

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ  
БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ  
КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

О. В. ХРУСТАЛЁВА, У. В. ХАРИТОНОВА, В. В. ХРУСТАЛЁВ

# ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ

Практикум



Минск БГМУ 2025

УДК 544(076.5)(075.8)  
ББК 24.5+24.6я73  
Х95

Рекомендовано Научно-методическим советом университета в качестве  
практикума 15.10.2025 г., протокол № 2

Рецензенты: канд. фармацевт. наук, доц., зав. каф. фармацевтической химии с курсом повышения квалификации и переподготовки Белорусского государственного медицинского университета Р. И. Лукашов; каф. общей и органической химии Витебского государственного ордена Дружбы народов медицинского университета

**Хрусталёва, О. В.**

Х95 Физическая и коллоидная химия : практикум / О. В. Хрусталёва, У. В. Харитонова, В. В. Хрусталёв. – Минск : БГМУ, 2025. – 127 с.

ISBN 978-985-21-2081-4.

Содержит материал, необходимый для подготовки к экспериментальным работам по физической и коллоидной химии и проведения расчетов по их результатам. Приведены вопросы для подготовки к коллоквиумам.

Предназначен для студентов 2-го курса фармацевтического факультета.

**УДК 544(076.5)(075.8)**  
**ББК 24.5+24.6я73**

**ISBN 978-985-21-2081-4**

© Хрусталёва О. В., Харитонова У. В.,  
Хрусталёв В. В., 2025  
© УО «Белорусский государственный  
медицинский университет», 2025

# 1 СЕМЕСТР

## Занятие 1

### ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ТЕРМОДИНАМИКИ: ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ ТЕРМОСТАТА-КАЛОРИМЕТРА

**Цель работы:** определить постоянную калориметра с изотермической оболочкой по теплоте растворения  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия», компьютер с программой `elms2.exe`, весы электронные, стеклянный стаканчик  $150 \text{ см}^3$ , шприц на 10 мл, вода дистиллированная, хлорид аммония.

**Сущность работы.** Для определения тепловых эффектов процессов используются специальные приборы — калориметры различных типов. Схема простейшего калориметра с изотермической оболочкой, применяемого для проведения лабораторных работ, представлена на рис. 1.

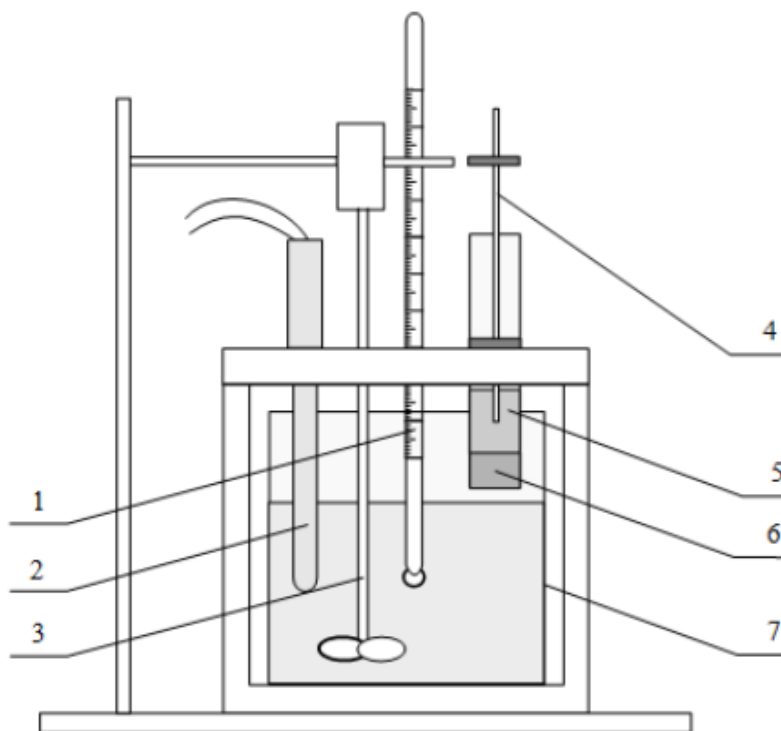


Рис. 1. Схема калориметра:

1 — термометр; 2 — нагреватель; 3 — мешалка; 4 — стеклянная палочка; 5 — исследуемое вещество; 6 — пробка; 7 — стакан

Внутренний калориметрический стеклянный сосуд (стакан), в который помещается определенное количество калориметрической жидкости, вставляется во внешний сосуд — калориметр. Калориметр закрывается крышкой, в отверстие

которой вставлены термометр, мешалка, пробирка с исследуемым веществом и нагреватель.

На основании экспериментальных данных строят график изменения температуры калориметра в ходе калориметрического опыта. Примерный вид такой кривой показан на рис. 2.

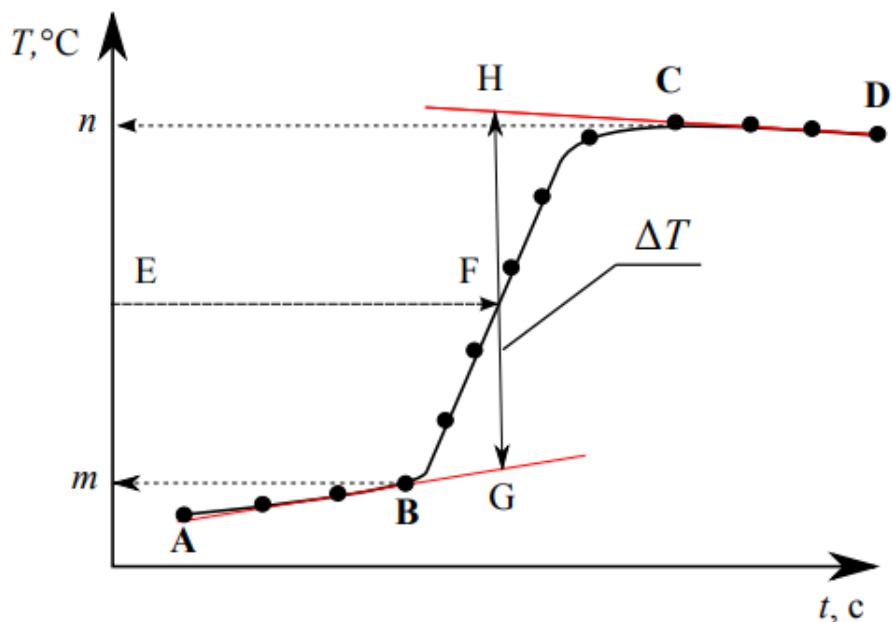


Рис. 2. Графическое изображение изменения температуры в ходе калориметрического опыта

Участок АВ называется «начальным периодом», ВС — «главным», CD — «конечным». Чтобы определить изменение температуры  $\Delta T$ , не искаженное тепловым обменом между калориметром и окружающей средой, происходящим в течение «главного периода», продолжают линии АВ и CD. Из точек В и С опускают перпендикуляры на ось температуры ( $m$  и  $n$ ). Через середину отрезка  $mn$  проводят линию EF до пересечения с кривой ВС и находят точку F. Через точку F проводят вертикальную линию GH, длина которой соответствует  $\Delta T$ . Характер линии ВС зависит от природы и условий протекания теплового процесса (например, от интенсивности перемешивания), наклон линий АВ и CD зависит от теплообмена между калориметром и окружающей средой. Если линии АВ и CD практически параллельны оси абсцисс (оси времени), то изменение температуры в результате прошедшего в калориметре процесса  $\Delta T$  находят, используя значения температуры в «начальном» ( $T_{\text{нач}}$ ) и «конечном» ( $T_{\text{кон}}$ ) периодах:  $\Delta T = T_{\text{кон}} - T_{\text{нач}}$ . Изменение температуры, вызванное процессом, происходящим в калориметре ( $\Delta T = T_{\text{кон}} - T_{\text{нач}}$ ), связано с тепловым эффектом ( $\Delta H$ ) процесса (при  $p = \text{const}$ ) соотношением:

$$\Delta H = \pm(\sum m_i \cdot c_i) \cdot \Delta T = \pm K \cdot \Delta T, \quad (1)$$

где  $m_i$  и  $c_i$  — массы и удельные теплоемкости исследуемого вещества, калориметрической жидкости и вспомогательных устройств (мешалки, пробирки, термометра, нагревателя), участвующих в теплообмене;

$\Delta T$  — изменение температуры, вызванное процессом, протекающим в калориметре;

$K$  — константа калориметра.

Константа калориметра ( $K$ ) — это количество теплоты, необходимое для повышения температуры калориметрической системы (калориметра с содержимым) на 1 Кельвин (или градус Цельсия). Ее определяют методом смешения, вводя в калориметр нагретое или охлажденное тело с известной теплоемкостью и измеряя изменение температуры системы, или путем измерения теплового эффекта известной реакции, например, растворения соли, и вычисляя ее теплоемкость по разнице температур.

**Расчет теплоты растворения соли  $\text{NH}_4\text{Cl}$  по справочным данным.** Для определения константы калориметра используется соль  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , теплота растворения которой хорошо известна. Значение интегральной теплоты растворения при различных концентрациях соли взяты из справочника и приведены в таблице 1.

Таблица 1

Интегральные теплоты растворения хлорида аммония

Моляльность $C_m$ , моль/кг	Интегральная теплота растворения $\Delta H_m$ , кДж/моль
0,5	15,27
1,0	15,31

Рассчитайте моляльность используемого раствора хлорида аммония:

---

---

---

Интегральную теплоту растворения для этого значения моляльности найдем методом интерполяции, используя рис. 3 и приведенное на нем уравнение.

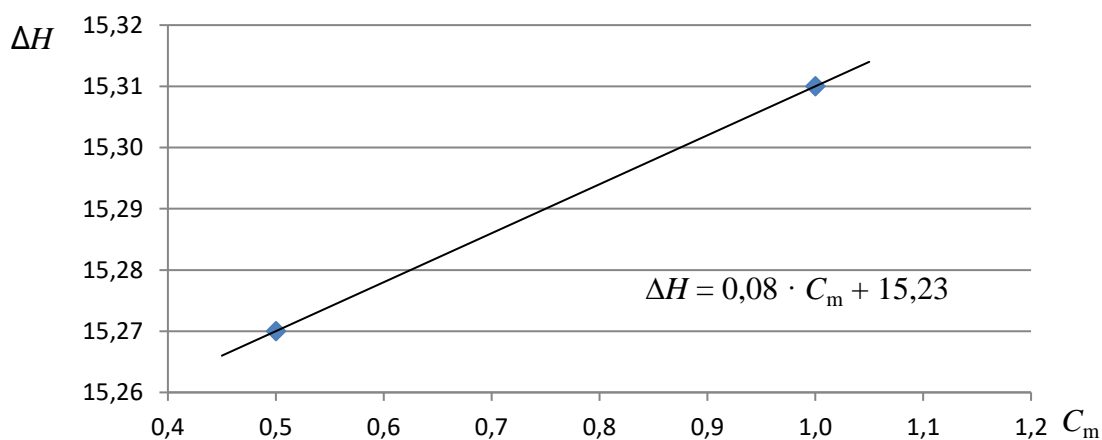


Рис. 3. Зависимость интегральной теплоты растворения от моляльности для  $\text{NH}_4\text{Cl}$

$$\Delta H_m =$$

---

---

Переведите полученное значение  $\Delta H_m$  (кДж /моль) в кДж/г:

---

$$\Delta H_m =$$

---

При растворении 3 г соли  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :

---

$$\Delta H_m =$$

Дж.

---

Это значение подставляем в формулу для расчета константы калориметра  $K$ .

### Выполнение работы:

1. Включить прибор и установить необходимые настройки согласно указаниям по работе с учебно-лабораторным комплексом «Химия»:

- интервал — 2 с;
- количество измерений — 100.

2. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра внести 100 см<sup>3</sup> дистиллированной воды, установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. (**Внимание!!!** Все отверстия в крышке должны быть плотно закрыты пробками).

