. Для них характерна хорошая адгезия к наполнителям, гидрофобность, растворимость в органических растворителях, способность изменять свои физико-химические свойства в зависимости от температуры. Многие органические вяжущие вещества изменяют свои первоначальные свойства под воздействием кислорода воздуха, ультрафиолетовых лучей, солнечной радиации. Почти все они способны гореть, некоторые из них токсичны.

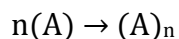
Битумы подразделяется на природные и нефтяные. Нефтяные битумы представляет собой твердые, вязкопластичные или гадкие продукты переработки нефти. Это сложные смеси высокомолекулярных углеводородов и их производных, содержащих серу, азот, кислород. Основные группы углеводородов в битумах: асфальтены, смолы и масла. Битумы представляют собой гетерогенные дисперсные системы, в которых дисперсной фазой являются твердые частицы – асфальтены, а дисперсионной средой – растворы смол в маслах.

В битумах есть свои поверхностно-активные вещества – асфальтогеновые кислоты, которые, адсорбируясь на поверхности асфальтенов способствуют повышению адгезии битума к минеральным наполнителям.

Дегти — это продукты переработки твердого топлива – каменного угля, древесины; торфа, горючих сланцев. В состав дегтей входят углеводороды ароматического ряда и их кислород-, серу- азотсодержащие производные. Дегти, как и битумы – гетерогенные дисперсные системы. Их атмосферостойкость ниже, чем у битумов. Так как содержащиеся в них непредельные углеводороды подвергаются окислению и полимеризации при воздействии кислорода и ультрафиолетовых лучей солнечного света. Вымывание водой фенолов ускоряет старение.

Отвердевание предварительно нагретых битумов и дегтей заключается в повышении их вязкости при переходе в вязкоупругое состояние в результате структурообразования при понижении температуры.

Полимеры — это высокомолекулярные вещества, макромолекулы, которые состоят из огромного количества структурных звеньев, соединяющихся друг с другом посредством ковалентных связей. Схематично реакцию полимеризации можно представить следующим образом:



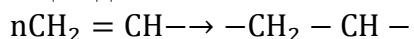
где А – молекула исходного мономера;

$(A)_n$ – макромолекула, состоящая из n мономерных звеньев

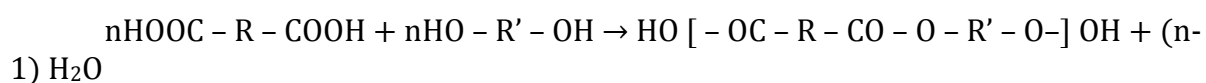
n – степень полимеризации.

В зависимости от метода получения полимеры можно разделить на полимеризационные и поликонденсационные.

Полимеризационные полимеры получают из ненасыщенных углеводородов, содержащих двойные связи.



Поликонденсационные полимеры получают по реакции поликонденсации низкомолекулярных веществ, имеющих не менее двух функциональных групп. При этом наряду с полимером образуются побочные низкомолекулярные вещества.



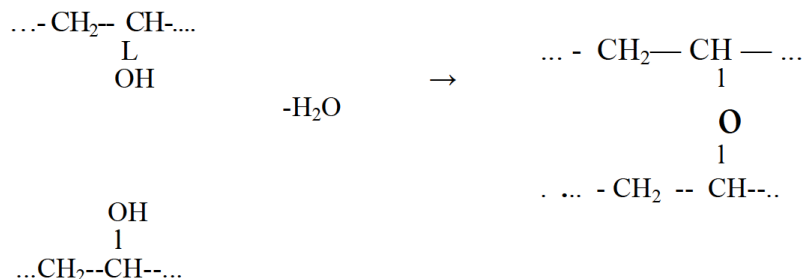
двухосновная кислота двухатомный спирт

полиэфир

Полимеры с макромолекулами линейного или разветвленного строения, способные многократно размягчаться при нагревании и затвердевать при охлаждении, называются термопластичными. Они растворяются в органических растворителях.