3. Взвесить навеску соли  $\text{NH}_4\text{Cl}$  массой 3,00 г на электронных весах и количественно перенести в шприц, закрыть шприц крышечкой. Шприц, не выдавливая, вставить до конца в отверстие крышки калориметра. (**Подождать** пока температура калориметрической жидкости в стакане не станет постоянной).

4. Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе elsms2. Подождать, пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки.

5. Затем **быстро** (!!!) выдавить соль из шприца в воду. Проводить измерения до тех пор, пока температура не стабилизируется.

6. По окончании эксперимента нажать кнопку «Стоп» в рабочем окне программе elsms2.

7. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

8. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 1).

9. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется график зависимости изменения температуры от времени.

10. С помощью инструмента «Отрезок» продлить участки начального и конечного периодов, как указано в теоретической части.

11. Из точек пересечения графика и построенной прямой (из пункта 10) опустить перпендикуляры на ось  $Y$  (ось температуры).

12. Между точками пересечения перпендикуляров с осью Y найти середину и из нее провести перпендикуляр от оси Y до пересечения с графиком.

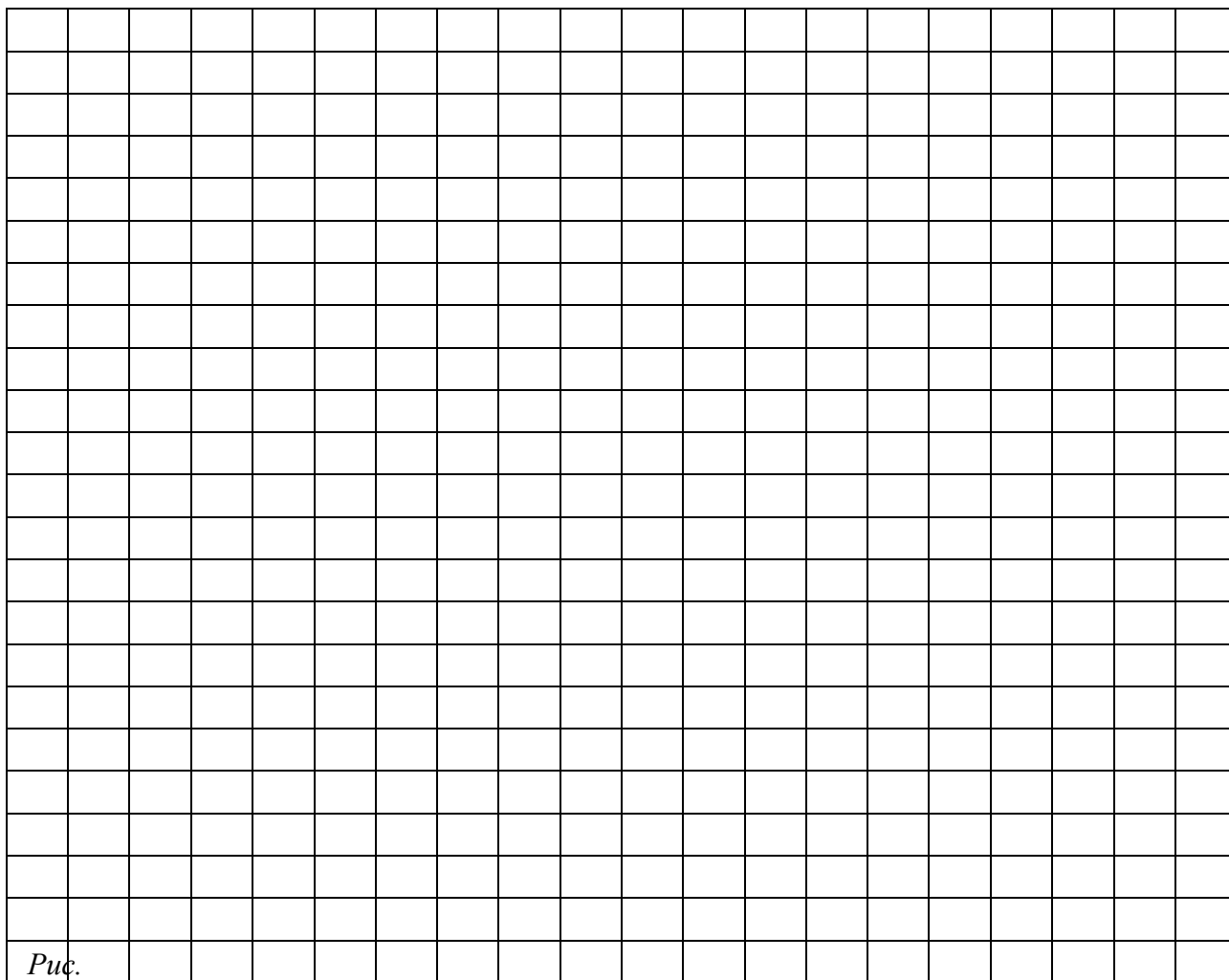
13. В рабочем окне программы elsms2 в левом нижнем углу убрать галочку «Изменения на суммарный график».

14. Для измерения изменения температуры выбрать инструмент «Линейка» и построить прямую от продленной линии начального периода до продленной линии конечного периода через точку пересечения срединного перпендикуляра с графиком.

15. В рабочем окне программы elsms2 внизу появится значение изменения температуры в ячейке «на ось Y». При этом необходимо учесть формат числа:

$$12,3E-01 = 12,3 \cdot 10^{-1} = 1,23.$$

16. Построить схематический график зависимости температуры от времени, подписать оси, указать изменение температуры на графике, дать название рисунку (внизу).



17. Рассчитать константу калориметра, согласно формуле (1), учитывая:  $\Delta T > 0$ , то перед формулой «+», если  $\Delta T < 0$ , то перед формулой «-», теплоемкости разбавленных растворов неорганических солей в воде практически одинаковы и незначительно отличаются от теплоемкости воды ( $c_p = 4,18$  Дж/(г·К)).

Полученные данные внести в таблицу 2.

Таблица 2

**Результаты определения константы калориметра**

$\Delta H_m$ , Дж	
$\Delta T$	
$m_c$ , г;	
$m_b$ , г	
$c$ , Дж/(г·К)	
$K$	

**Вывод:**

---

---

---

---

---

---

---

---

## Занятие 2

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ТЕРМОДИНАМИКИ: ЗАКОН ГЕССА

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ

**Цель работы:** определить теплоту, которая выделяется при нейтрализации сильной кислоты сильным основанием

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия», компьютер с программой elsms2.exe, стеклянный стаканчик на 150 см<sup>3</sup>, вода дистиллированная, шприц на 10 мл, раствор NaOH с  $C = 0,15$  моль/дм<sup>3</sup> и раствор HCl с  $C = 5$  моль/дм<sup>3</sup>.

**Сущность работы.** При взаимодействии одного моль эквивалента сильной кислоты с одним моль эквивалента сильного основания, независимо от их природы, в разбавленных водных растворах выделяется почти одинаковое количество теплоты (55,9 кДж/моль при 298 К).

Постоянство численных значений теплоты реакции нейтрализации связано с тем, что при взаимодействии сильных кислот и оснований, которые в водных растворах полностью диссоциированы, молекулы воды образуются из ионов  $H^+$  (точнее из ионов гидроксония —  $H_3O^+$ ) кислоты и гидроксид-ионов  $OH^-$  основания:



При определении тепловых эффектов нейтрализации необходимо учитывать, что при сливании растворов кислоты и основания происходит изменение объемов, т. е. нужно учитывать еще две промежуточные теплоты разбавления.

В данной работе к большему объему щелочи прибавляется небольшой объем кислоты, поэтому объем щелочи мало изменится при вливании в нее кислоты, теплота разведения щелочи кислотой мала, и ею можно пренебречь. Теплота разведения кислоты щелочью в этом случае велика, и ее нужно учитывать при определении теплоты нейтрализации. Тогда

$$Q_1 = Q + Q_2, \quad (2)$$

где  $Q$  — теплота нейтрализации;

$Q_1$  — теплота нейтрализации и разведения;

$Q_2$  — теплота разведения.

Теплоту реакции нейтрализации определяют по формуле (3):

$$Q = (m_1c_1 + m_2c_2 + K) \cdot \Delta T_1 - (m_2c_2 + m_3c_3 + K) \cdot \Delta T_2, \quad (3)$$

где  $m_1, c_1$  — масса и теплоемкость раствора щелочи;

$m_2, c_2$  — масса и теплоемкость раствора кислоты;

$m_3, c_3$  — масса и теплоемкость воды;

$\Delta T_1, \Delta T_2$  — разность температур при нейтрализации и разведении соответственно.

Если принять, что теплоемкости растворов щелочи и кислоты приблизительно равны теплоемкости воды ( $c_1 = c_2 = c_3 = c$ ), то формула для расчета теплоты реакции нейтрализации примет вид:

$$Q = (m_1c + m_2c + K) \cdot (\Delta T_1 - \Delta T_2). \quad (4)$$

Полученное численное значение теплоты пересчитать на 1 моль кислоты:

$$q = \frac{Q \cdot 1000}{V \cdot C}, \quad (5)$$

где  $V$  — объем раствора кислоты, см<sup>3</sup>;

$C$  — концентрация кислоты, моль/дм<sup>3</sup>.

### Ход работы:

1. Включить прибор и установить необходимые настройки согласно указаниям по работе с учебно-лабораторным комплексом «Химия»:

– интервал — 5 с;

– количество измерений — 100.

2. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра внести 100 см<sup>3</sup> дистиллированной воды, установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. (**Внимание!!!** Все отверстия в крышке должны быть плотно закрыты пробками).

3. Градуированной пипеткой отмерить 3 мл HCl и количественно перенести в шприц, закрыть шприц крышечкой. Шприц, не выдавливая, вставить до конца в отверстие крышки калориметра. (**Подождать** пока температура калориметрической жидкости не станет постоянной).

4. Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе elsms2. Подождать пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки.

5. Затем **быстро** (!!!) выдавить кислоту из шприца в воду. Проводить измерения до тех пор, пока температура не стабилизируется.

6. По окончании эксперимента нажать кнопку «Стоп» в рабочем окне программе elsms2.

7. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

8. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 1).

9. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется график зависимости изменения температуры от времени.

10. С помощью инструмента «Отрезок» продлить участки начального и конечного периодов, как указано в теоретической части.

11. Из точек пересечения графика и достроенной прямой (из пункта 10) опустить перпендикуляры на ось Y (ось температуры).

12. Между точками пересечения перпендикуляров с осью Y найти середину и из нее провести перпендикуляр от оси Y до пересечения с графиком.

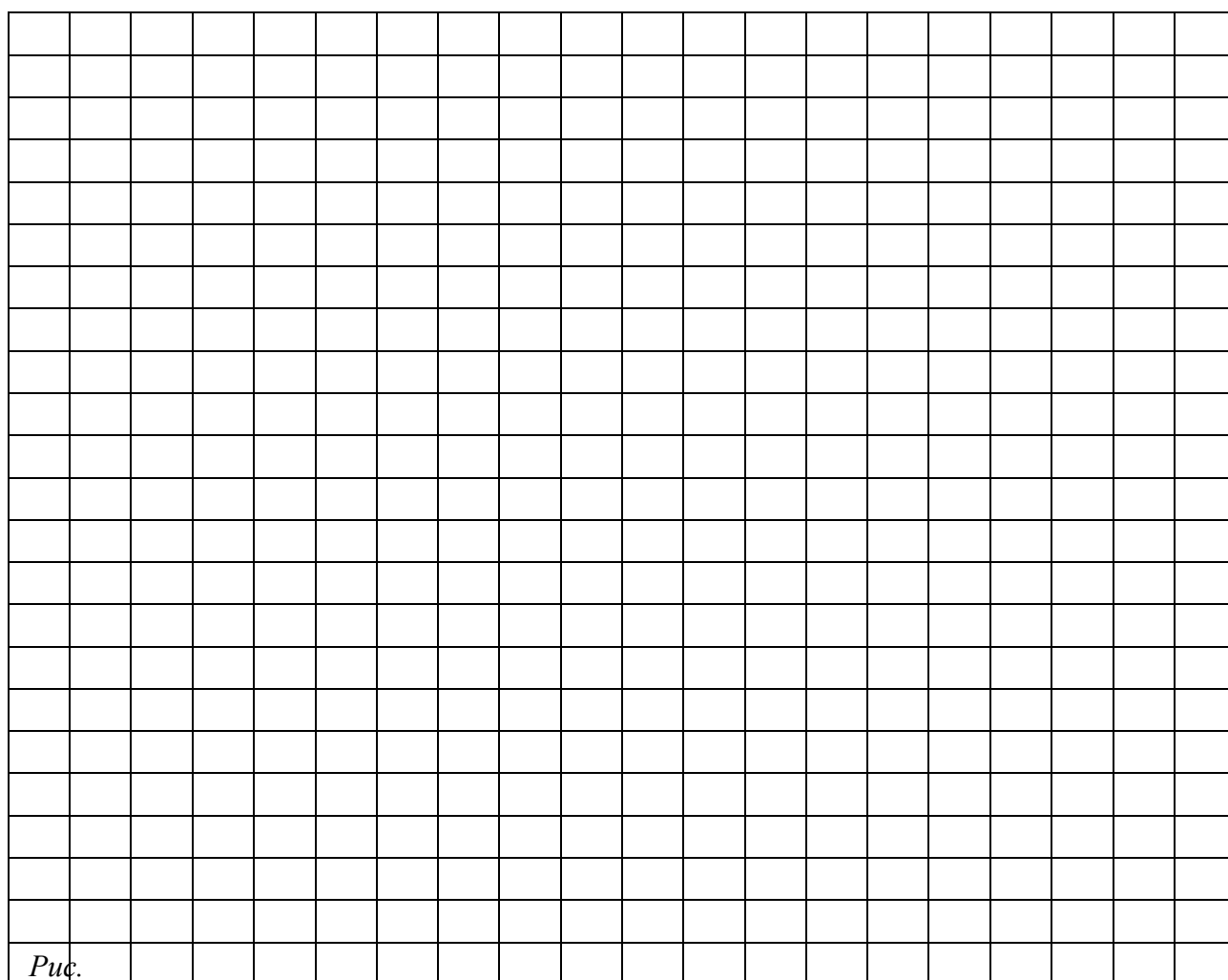
13. В рабочем окне программы elsms2 в левом нижнем углу убрать галочку «Изменения на суммарный график».

14. Для измерения изменения температуры выбрать инструмент «Линейка» и построить прямую от продленной линии начального периода до продленной линии конечного периода через точку пересечения срединного перпендикуляра с графиком.

15. В рабочем окне программы elsms2 внизу появится значение изменения температуры в ячейке «на ось Y». При этом необходимо учесть формат числа:

$$12,3E-01 = 12,3 \cdot 10^{-1} = 1,23.$$

16. Построить схематический график зависимости температуры от времени, подписать оси, указать изменение температуры на графике при разбавлении, дать название рисунку (внизу).



17. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра внести 100 см<sup>3</sup> раствор NaOH, установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. (**Внимание!!!** Все отверстия в крышке должны быть плотно закрыты пробками).

18. Повторить пункты 3–15.



### Занятие 3

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ТЕРМОДИНАМИКИ: ЗАКОН КИРХГОФА

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. РАСЧЕТ ТЕПЛОТЫ ДИССОЦИИАЦИИ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА

**Цель работы:** определить теплоту диссоциации слабого основания  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия»; компьютер с программой `elsms2.exe`; стеклянный стаканчик на 150 см<sup>3</sup>, вода дистиллированная, шприц на 10 мл, раствор  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  с  $C = 5$  моль/дм<sup>3</sup> и раствор  $\text{HCl}$  с  $C = 0,15$  моль/дм<sup>3</sup>.

**Сущность работы.** Слабые электролиты, в частности слабые кислоты и основания в растворе диссоциируют на ионы не полностью. Поэтому, при смешивании слабой кислоты с сильным основанием или слабого основания с сильной кислотой наряду с образованием воды из ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  идет процесс диссоциации слабой кислоты или слабого основания. Так как при смешивании необходимо учитывать разведение кислот и оснований, то тепловой эффект смешения в этом случае будет равен сумме следующих тепловых эффектов:

- 1 — теплоты образования воды из ионов;
- 2 — теплоты диссоциации слабой кислоты или слабого основания;
- 3 — теплоты разведения раствора кислоты раствором основания;
- 4 — теплоты разведения раствора основания раствором кислоты.

В данной работе к большому объему раствора кислоты прибавляется небольшой объем раствора основания, поэтому объем раствора кислоты мало изменится при вливании в нее основания, теплота разведения кислоты мала, и ею можно пренебречь. Теплота разведения раствора основания кислотой в этом случае велика, и ее нужно учитывать при определении теплоты нейтрализации. Тогда

$$Q_1 = Q_2 + Q_3 + Q_{\text{дисс}}, \quad (6)$$

где  $Q_{\text{дисс}}$  — теплота диссоциации;

$Q_1$  — теплота нейтрализации и разведения;

$Q_2$  — теплота образования воды;

$Q_3$  — теплота разведения.

Теплоту диссоциации определяют по формуле (приняв, что теплоемкости растворов основания и кислоты приблизительно равны теплоемкости воды ( $c_1 = c_2 = c_3 = c$ )):

$$Q_{\text{дисс}} = (m_1c + m_2c + K) \cdot \Delta T_1 - Q_2 - (m_1c + m_3c + K) \cdot \Delta T_2, \quad (7)$$

где  $m_1, c_1$  — масса и теплоемкость раствора основания;

$m_2, c_2$  — масса и теплоемкость раствора кислоты;

$m_3, c_3$  — масса и теплоемкость воды;

$\Delta T_1, \Delta T_2$  — разность температур при нейтрализации и разведении соответственно;

$Q_2$  — теплота образования воды (использовать значение полученное в лабораторной работе «Определение теплоты реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием»)

Полученное численное значение теплоты пересчитать на 1 моль основания:

$$q = \frac{Q \cdot 1000}{V \cdot C}, \quad (8)$$

где  $V$  — объем раствора основания, см<sup>3</sup>;

$C$  — концентрация основания, моль/дм<sup>3</sup>.

### Ход работы:

1. Включить прибор и установить необходимые настройки согласно указаниям по работе с учебно-лабораторным комплексом «Химия»:

– интервал — 5 с;

– количество измерений — 100.

2. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра внести 100 см<sup>3</sup> дистиллированной воды, установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. (**Внимание!!!** Все отверстия в крышке должны быть плотно закрыты пробками).

3. Градуированной пипеткой отмерить 3 мл  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  и количественно перенести в шприц, закрыть шприц крышечкой. Шприц, не выдавливая, вставить до конца в отверстие крышки калориметра. (**Подождать** пока температура калориметрической жидкости в стакане не станет постоянной).

4. Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе elsms2. Подождать пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки.

5. Затем **быстро** (!!!) выдавить основание из шприца в воду. Проводить измерения до тех пор, пока температура не стабилизируется.

6. По окончании эксперимента нажать кнопку «Стоп» в рабочем окне программе elsms2.

7. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

8. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 1).

9. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется график зависимости изменения температуры от времени.

10. С помощью инструмента «Отрезок» продлить участки начального и конечного периодов, как указано в теоретической части.

11. Из точек пересечения графика и достроенной прямой (из пункта 10) опустить перпендикуляры на ось  $Y$  (ось температуры).

12. Между точками пересечения перпендикуляров с осью  $Y$  найти середину и из нее провести перпендикуляр от оси  $Y$  до пересечения с графиком.

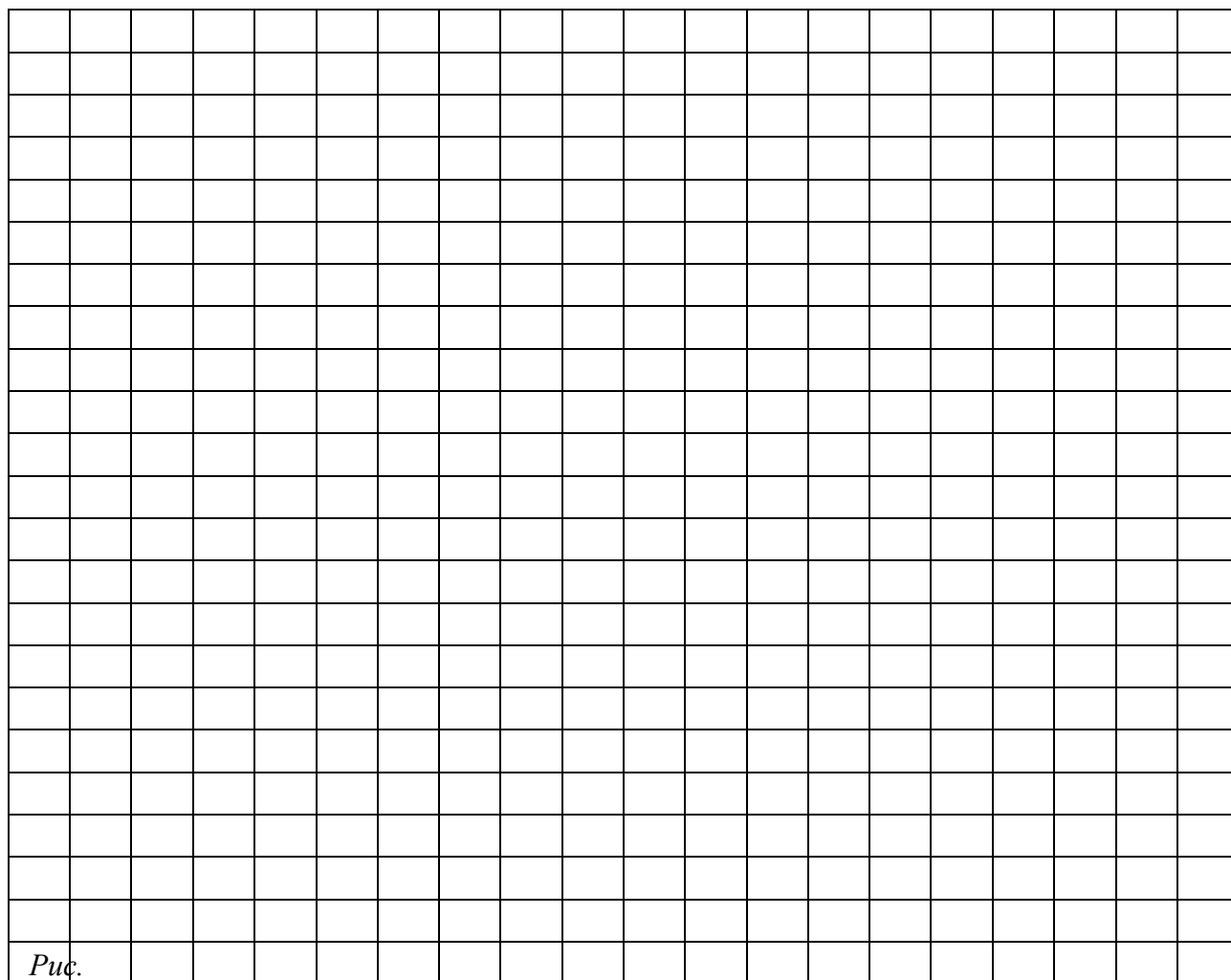
13. В рабочем окне программы elsms2 в левом нижнем углу убрать галочку «Изменения на суммарный график».

14. Для измерения изменения температуры выбрать инструмент «Линейка» и построить прямую от продленной линии начального периода до продленной линии конечного периода через точку пересечения серединного перпендикуляра с графиком.