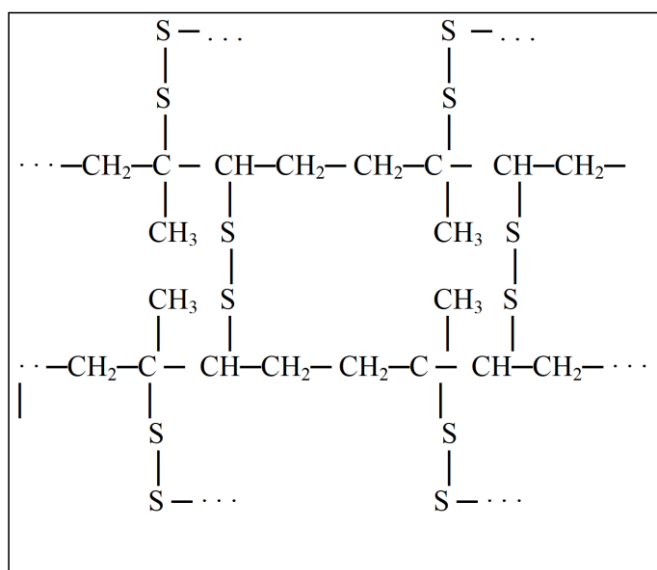
Полимеры с макромолекулами трёхмерного строения, необратимо меняющие свойства при нагревании, называются термореактивными.

Отверждение термопластичных полимеров можно осуществить химическим



превращением линейной структур в сетчатую за счет создания сетчатых связей между цепями линейных макромолекул.

«Сшивание» макромолекул может быть достигнуто с помощью отвердителей – веществ, вступающих с атомами макромолекул по свободным валентностям. Например, макромолекулы полибутадиена объединяются, с помощью серы в новые макромолекулы сетчатой структуры.



Рабочее задание

Задание 1. Химическая стойкость битума

В две конические колбочки положите по кусочку битума (~1 г), слегка подогрейте и равномерно распределите по дну колбочек.

В одну прилейте 10 мл HCl, а во вторую – столько же раствора NaOH.

Растворяется ли битум в этих реагентах? Дайте остыть содержимому колбочек, залейте растворы HCl и NaOH, затем в одну из них налейте 5 – 6 мл четыреххлористого углерода (CCl₄), а в другую – столько же бензола (C₆H₆). Отметьте, устойчив ли битум к действию органических растворителей. Полученные результаты внесите в табл. 29 .

Таблица 29

Химическая стойкость битума

Реагент	Наблюдаемый эффект	Химическая стойкость
HCl NaOH CCl ₄ C ₆ H ₆		

Сделайте вывод о химической стойкости битума к действию агрессивных веществ органического и неорганического происхождения.

Задание 2. Определение водорастворимых кислот и щелочей

В коническую колбочку поместите 10 г взвешенного на технических весах битума, слегка нагрейте его и равномерно распределите по дну колбы. В колбу налейте 150 мл дистиллированной воды и кипятите 30 минут, после чего налейте по 20 – 25 мл водной вытяжки в две колбы. В одну добавьте 3 – 4 капли фенолфталеина, в другую – 2 – 3 капли метилоранжа.

Сделайте заключение о том, какую, среду кислую или щелочную имеет водная вытяжка битума.

Задание 3. Эмульсионная полимеризация стирола

Приготовьте раствор эмульгатора – стеарата натрия. Для этого в колбу емкостью 50 мл налейте 15 мл дистиллированной воды и растворите при нагревании 0,5 г стеарата натрия $C_{17}H_{36}COONa$.

Приготовьте раствор инициатора. Для этого в пробирку отлейте 5 мл раствора стеарата натрия, добавьте на кончике лопаточки (0,2 г) персульфата калия, который является инициатором полимеризации.

К оставшимся 10 мл раствора стеарата натрия прилейте 3 мл стирола, интенсивно перемешайте. Полученную эмульсию стирола в воде нагрейте до 60 – 70 °С и по каплям при перемешивании прибавляйте раствор персульфата калия. Эмульсию продолжайте нагревать при помешивании в течение 10 – 15 минут на кипящей водяной бане.

В результате получается водная дисперсия полимера – латекс.

Вылейте полученный латекс в стаканчик и добавьте 3 – 5 мл насыщенного раствора алюмокалиевых квасцов. В результате коагуляции выделяется полистирол. Отфильтруйте его и разотрите в порошок.

Напишите реакцию полимеризации стирола. Укажите ионы коагуляторы для латекса, стабилизованного стеаратом натрия.

Задание 4. Получение фенолформальдегидной смолы (резол)

В круглодонную колбу поместите 4 г кристаллического фенола и 10 мл концентрированного раствора аммиака, затем прилейте 3 мл 40 %-го раствора формальдегида. К колбе присоедините обратный холодильник и нагревайте смесь на плитке с закрытым обогревом в течение 20 мин. По мере нагревания жидкость в колбе становится мутной и из нее выделяется светло-желтая смола. Отсоедините остывшую колбу от холодильника. Мутную воду слейте. Смолу с помощью палочки переносите в фарфоровую чашку, промойте водой и нагрейте на плитке. При этом получится нерастворимый, неплавкий полимер – резит.