15. В рабочем окне программы elsms2 внизу появится значение изменения температуры в ячейке «на ось Y». При этом необходимо учесть формат числа:

$$12,3E-01 = 12,3 \cdot 10^{-1} = 1,23.$$

16. Построить схематический график зависимости температуры от времени, подписать оси, указать изменение температуры на графике при разбавлении, дать название рисунку (внизу).



17. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра внести 100 см<sup>3</sup> раствор HCl, установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. (**Внимание!!!** Все отверстия в крышке должны быть плотно закрыты пробками).

18. Повторить пункты 3–15.

19. Построить схематический график зависимости температуры от времени, подписать оси, указать изменение температуры на графике при нейтрализации сильной кислоты слабым основанием, дать название рисунку (внизу).

<i>Рис.</i>																					

20. По формулам (6–8) рассчитать теплоту диссоциации:

$Q =$

---

$q =$

---

В выводе по численному значению теплоты определить, экзо- или эндотермической является реакция нейтрализации.

**Вывод:**

---

---

---

---

## Занятие 4

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ТЕРМОДИНАМИКИ: ВТОРОЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ БЕЗВОДНОЙ СОЛИ СУЛЬФАТА МЕДИ

**Цель работы:** определить теплоту растворения безводного сульфата меди (II)  $\text{CuSO}_4$ .

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия»; компьютер с программой `elms2.exe`; стеклянный стаканчик на  $150 \text{ см}^3$ ; вода дистиллированная; шприц; навеска соли  $\text{CuSO}_4$  массой 3 г.

#### **Ход работы:**

1. Включить прибор и установить необходимые настройки согласно указаниям по работе с учебно-лабораторным комплексом «Химия»:

- интервал — 5 с;
- количество измерений — 100.

2. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра внести  $100 \text{ см}^3$  дистиллированной воды, установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. (**Внимание!!!** Все отверстия в крышке должны быть плотно закрыты пробками).

3. Количественно перенести, заранее взвешенный безводный сульфат меди (II), в шприц, закрыть шприц крышечкой. Шприц, не выдавливая, вставить до конца в отверстие крышки калориметра. (**Подождать** пока температура калориметрической жидкости в стакане не станет постоянной).

4. Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе `elms2`. Подождать пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки.

5. Затем **быстро** (!!!) выдавить соль из шприца в воду. Проводить измерения до тех пор, пока температура не стабилизируется.

6. По окончании эксперимента нажать кнопку «Стоп» в рабочем окне программе `elms2`.

7. В рабочем окне программы `elms2` перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

8. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 1).

9. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется график зависимости изменения температуры от времени.

10. С помощью инструмента «Отрезок» продлить участки начального и конечного периодов, как указано в теоретической части.

11. Из точек пересечения графика и построенной прямой (из пункта 10) опустить перпендикуляры на ось  $Y$  (ось температуры).

12. Между точками пересечения перпендикуляров с осью  $Y$  найти середину и из нее провести перпендикуляр от оси  $Y$  до пересечения с графиком.

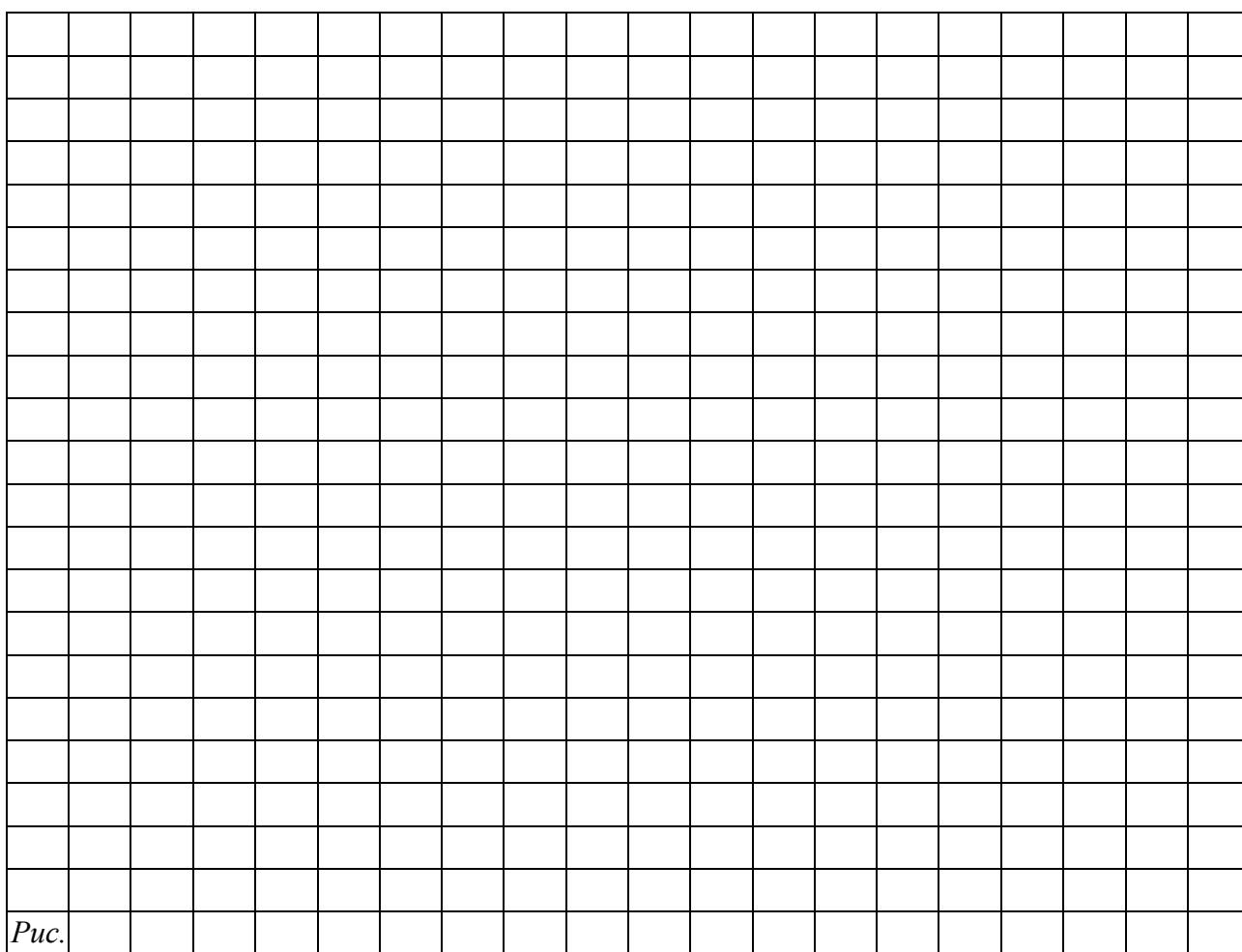
13. В рабочем окне программы elsms2 в левом нижнем углу убрать галочку «Изменения на суммарный график».

14. Для измерения изменения температуры выбрать инструмент «Линейка» и построить прямую от продленной линии начального периода до продленной линии конечного периода через точку пересечения срединного перпендикуляра с графиком.

15. В рабочем окне программы elsms2 внизу появится значение изменения температуры в ячейке «на ось Y». При этом необходимо учесть формат числа:

$$12,3E-01 = 12,3 \cdot 10^{-1} = 1,23.$$

16. Построить схематический график зависимости температуры от времени, подписать оси, указать изменение температуры на графике при разбавлении, дать название рисунку (внизу).



17. Рассчитать теплоту растворения  $\text{CuSO}_4$  по формуле (9):

$$Q = [(m_c + m_g)c + K] \cdot \Delta T, \quad (9)$$

где  $Q$  — теплота растворения соли, Дж;

$K$  — постоянная калориметра, (использовать значение, полученное в лабораторной работе «Определение константы термостата-калориметра»);

$\Delta T$  — действительное изменение температуры процесса растворения  $\text{CuSO}_4$ , найденное графическим методом из данных, полученных в ходе эксперимента;

$m_c$  — масса соли, г;

$m_в$  — масса воды, г;

$c$  — теплоемкость раствора (теплоемкости разбавленных растворов неорганических солей в воде практически одинаковы и незначительно отличаются от теплоемкости воды  $c_p = 4,18$  Дж/(гК)).

Удельную теплоту растворения рассчитать по формуле (10):

$$q = \frac{Q}{m_c}, \quad (10)$$

где  $q$  — удельная теплота растворения, Дж/г;

$Q$  — теплота растворения соли, Дж;

$m_c$  — масса соли, г.

$Q =$

---

$q =$

---

**Вывод:**

---

---

---

---

## Занятие 5

### ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ТЕРМОДИНАМИКИ: ТРЕТИЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ, АБСОЛЮТНАЯ ЭНТРОПИЯ

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. РАСЧЕТ ТЕПЛОТЫ ГИДРАТАЦИИ

**Цель работы:** определить теплоту гидратообразования  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия», компьютер с программой `elsms2.exe`; электронные весы, стеклянный стаканчик объемом  $150 \text{ см}^3$ , вода дистиллированная, шприц, соль  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**Сущность метода.** Разность теплот растворения безводной соли и кристаллогидрата будет равна теплоте гидратообразования. Рассчитывается при помощи формулы (11):

$$Q_{\text{гидр}} = Q(\text{CuSO}_4) - Q(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}), \quad (11)$$

#### **Ход работы:**

1. Включить прибор и установить необходимые настройки согласно указаниям по работе с учебно-лабораторным комплексом «Химия»:

- интервал — 5 с;
- количество измерений — 100.

2. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра внести  $100 \text{ см}^3$  дистиллированной воды, установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. (**Внимание!!!** Все отверстия в крышке должны быть плотно закрыты пробками).

3. Взвесить навеску соли  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  массой 3,00 г на электронных весах и количественно перенести в шприц, закрыть шприц крышечкой. Шприц, не выдавливая, вставить до конца в отверстие крышки калориметра. (**Подождать** пока температура калориметрической жидкости в стакане не станет постоянной).

4. Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе `elsms2`. Подождать пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки.

5. Затем **быстро** (!!!) выдавить соль из шприца в воду. Проводить измерения до тех пор, пока температура не стабилизируется.

6. По окончании эксперимента нажать кнопку «Стоп» в рабочем окне программе `elsms2`.

7. В рабочем окне программы `elsms2` перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

8. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 1).

9. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется график зависимости изменения температуры от времени.

10. С помощью инструмента «Отрезок» продлить участки начального и конечного периодов, как указано в теоретической части.

11. Из точек пересечения графика и построенной прямой (из пункта 10) опустить перпендикуляры на ось Y (ось температуры).

12. Между точками пересечения перпендикуляров с осью Y найти середину и из нее провести перпендикуляр от оси Y до пересечения с графиком.