Выводы

1. Назовите общие признаки, характеризующие органические вяжущие вещества.
2. Укажите основные направления использования в строительстве дегтей, полимеров.

Домашнее задание

Задание 1. Укажите химический и фазово-дисперсный состав битумов.

Задание 2. Напишите реакции полимеризации этилена и пропилена и укажите использование полиэтилена и полипропилена в строительстве.

Задание 3. Напишите реакцию поликонденсации фенола с формальдегидом.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Материалы рабочей тетради по химии предоставляют возможность студенту дистанционно полноценно проводить занятия по лабораторным работам. Их выполнение и грамотное, чёткое оформление способствуют формированию у студента как навыков связи теории с практикой, так и правильного химического мышления. Это, несомненно, необходимо в процессе дальнейшего его обучения, в последующей производственной или научной деятельности.

Накопленные познавательные и прикладные знания найдут применение в их будущей профессиональной деятельности, позволят ответить на вопросы о возможности использования изученных ими веществ и материалов.

Выполнение лабораторных работ в дистанционном формате развивает у студентов навыки самостоятельного логического мышления и способность интегрировать полученные знания применительно к решению конкретных задач в профессиональной деятельности.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Кукина, О. Б. Химия [Текст]: лабораторный практикум для студентов специальности 08.05.01 "Строительство уникальных зданий и сооружений" / ФГБОУ ВО "Воронеж. гос. техн. ун-т". - Воронеж: Воронежский государственный технический университет, 2017 (Воронеж: Участок оперативной полиграфии изд-ва ВГТУ, 2017). - 108 с.: ил. - Библиогр.: с. 107 (8 назв.). - ISBN 978-5-7731-0514-5: 30-02.
2. Глинка, Николай Леонидович. Общая химия [Текст]: учеб. пособие: допущено МО СССР / Глинка, Николай Леонидович; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М.: Юрайт, 2012
3. Химия [Текст]: учебное пособие / Воронеж. гос. архитектур.-строит. ун-т; под общ. ред. Г. Г. Кривневой. - Воронеж: [б. и.], 2013
4. Григорьева, Л. С. Химия в строительстве: Курс лекций / Григорьева Л. С. - Москва: Московский государственный строительный университет, ЭБС АСВ, 2010. - 104 с. URL: <http://www.iprbookshop.ru/16316>
5. Чикин, Е. В. Химия: учебное пособие / Чикин Е. В. - Томск: Эль Контент, Томский государственный университет систем управления и радиоэлектроники, 2012. - 170 с. - ISBN 978-5-4332-0034-0. URL: <http://www.iprbookshop.ru/13873>
6. Болтromeюк, В. В. Общая химия : учебное пособие / Болтromeюк В. В. - Минск : Вышэйшая школа, 2012. - 624 с. - ISBN 978-985-06-2144-3. URL: <http://www.iprbookshop.ru/20236>
7. Химия: учебное пособие для студентов заочной формы обучения всех направлений подготовки бакалавров / Кривнева Г. Г. - Воронеж: Воронежский государственный архитектурно-строительный университет, ЭБС АСВ, 2013. - 132 с. - ISBN 978-5-89040-451-0. URL: <http://www.iprbookshop.ru/22675>

Растворимость некоторых кислот, оснований и солей в воде

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P	
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	P	H	H	H	M	?
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?	
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P	
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	H	?	?	?	?	M	H	?
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?	
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	-	H	H	H	H	H	H	H	?	H	
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	?	P	?	
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?	

"P" – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)
 "M" – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)
 "H" – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)
 "-" – в водной среде разлагается
 "?" – нет достоверных сведений о существовании соединений

Таблица П.3

Константы диссоциации кислот и оснований в водных растворах

Вещество	Константа диссоциации		
	K^I	K^{II}	K^{III}
HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	—	—
HNO ₂	$4,0 \cdot 10^{-4}$	—	—
H ₂ S	$1,1 \cdot 10^{-7}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	—
H ₂ SO ₃	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	—
H ₂ CO ₃	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	—
H ₂ SiO ₃	$1,3 \cdot 10^{-10}$	$2,0 \cdot 10^{-12}$	—
H ₃ PO ₄	$7,5 \cdot 10^{-3}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	$1,3 \cdot 10^{-12}$
NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	—	—
Cu(OH) ₂	—	$3,4 \cdot 10^{-7}$	—
Fe(OH) ₂	—	$1,3 \cdot 10^{-4}$	—
Fe(OH) ₃	—	$1,8 \cdot 10^{-11}$	$1,4 \cdot 10^{-12}$
Zn(OH) ₂	$4,4 \cdot 10^{-5}$	$1,5 \cdot 10^{-9}$	—
Mg(OH) ₂	—	$2,5 \cdot 10^{-3}$	—
Pb(OH) ₂	$9,6 \cdot 10^{-4}$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	—
Al(OH) ₃	—	—	$1,38 \cdot 10^{-9}$