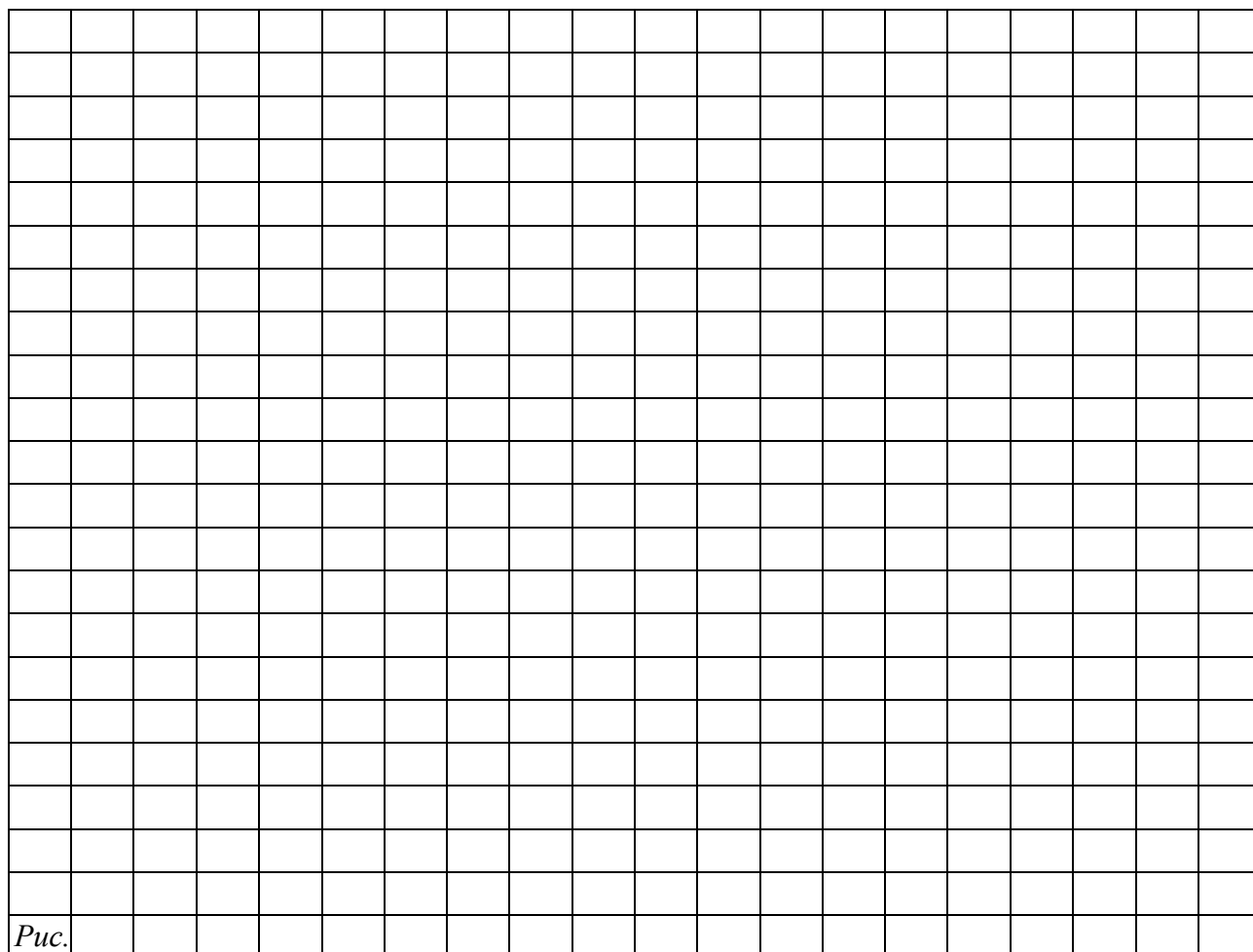
13. В рабочем окне программы elsms2 в левом нижнем углу убрать галочку «Изменения на суммарный график».

14. Для измерения изменения температуры выбрать инструмент «Линейка» и построить прямую от продленной линии начального периода до продленной линии конечного периода через точку пересечения серединного перпендикуляра с графиком.

15. В рабочем окне программы elsms2 внизу появится значение изменения температуры в ячейке «на ось Y». При этом необходимо учесть формат числа:

$$12,3E-01 = 12,3 \cdot 10^{-1} = 1,23.$$

16. Построить схематический график зависимости температуры от времени, подписать оси, указать изменение температуры на графике при растворении, дать название рисунку (внизу).



17. По формулам (9–10) рассчитать теплоту растворения кристаллогидрата сульфата меди (II) и теплоту гидратообразования:

$$Q =$$

---

---

$$q =$$

---

---

$$Q_{\text{гидр}} =$$

---

---

**Вывод:**

---

---

---

---

---

---

## Занятие 6 ТЕРМОДИНАМИКА ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. РАСЧЕТ ЭНТАЛЬПИИ И ЭНТРОПИИ ПО ПЛОТУ ВАНТ-ГОФФА

**Цель работы:** определить энтальпию и энтропию реакции по плоту Вант-Гоффа.

**Суть работы.** Уравнение Вант-Гоффа в химической термодинамике связывает изменение температуры ( $T$ ) с изменением константы равновесия ( $K$ ) с учетом изменения энтальпии ( $\Delta H$ ).

$$\frac{d \ln K}{dT} = \frac{\Delta H^0}{RT^2}. \quad (12)$$

Из уравнения (1) следует, что  $K$  увеличивается с повышением температуры в эндотермических процессах ( $\Delta H^0 > 0$ ). Если же реакция экзотермическая ( $\Delta H^0 < 0$ ), то  $K$  увеличивается с понижением температуры (рис. 4).

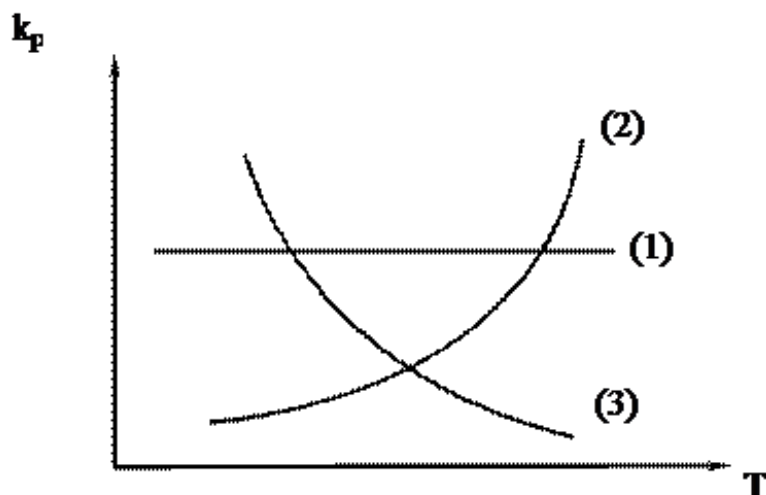


Рис. 4. Зависимость константы равновесия от температуры:  
1 —  $\Delta H^0 = 0$ ; 2 —  $\Delta H^0 > 0$ ; 3 —  $\Delta H^0 < 0$

За исключением реакций в растворах,  $\Delta H^0$  мало изменяется с температурой, следовательно, в небольшом интервале температур  $\Delta H^0$  можно считать постоянной. Интегрируя приведенное выше выражение (1), получим:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^0}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right), \quad (13)$$

где  $K_1$  — константа равновесия при абсолютной температуре  $T_1$ ;  
 $K_2$  — константа равновесия при абсолютной температуре  $T_2$ ;  
 $\Delta H^0$  — изменение энтальпии;  
 $R$  — газовая постоянная.

Если требуется большая точность, можно скорректировать температурные изменения  $\Delta H^0$ , используя данные теплоемкости.

Поскольку при постоянном давлении и температуре

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0, \quad (14)$$

и

$$\Delta G^0 = -RT \ln K, \quad (15)$$

то

$$K = e^{-\frac{\Delta H^0}{RT}} e^{\frac{\Delta S^0}{R}}. \quad (16)$$

Взяв натуральный логарифм обеих сторон в уравнении (16), мы получаем линейную зависимость между  $\ln K$  и стандартными энтальпиями и энтропиями:

$$\ln K = -\frac{\Delta H^0}{RT} + \frac{\Delta S^0}{R}. \quad (17)$$

Уравнение (17) называется уравнением Вант-Гоффа. Оно показывает (рис. 5) линейную зависимость  $\ln K$  от  $1/T$  с наклоном  $-\Delta_r H^0/R$  и точкой пересечения  $\Delta_r S^0/R$ .

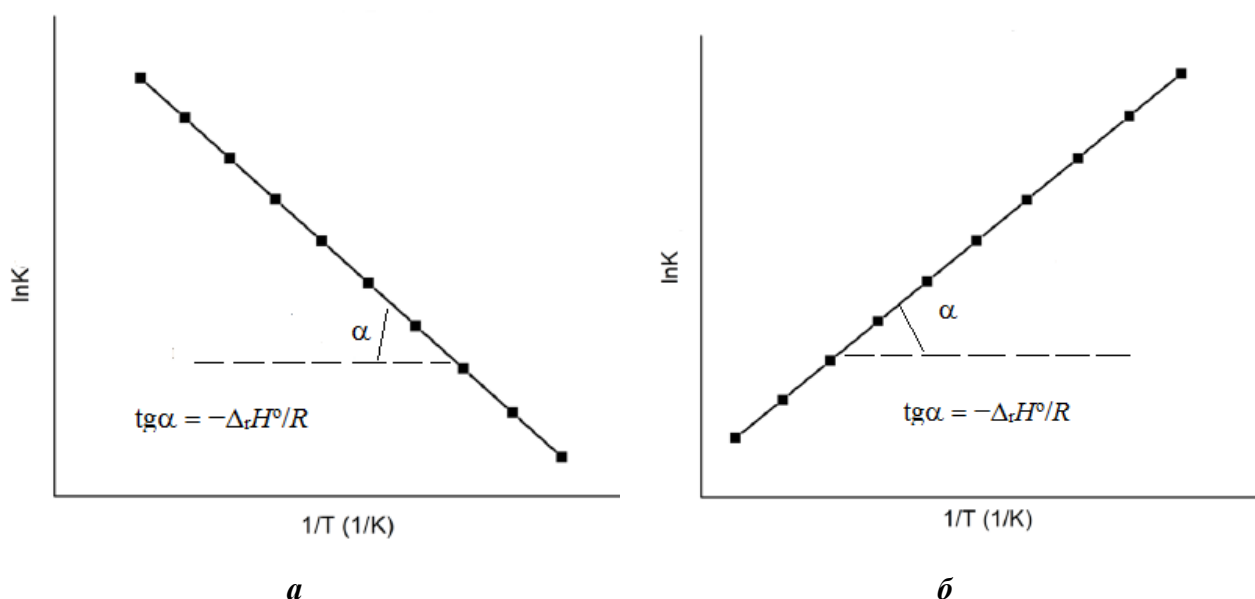


Рис. 5. График Вант-Гоффа для эндотермической реакции (а) и экзотермической реакции (б)

### Ход работы.

Некоторые ингибиторы обратного захвата серотонина (рис. 6) используются в клинической практике для лечения депрессии и тревожных расстройств.

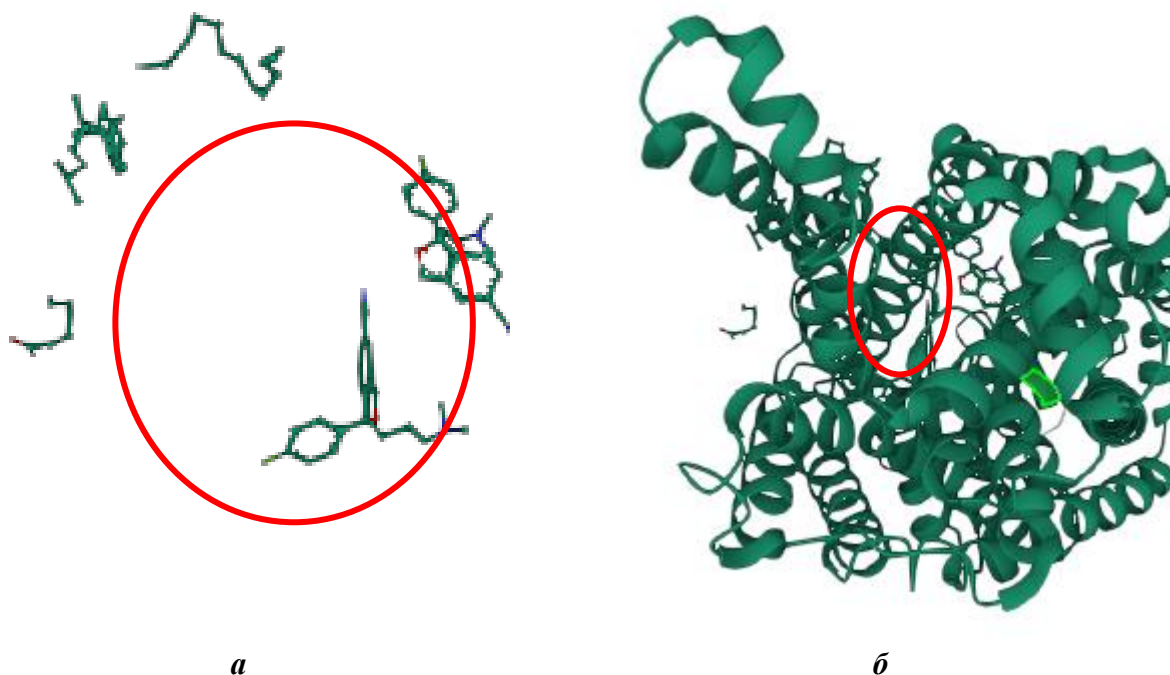


Рис. 6. Структурные формулы:  
*a* — S-циталопрама; *б* — комплекса S-циталопрама с переносчиком серотонина

В данной работе проанализируем зависимость констант равновесия от температуры (табл. 3) при связывания [3H]S-циталопрама с hSERT (переносчик серотонина) с использованием мембран hSERT-HEK в равновесных условиях при контролируемых температурах.