Таблица П.4

Относительная электроотрицательность атомов элементов главных подгрупп I-V периодов

Период	Группы						
	1	2	3	4	5	6	7
I	H 2,10						
II	Li 0,98	Be 1,50	B 2,00	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,00
III	Na 0,93	Mg 1,20	Al 1,60	Si 1,80	P 2,20	S 2,60	Cl 3,00
IV	K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,80	Ge 1,80	As 2,10	Se 2,50	Br 2,80
V	Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,50	Sn 1,80	Sb 1,80	Te 2,10	J 2,60

Таблица П.5

Стандартные электродные потенциалы в водных растворах

Электрод	Реакция	$E^0, \text{В}$
Na^+/Na^0	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}^0$	-2,71
$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}^0$	$\text{Mg}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Mg}^0$	-2,38
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}^0$	$\text{Al}^{3+} + 3 \bar{e} \rightarrow \text{Al}^0$	-1,66
$\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}^0$	$\text{Mn}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Mn}^0$	-1,18
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0$	$\text{Zn}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Zn}^0$	-0,76
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0$	$\text{Fe}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$	-0,44
$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}^0$	$\text{Cd}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$	-0,40
$\text{Co}^{2+}/\text{Co}^0$	$\text{Co}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$	-0,28
$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^0$	$\text{Ni}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,25
$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}^0$	$\text{Sn}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Sn}^0$	-0,14
$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}^0$	$\text{Pb}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Pb}^0$	-0,13
$\text{H}^+/\frac{1}{2}\text{H}_2$	$\text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2$	0,00
$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0$	$\text{Cu}^{2+} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,34
Ag^+/Ag^0	$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$	+0,80

Таблица П.6

Последовательность процессов при электролизе

Анодные процессы												
Na^0	Ca^0	Al^0	Zn^0	Fe^0	Ni^0	H_2	Cu^0	Ag^0	S^{2-}	I^-	Br^-	Cl^-
Na^+	Ca^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Ni^{2+}	H^+	Cu^{2+}	Ag^+	S	I_2	Br_2	Cl_2
Катодные процессы												

Таблица П.7

Процессы разряда воды при электролизе

Процесс	Реакция среды		
	кислая	нейтральная	щелочная
Катодный	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	
Анодный	$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e}$		$4\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e}$

Таблица П.8

Последовательность процессов на катоде при электролизе водных растворов солей

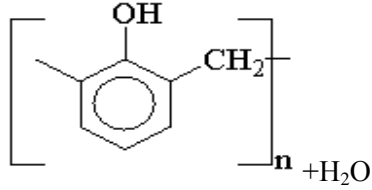
Катионы солей металлов		
Li⁺ K⁺ Ca²⁺ Mg²⁺ Al³⁺ Mn²⁺ Ti²⁺	Zn²⁺ Cr³⁺ Fe²⁺ Cd²⁺ Ni²⁺ Sn²⁺	Cu Ag⁺ Au³⁺
Процесс на катоде		
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$ ($2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$)	$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$

Таблица П.9

Последовательность процессов на аноде при электролизе водных растворов солей

Анод	Вид аниона	Процесс, продукты электролиза	
Растворимый (Fe, Ni, Sn, Cu, Ag ...)	любой	$\text{Me}^0 - n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^{n+}$ ($\text{Fe}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+ \dots$)	
Инертный (Pt, C)	$\text{S}^{2-} \text{ J}^- \text{ Br}^-$ Cl^-	$\text{Э}^{n-} - n\bar{e} \rightarrow \text{Э}^0$ ($\text{S}^0, \text{J}_2, \text{Br}_2, \text{Cl}_2$)	
	$\text{NO}_3^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{F}^-$	кислая и нейтральная среда	$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
		щелочная среда	$4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Схемы реакций получения некоторых полимеров