Таблица 3

**Зависимость констант равновесия от температуры**

<i>t</i> , С	<i>K</i>	<i>T</i> , К	<i>1/T</i>	<i>lnK</i>
10	541579268			
14	475558281			
18	413430508			
22	370365162			
26	331785754			
30	297225004			
36	248263192			
38	238528653			
40	229175811			
42	220189699			

1) рассчитываем значения *lnK* и обратных температур, полученные данные заносим в таблицу 3.

2) на основании представленных данных строим график зависимости *lnK/(1/T)*.



## Занятие 7

# ТЕРМОДИНАМИКА ФАЗОВЫХ РАВНОВЕСИЙ: ОДНОКОМПОНЕНТНЫЕ СИСТЕМЫ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ ПЛАВЛЕНИЯ ДИФЕНИЛАМИНА И НАФТАЛИНА

**Цель работы:** методом термического анализа определить температуры плавления дифениламина и нафталина, а также рассчитать их энтропии фазовых переходов.

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия»; ампулы № 0 и № 10, содержащие нафталин и дифениламин; компьютер с программой elsms2.exe.

**Сущность работы.** Рассчитать для данных веществ изменение энтропии при плавлении по формуле:

$$\Delta S = \frac{\Delta H}{\Delta T}, \quad (18)$$

где  $\Delta H$  — молярная энтальпия плавления;

для нафталина она равна 19,29 кДж/моль;

для дифениламина — 17,86 кДж/моль;

$T$  — температура фазового перехода нафталина (дифениламина).

**Ход работы:**

1. Включить прибор УЛК «Химия».
2. В рабочем окне программы с правой стороны окна включить нагреватель и установить температуру нагрева 95 °С, интервал измерений — 20 с, число измерений — 100.
3. Поместить ампулы, содержащие чистый дифениламин (№ 10) и нафталин (№ 0), в гнезда «НАГРЕВ» 5 и 6 соответственно.
4. Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе elsms2.
5. Проводить нагрев до температуры 90–95 °С (в рабочем окне термодатчик № 5 должен показать температуру около 95 °С).
6. По окончании эксперимента нажать кнопку «Стоп» в рабочем окне программе elsms2.
7. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).
8. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 5).
9. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется график зависимости изменения температуры от времени при плавлении дифениламина, определить его температуру плавления.
10. Построить схематический график зависимости изменения температуры от времени при плавлении дифениламина, подписать оси и указать температуру плавления.


11. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

12. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 6)

13. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется график зависимости изменения температуры от времени при плавлении нафталина, определить его температуру плавления.

14. Построить схематический график зависимости изменения температуры от времени при плавлении нафталина, подписать оси и указать температуру плавления.


15. Рассчитать для данных веществ изменение энтропии при плавлении по формуле (18):

$\Delta S_{\text{пл.}}$ (нафталина) =

---



---

$\Delta S_{\text{пл.}}$ (дифениламина) =

---



---

16. Сравнить полученные значения изменения энтропии плавления с табличными значениями для исследуемых веществ.

---

---

---

Сделать вывод об изменении энтропии при фазовом переходе от твердого состояния к жидкому состоянию, т. е. плавлении.

**Вывод:**

---

---

---

---

---

---

---

## Занятие 8

### ТЕРМОДИНАМИКА ФАЗОВЫХ РАВНОВЕСИЙ: ДИАГРАММЫ ПЛАВЛЕНИЯ ДВУХКОМПОНЕНТНЫХ СИСТЕМ

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПОСТРОЕНИЕ ДИАГРАММЫ ПЛАВКОСТИ БИНАРНОЙ СИСТЕМЫ ДИФЕНИЛАМИН–НАФТАЛИН — ЧАСТЬ 1

**Цель работы:** методом термического анализа построить диаграмму плавкости системы дифениламин-нафталин и провести ее анализ.

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия» с модулем «Термический анализ» в комплекте с 11-тью ампулами, содержащими смеси дифениламина и нафталина различных составов (от 10 до 90 %) и ампулы с чистым дифениламином и нафталином, компьютер с программой `elsms2.exe` для обработки полученных данных.

**Ход работы:**

1. Включить прибор УЛК «Химия».
2. В рабочем окне программы справа стороны окна включить нагреватель и установить температуру нагрева 95 °С, интервал измерений — 20 с, число измерений — 100.
3. Поместить ампулы № 7–9 со смесью дифениламин–нафталин в гнезда нагрева в соответствии со схемой на рис. 7, а. Произвести нагрев до 90–95 °С.

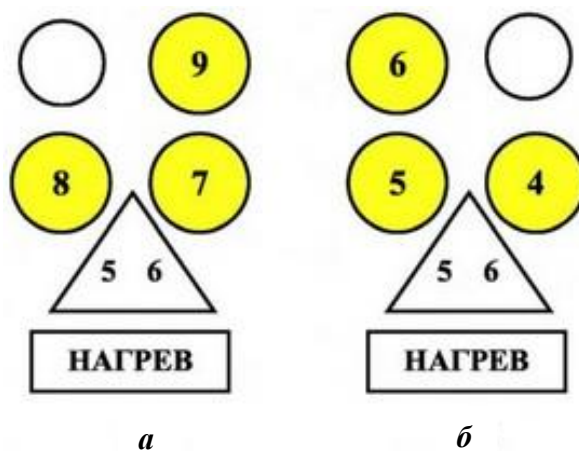


Рис. 7. Расположение ампул в группе гнезд «НАГРЕВ» в каждом из экспериментов

4. По завершении нагрева (достижении заданной температуры с последующей выдержкой при ней не менее 5 мин) ампулы быстро переместить в группу гнезд «ИЗМЕРЕНИЕ» (согласно рис. 8, а). Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе `elsms2`.

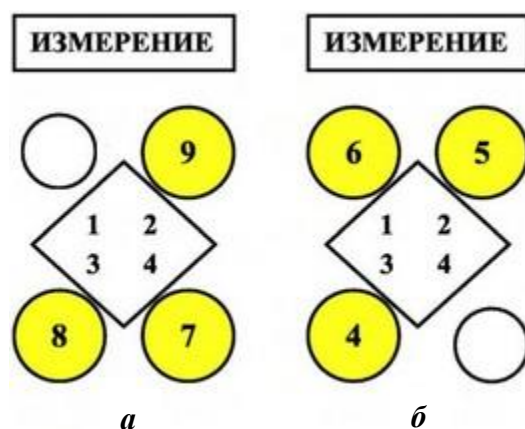


Рис. 8. Расположение ампул в группе гнезд «ИЗМЕРЕНИЕ» в каждом из экспериментов

5. В гнездах «ИЗМЕРЕНИЕ» происходит постепенное охлаждение ампул с фиксированием значения температуры через определенный интервал времени (20 с). Фиксирование и обработка всех данных проводится с помощью компьютерной программы `elsms2.exe`.

6. По окончании эксперимента (при достижении температуры 25–28 °С, температура эвтектики) нажать кнопку «Стоп» в рабочем окне программы `elsms2`.

7. По завершении измерений изменения температуры ампулы № 7–9 помещают в группу гнезд «ХРАНЕНИЕ».

8. В рабочем окне программы `elsms2` перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

9. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 2).

10. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется кривая охлаждения ампулы № 9, определить ее температуры фазовых переходов, записать в таблицу 4.

Таблица 4

Температуры фазовых переходов смеси дифениламина-нафталин

Номер ампулы	Содержание нафталина, %	Содержание дифениламина, %	T <sub>1</sub>	T <sub>2</sub>
4	60	40		
5	50	50		
6	40	60		
7	30	70		
8	20	80		
9	10	90		

11. В рабочем окне программы `elsms2` перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

12. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 3).

13. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется кривая охлаждения ампулы № 8, определить ее температуры фазовых переходов, записать в таблицу 4.

14. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

15. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 4).

16. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется кривая охлаждения ампулы № 7, определить ее температуру фазового перехода записать в таблицу 4.

17. Поместить ампулы № 4–6 со смесью дифениламин-нафталин в гнезда нагрева в соответствии со схемой на рис. 7, б. Произвести, нагрев до 90–95 °С.

18. По завершении нагрева (достижении заданной температуры с последующей выдержкой при ней не менее 5 мин) ампулы быстро переместить в группу гнезд «ИЗМЕРЕНИЕ» (согласно рис. 8, б). Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе elsms2.

19. По окончании эксперимента (при достижении температуры 25–28 °С, температура эвтектики) нажать кнопку «Стоп» в рабочем окне программе elsms2.

20. По завершении измерений изменения температуры ампулы № 4–6 помещают в группу гнезд «ХРАНЕНИЕ».

21. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

22. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 1).

23. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется кривая охлаждения ампулы № 6, определить ее температуры фазовых переходов, записать в таблицу 4.

24. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

25. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 2).

26. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется кривая охлаждения ампулы № 5, определить ее температуры фазовых переходов, записать в таблицу 4.

27. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

28. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 3).

29. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется кривая охлаждения ампулы № 4, определить ее температуру фазового перехода записать в таблицу 4.

Сделать вывод о том, в какой ампуле находится эвтектическая смесь, объяснить, на основании чего сделан этот вывод.

**Вывод:**

---

---

---

---

---

---

---

## Занятие 9

### ТЕРМОДИНАМИКА ФАЗОВЫХ РАВНОВЕСИЙ: ДИАГРАММЫ КИПЕНИЯ ДВУХКОМПОНЕНТНЫХ СИСТЕМ

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПОСТРОЕНИЕ ДИАГРАММЫ ПЛАВКОСТИ БИНАРНОЙ СИСТЕМЫ ДИФЕНИЛАМИН–НАФТАЛИН — ЧАСТЬ 2

**Цель работы:** методом термического анализа построить диаграмму плавкости системы дифениламин-нафталин и провести ее анализ.

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия» с модулем «Термический анализ» в комплекте с 11-тью ампулами, содержащими смеси дифениламина и нафталина различных составов (от 10 до 90 %) и ампулы с чистым дифениламином и нафталином, компьютер с программой elsms2.exe для обработки полученных данных.

**Ход работы:**

1. Включить прибор УЛК «Химия».
2. В рабочем окне программы справа стороны окна включить нагреватель и установить температуру нагрева 95 °С, интервал измерений — 20 с, число измерений — 100.
3. Поместить ампулы № 1–3 со смесью дифениламин-нафталин в гнезда нагрева в соответствии со схемой на рис. 9. Произвести нагрев до 90–95 °С.

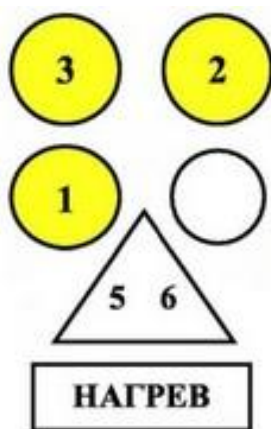


Рис. 9. Расположение ампул в группе гнезд «НАГРЕВ» в каждом из экспериментов

4. По завершении нагрева (достижении заданной температуры с последующей выдержкой при ней не менее 5 мин) ампулы быстро переместить в группу гнезд «ИЗМЕРЕНИЕ» (согласно рис. 10). Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе elsms2.