Название полимера	Реакция получения полимера
<i>Полимеры, получаемые методом полимеризации</i>	
Полиэтилен	$n \text{CH}_2 = \text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)_n$ <i>этилен</i>
Политетрафторэтилен (фторопласт, тефлон)	$n \text{CF}_2 = \text{CF}_2 \rightarrow (-\text{CF}_2 - \text{CF}_2 -)_n$ <i>тетрафторэтилен</i>
Полипропилен	$n \text{CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} \rightarrow (-\text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} -)_n$ <i>пропилен</i>
Поливинилхлорид	$n \text{CH}_2 = \underset{\text{Cl}}{\text{CH}} \rightarrow (-\text{CH}_2 - \underset{\text{Cl}}{\text{CH}} -)_n$ <i>винилхлорид</i>
Полистирол	$n \text{CH}_2 = \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}} \rightarrow (-\text{CH}_2 - \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}} -)_n$ <i>винилбензол</i>
Поливинилацетат	$n \text{CH}_2 = \underset{\text{O}-\text{CO}-\text{CH}_3}{\text{CH}} \rightarrow (-\text{CH}_2 - \underset{\text{O}-\text{CO}-\text{CH}_3}{\text{CH}} -)_n$ <i>метиловый эфир метакриловой кислоты</i>
Полиакрилонитрил	$n \text{CH}_2 = \underset{\text{CN}}{\text{CH}} \rightarrow (-\text{CH}_2 - \underset{\text{CN}}{\text{CH}} -)_n$ <i>акрилонитрил</i>
Полиметилметакрилат (оргстекло)	$n \text{CH}_2 = \underset{\text{COOCH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} \text{CH} \rightarrow (-\text{CH}_2 - \underset{\text{COOCH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}} \text{CH} -)_n$ <i>метилметакрилат</i>
Полибутадиен	$n \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2 \rightarrow$ <i>бутадиен - 1,3</i> $\rightarrow (-\text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 -)_n$
<i>Полимеры, получаемые методом поликонденсации</i>	
Фенолформальдегидная смола	$n \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + n \text{CH}_2\text{O} \longrightarrow$ <i>фенол формальдегид</i> 
Капрон	$n \text{NH}_2 - (\text{CH}_2)_5 - \text{COOH} \rightarrow [- (\text{CH}_2)_5 - \text{CO} - \text{NH} -]_n + \text{H}_2\text{O}$ <i>аминокапроновая кислота</i>

Качественные реакции обнаружения некоторых катионов и анионов

Ион, вещество	Реактив	Реакция	Наблюдаемое явление
Fe^{2+}	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ красная кровяная соль	$3\text{Fe}^{2+} + 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 + 6\text{K}^+$	Синее окрашивание
Fe^{3+}	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ жёлтая кровяная соль	$2\text{Fe}^{2+} + 3\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{Fe}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 + 6\text{K}^+$	Синее окрашивание
Fe^{3+}	NH_4CNS роданид аммония	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{NH}_4\text{CNS} \rightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3 + 3\text{NH}_4^+$	Красное окрашивание
Ca^{2+}	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{Ca}^{2+} + (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{NH}_4^+$	Белый осадок
Ba^{2+}	H_2SO_4	$\text{Ba}^{2+} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}^+$	Белый осадок
Cu^{2+}	NH_4OH	$\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	Ярко-синее окрашивание
Pb^{2+}	KJ	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{KJ} \rightarrow \text{PbJ}_2\downarrow + 2\text{K}^+$	Жёлтый осадок
$\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$	H_2S	$\text{Ca}^{2+}(\text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}) + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Ca}(\text{Sr}, \text{Ba})\text{S}\downarrow + 2\text{H}^+$	Осадок
NH_4^+	NaOH	$\text{NH}_4^+ + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+$	Выделение аммиака
$\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$	Щелочная среда	$\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$	От зелёной к жёлтой окраске
CO_3^{2-}	HCl	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	Выделение газа
SO_4^{2-}	BaCl_2	$\text{SO}_4^{2-} + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{Cl}^-$	Белый осадок
NO_3^-	Дифениламин	$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH} \xrightarrow{[\text{O}]} (\text{C}_6\text{H}_4)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O}$	Синее окрашивание
PO_4^{3-}	Магнезиальная смесь	$\text{PO}_4^{3-} + \text{Mg}^{2+} + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{MgNH}_4\text{PO}_4\downarrow$	Белый осадок

Учебное издание

РАБОЧАЯ ТЕТРАДЬ ПО ХИМИИ

Учебное пособие
для студентов, обучающихся по всем образовательным
программам бакалавриата и специалитета

Составители:

Артамонова Ольга Владимировна
Кукина Ольга Борисовна
Шведова Мария Александровна
Шевкун Артем Романович

В авторской редакции

Подписано к изданию 12.11.2020.

Объем данных 3,07 Мб

ФГБОУ ВО «Воронежский государственный технический
университет»

394026 Воронеж, Московский просп., 14