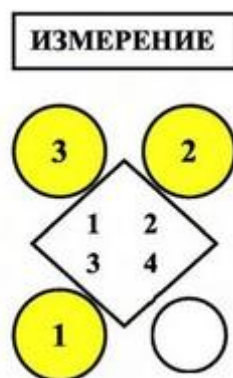


Рис. 10. Расположение ампул в группе гнезд «ИЗМЕРЕНИЕ» в каждом из экспериментов

5. В гнездах «ИЗМЕРЕНИЕ» происходит постепенное охлаждение ампул с фиксированием значения температуры через определенный интервал времени (20 с). Фиксирование и обработка всех данных проводится с помощью компьютерной программы `elsms2.exe`.

6. По окончании эксперимента (при достижении температуры 25–28 °С, температура эвтектики) нажать кнопку «Стоп» в рабочем окне программы `elsms2`.

7. По завершении измерений изменения температуры ампулы № 1–3 помещают в группу гнезд «ХРАНЕНИЕ».

8. В рабочем окне программы `elsms2` перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

9. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 1).

10. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется кривая охлаждения ампулы № 3, определить ее температуры фазовых переходов и записать в таблицу 5.

Таблица 5

Температуры фазовых переходов смеси дифениламина-нафталин

Номер ампулы	Содержание нафталина, %	Содержание дифениламина, %	T <sub>1</sub>	T <sub>2</sub>
0	100	0		–
1	90	10		
2	80	20		
3	70	30		
4	60	40		
5	50	50		
6	40	60		
7	30	70	–	
8	20	80		
9	10	90		
10	0	100		–



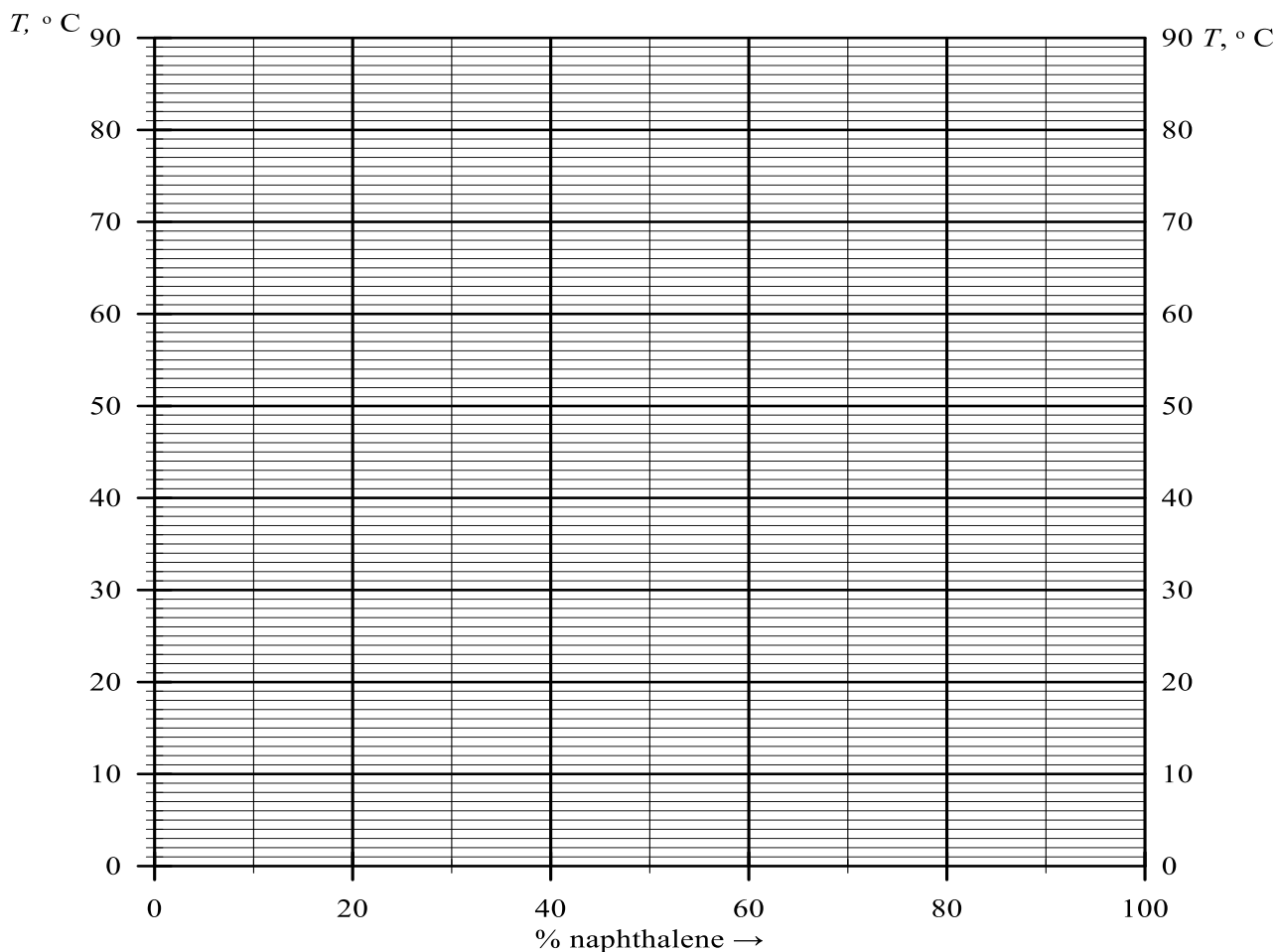


Рис. Диаграмма состояния для системы дифениламин-нафталин

В выводе провести полный анализ диаграммы, при этом необходимо определить смысл всех полей, линий и точек на диаграмме.

**Вывод:**

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

## Занятие 10

### ТЕРМОДИНАМИКА ФАЗОВЫХ РАВНОВЕСИЙ: ТРЕХКОМПОНЕНТНЫЕ СИСТЕМЫ

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОЭФФИЦИЕНТА РАСПРЕДЕЛЕНИЯ УКСУСНОЙ КИСЛОТЫ МЕЖДУ ОРГАНИЧЕСКИМ РАСТВОРИТЕЛЕМ И ВОДОЙ

**Цель работы:** изучить распределение уксусной кислоты между двумя не-смешивающимися жидкостями (водой и органическим растворителем диэтиловым эфиром).

**Приборы и реактивы:** три штатива для укрепления трех делительных воронок на 100–200 см<sup>3</sup>, 6 мерных цилиндров на 25 см<sup>3</sup>, 3 пипетки Мора на 5 см<sup>3</sup>, 3 бюретки на 25 см<sup>3</sup>, 12 колб, водные растворы уксусной кислоты с молярной концентрацией 0,2, 0,4 и 0,8 моль/дм<sup>3</sup>, фенолфталеин, водный раствор гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,15 моль/дм<sup>3</sup>; органический растворитель — диэтиловый эфир.

#### **Ход работы:**

1. В каждую из трех делительных воронок вносят с помощью мерного цилиндра по 25 см<sup>3</sup> водного раствора уксусной кислоты, но разной концентрации: 0,2 моль/дм<sup>3</sup>, 0,4 моль/дм<sup>3</sup> и 0,8 моль/дм<sup>3</sup> и по 25 см<sup>3</sup> органического растворителя. Отверстие делительной воронки закрывают пробкой и вручную встряхивают 1–2 минуты, затем укрепляют в штативе и оставляют до полного расслоения жидкостей.

2. Пока идет расслоение жидкостей в колбочки для титрования с помощью пипетки Мора вносят по 5 см<sup>3</sup> исходного водного раствора уксусной кислоты и титруют раствором гидроксида натрия в присутствии 1–2 капель индикатора фенолфталеина до появления не исчезающей розовой окраски. Полученные данные заносят в таблицу 6.

Таблица 6

#### Результаты титрования уксусной кислоты до экстракции

№ опыта	До экстракции	
	$C_{\text{исх}}(\text{CH}_3\text{COOH})$ , моль/дм <sup>3</sup>	$V(\text{NaOH})$ , см <sup>3</sup>
$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,2$ моль/дм <sup>3</sup>		
1		
2		
3		
Среднее		–
$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,4$ моль/дм <sup>3</sup>		
1		
2		
3		
Среднее		–

№ опыта	До экстракции	
	$C_{\text{исх}}(\text{CH}_3\text{COOH})$ , моль/дм <sup>3</sup>	$V(\text{NaOH})$ , см <sup>3</sup>
$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,8$ моль/дм <sup>3</sup>		
1		
2		
3		
Среднее		–

3. После того, как наступило четкое разделение слоев в делительной воронке (верхний — органический, нижний — водный), нижний слой сливают в чистую колбу, следя за тем, чтобы в него не попали капельки органической жидкости. Во избежание этого в делительной воронке обычно оставляют  $\approx 1$  см<sup>3</sup> водного раствора.

4. Органический слой сливают в специальный сосуд для сбора органических жидкостей.

5. Водные растворы уксусной кислоты после экстракции, которые считаются равновесными, используют для определения концентрации кислоты. В этом случае также в 3 колбочки для титрования с помощью пипетки Мора отбирают 5 см<sup>3</sup> раствора уксусной кислоты после экстракции и титруют раствором гидроксида натрия в присутствии фенолфталеина. Полученные данные заносят в таблицу 7.

Таблица 7

## Результаты титрования уксусной кислоты после экстракции

№ опыта	После экстракции	
	$C_{\text{кон}}(\text{CH}_3\text{COOH})$ , моль/дм <sup>3</sup>	$V(\text{NaOH})$ , см <sup>3</sup>
$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,2$ моль/дм <sup>3</sup>		
1		
2		
3		
Среднее		–
$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,4$ моль/дм <sup>3</sup>		
1		
2		
3		
Среднее		–
$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,8$ моль/дм <sup>3</sup>		
1		
2		
3		
Среднее		–

### Обработка экспериментальных данных.

1. Рассчитывают исходные концентрации уксусной кислоты (до и после экстракции) по результатам титрования по формуле:

$$C^B(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{CH}_3\text{COOH})} . \quad (19)$$

$$C_{\text{исх},1}^B(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

---

$$C_{\text{кон},1}^B(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

---

$$C_{\text{исх},2}^B(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

---

$$C_{\text{кон},2}^B(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

---

$$C_{\text{исх},3}^B(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

---

$$C_{\text{кон},3}^B(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

---

2. Рассчитывают равновесную концентрацию уксусной кислоты в органической фазе ( $C^o\text{CH}_3\text{COOH}$ ) по формуле, которая справедлива, если при экстракции взяты равные объемы водного и органического растворителя:

$$C^o(\text{CH}_3\text{COOH}) = C_{\text{исх}}^B(\text{CH}_3\text{COOH}) - C_{\text{кон}}^B(\text{CH}_3\text{COOH}) . \quad (20)$$

$$C_{1}^o(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

---

$$C_{2}^o(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

---

$$C_{3}^o(\text{CH}_3\text{COOH}) =$$

---

3. Рассчитывают коэффициент распределения уксусной кислоты между органическим растворителем и водой по формуле:

$$K = \frac{C^o(\text{CH}_3\text{COOH})}{C^B(\text{CH}_3\text{COOH})} . \quad (21)$$

$$K_1 =$$

---

$K_2 =$

---

$K_3 =$

---

4. Полученные данные вносят в таблицу 8.

Таблица 8

**Зависимость коэффициента распределения уксусной кислоты между органическим растворителем и водой от исходной концентрации уксусной кислоты**

$C_{\text{исх}}^{\text{в}}(\text{CH}_3\text{COOH}),$ моль/дм <sup>3</sup>	$C_{\text{кон}}^{\text{в}}(\text{CH}_3\text{COOH}),$ моль/дм <sup>3</sup>	$C^{\circ}(\text{CH}_3\text{COOH}),$ моль/дм <sup>3</sup>	$K$

**Вывод:**

---

---

---

---

---

---

---

---

# Занятие 11

## ОСНОВЫ ТЕРМОДИНАМИКИ ФАЗОВЫХ ПРЕВРАЩЕНИЙ

### ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ 1

#### **Основные понятия и законы химической термодинамики. Термодинамика химического равновесия**

История развития физической химии. Место физической химии среди других наук и ее значение в развитии фармации.

Методы термодинамики, основные понятия и определения: системы, состояние системы, процессы, функции состояния и функции процесса. Внутренняя энергия системы. Работа. Теплота.

Первый закон термодинамики. Формулировки и математическое выражение 1-го закона термодинамики. Энтальпия. Изохорная и изобарная теплоты процесса и взаимосвязь между ними. Закон Гесса. Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ и их использование в термохимических расчетах. Теплоты нейтрализации, растворения, гидратации. Энтальпийные диаграммы. Зависимость теплоты процесса от температуры. Уравнение Кирхгофа.

Второй закон термодинамики. Обратимые и необратимые в термодинамическом смысле процессы. Формулировки и математическое выражение 2-го закона термодинамики. Максимальная работа процесса. Полезная работа. Энтропия. Изменение энтропии в изолированных системах, при изотермических процессах и изменении температуры. Статистический характер второго начала термодинамики. Связь энтропии с термодинамической вероятностью состояния системы. Уравнение Больцмана.

Третий закон термодинамики. Абсолютная энтропия. Стандартная энтропия твердых, жидких и газообразных веществ. Использование стандартных энтропий для расчета изменения энтропии реакции.

Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца, энергия Гиббса и связь между ними. Изменение энергии Гельмгольца и энергии Гиббса в самопроизвольных процессах. Понятие о химическом потенциале.

Термодинамические характеристики состояния химического равновесия. Константа химического равновесия и способы ее выражения. Уравнение изотермы химической реакции. Уравнения изобары и изохоры химической реакции. Следствия, вытекающие из этих уравнений и их связь с принципом Ле-Шателье-Брауна. Расчет константы химического равновесия с помощью таблиц термодинамических величин.

#### **Фазовые равновесия**

Основные понятия: гомогенная и гетерогенная системы, фаза, составляющие вещества, компоненты. Число независимых компонентов и число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Фазовые превращения и равновесия: испарение,

сублимация, плавление, изменение аллотропной модификации. Уравнения Клапейрона и Клапейрона-Клаузиуса и их связь с принципом Ле-Шателье-Брауна.

Однокомпонентные системы. Диаграмма состояния воды как пример диаграмм состояния однокомпонентных систем.

Двухкомпонентные (бинарные) системы. Понятие о физико-химическом анализе, его применение для изучения лекарственных форм. Термический анализ. Кривые охлаждения. Диаграмма плавкости бинарных систем с неограниченной растворимостью компонентов в жидком и взаимной нерастворимостью в твердом состоянии. Использование правила фаз Гиббса для анализа диаграмм состояния.

Растворимость жидкостей в жидкостях. Идеальные и реальные растворы. Давление насыщенного пара над раствором. Закон Рауля. Типы диаграмм «давление пара – состав», «температура кипения – состав». Первый закон Коновалова. Отклонения от закона Рауля. Азеотропы. Второй закон Коновалова. Простая и фракционная перегонка. Понятие о ректификации. Ограниченно растворимые жидкости. Верхняя и нижняя критические температуры растворения. Взаимонерастворимые жидкости. Теоретические основы перегонки с водяным паром.

Трехкомпонентные системы. Закон распределения Нернста. Коэффициент распределения. Экстракция. Принципы получения настоек, отваров.

## Занятие 12

### КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И КАТАЛИЗ: ПОРЯДОК РЕАКЦИИ, ПЕРИОД ПОЛУПРЕВРАЩЕНИЯ

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПОРЯДКА РЕАКЦИИ

**Цель:** определение частного порядка реакции хлорида железа (III), подкисленным серной кислотой, с йодидом калия.

**Оборудование и реактивы:** спектрофотометр Solar PV 1251, водный 0,01 М раствор йодида калия, водный 0,01 М раствор хлорида железа (III), подкисленный серной кислотой, водный раствор крахмала, кюветы полистирольные с длиной оптического пути 1 см, автоматическая пипетка на 1 мл.

**Сущность работы.** Объектом исследования является реакция хлорида железа (III) с йодидом калия в кислой среде:



Кинетику данной реакции легко изучать по изменению концентрации йода, которая определяется колориметрически. Для этого определяют оптическую плотность ( $A$ ) при длине волны 590 нм.

$$A = \lg \frac{I_0}{I}, \quad (22)$$

где  $I_0$  — интенсивность света на выходе из кюветы сравнения с дистиллированной водой;

$I$  — интенсивность света на выходе из кюветы с исследуемым раствором.

Оптическая плотность раствора связана с концентрацией поглощающего свет вещества по объединенному закону светопоглощения Ламберта-Бугера-Бера:

$$A = \varepsilon \cdot c \cdot l, \quad (23)$$

где  $l$  — толщина слоя, поглощающего свет в кювете, см ( $l = 1$  см);

$\varepsilon$  — молярный коэффициент поглощения, л/(моль·см),  $\varepsilon(\text{I}_2) = 100$  л/(моль·см);

$c$  — концентрация вещества, поглощающего свет в данной области спектра (точнее — концентрация поглощающих частиц).

Спектрофотометр Solar PV 1251 (в дальнейшем — спектрофотометр) предназначен для измерения оптической плотности и коэффициента пропускания в жидких и твердых образцах в ближней ультрафиолетовой, видимой и ближней инфракрасной областях спектра (325–999 нм) с выводом результатов измерения на встроенный дисплей и компьютер.

В основу работы спектрофотометра положен принцип измерения на установленной длине волны отношения светового потока, прошедшего через исследуемый образец, к световому потоку в отсутствие исследуемого образца.

Внешний вид спектрофотометра приведен на рисунке 11.



Рис. 11. Общий вид спектрофотометра PV 1251:  
1 — крышка кюветного отделения; 2 — панель управления

### Ход работы:

1. Включить компьютер.
2. Включить прибор в розетку.
3. Включить тумблер на задней панели прибора, загорается панель управления.
4. В меню «ПУСК» найти программу «**Biochem2**».
5. В открывшемся окне выбрать вкладку «Спектр».
6. В рабочем окне найти вкладку «График К».
7. В открывшемся окне «Кинетика» выставить:
  - в пункте 1 длину волны 590 нм;
  - интервал измерения — 10 с;
  - время измерения — 5 минут.
8. В кювету налить автоматической пипеткой 3 мл подкисленного серной кислотой раствора хлорида железа (III).
9. С помощью пипетки Пастера добавить в кювету 1–2 капли крахмала и вставить в кюветное отделение спектрофотометра.
10. Закрывать кюветное отделение.
11. На компьютере в рабочем окне «Кинетика» нажать «Ноль», подождать, пока на экране прибора загорится  $\lambda = 590$  нм.
12. Во вставленную кювету автоматической пипеткой добавить 1 см<sup>3</sup> раствора йодида калия.
13. В рабочем окне «Кинетика» нажать «Поглощение».
14. В основном рабочем окне нажать «F11» и наблюдать за изменением оптической плотности.
15. По завершении опыта в окне «Сканируемый график» нажать «Сохранить».
16. Сохранить файл.

### Обработка экспериментальных результатов.

1. Полученные данные из сохраненного файла скопировать в Excel.
2. Выделить столбец A. В рабочем окне найти вкладку «Данные» → «Текст по столбцам» → «С разделителями» → «Далее» → поставить галочку «Точка с запятой» и «Пробел» → «Далее».
3. По оптической плотности раствора рассчитать концентрацию йода в реакционной смеси (моль/л) для разных моментов времени по закону Ламберта-Бугера-Бера и скорость реакции в текущий момент времени.
4. Результаты измерений оформляем в виде таблицы 9 в Excel.

Таблица 9

#### Определение оптической плотности раствора

№ п/п	Время, с	Оптическая плотность, $A$	Концентрация йода $c$ , моль/л	Скорость реакции, моль/(л·с)
1				
2				
...				

5. Построить графики в координатах концентрация йода – время.

A large empty grid consisting of 20 columns and 20 rows, intended for plotting graphs of iodine concentration versus time.

6. На графике построить линию тренда и с помощью кнопки «Формат линии тренда». Выбрать степенную линию тренда, поставить галочки «Показывать уравнение на диаграмме» и «Поместить величину  $R^2$ ». Перенести данные на свой рисунок.

7. По величине степени в полученном на графике уравнении определить значение порядка скорости реакции.

$n =$

---

---

**Вывод:**

---

---

---

---

---

## Занятие 13

# КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И КАТАЛИЗ: ТЕОРИЯ АКТИВНЫХ СОУДАРЕНИЙ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ КИНЕТИКИ РЕАКЦИИ ОМЫЛЕНИЯ УКСУСНОЭТИЛОВОГО ЭФИРА ЩЕЛОЧЬЮ

**Цель работы:** определить энергию активации реакции омыления уксусноэтилового эфира.

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия» в следующей комплектации: центральный контроллер; модуль «Термостат» в комплекте со стеклянным и хлорсеребряным электродами, стаканчиком, мешалкой и датчиком температуры; 0,01 М раствор NaOH, уксусноэтиловый эфир, дистиллированная вода, лабораторная посуда, автоматическая пипетка, шприц, мерный цилиндр на 100 см<sup>3</sup>.

#### **Ход работы.**

1. В термостат устанавливают стаканчик со 100 см<sup>3</sup> предварительно приготовленного раствора гидроксида натрия NaOH (0,01 М). Термостат закрывают крышкой и устанавливают стеклянный и хлорсеребряный электроды и термодатчик.

2. Включают УЛК «Химия» и запускают программу управления на ПК.

3. Открыть программу. Пуск → elsms2. Установить необходимые настройки согласно указаниям по работе с учебно-лабораторным комплексом «Химия»:

- интервал — 60 с;
- количество измерений — 10;
- скорость магнитной мешалки — 3.

4. Устанавливают термостат на поддержание требуемой температуры (20 °С).

5. Обеспечивают перемешивание раствора в ячейке с помощью магнитной мешалки. Когда температура ячейки установится на требуемом уровне, переходят к выполнению следующего пункта.

6. Отбирают автоматической пипеткой 1 мл этилацетата (эфир должен быть взят по крайней мере в десятикратном избытке) и его вливают в шприц. Шприц, не выдавливая, вставить до конца в отверстие крышки калориметра и выждать 5 минут.

7. Затем **быстро** (!!!) выдавить эфир из шприца в щелочь. Отключить мешалку.

8. Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе elsms2. Подождать пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки.

9. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

10. В открывшемся окне выбрать необходимый датчик (ЭДС).

11. Полученные данные скопировать в Excel.

12. Выделить все столбцы. В рабочем окне найти вкладку «Данные» → «Текст по столбцам» → «С разделителями» → «Далее» → поставить галочку «Точка с запятой» и «Пробел» → «Далее».

13. Построить график в координатах  $E - t$ .


14. Определить тангенс угла наклона с помощью функции «Наклон». Выбираем пустую ячейку, нажимаем  $f_x$  и находим функцию «Наклон». В появившемся окне в «Известные значения y» добавляем значения ЭДС, в «Известные значения x» добавляем значения времени. Нажимаем «ОК».

15. Полученные данные заносят в таблицу 10.

Таблица 10

Расчет константы скорости реакции

$T, K$	$T^{-1}, K^{-1}$	$tg\alpha$	$b_0$	$k$	$\ln k$

16. Рассчитывают константу скорости реакции при данной температуре, используя формулу 24.

$$tg\alpha = k \cdot b_0 \cdot C_{эф}, \quad (24)$$

где  $k$  — константа скорости реакции;

$b_0$  — коэффициент, равный  $RT/F$ ;

$C_{эф}$  — концентрация эфира,  $C_{эф} = 9,867$  моль/л;

$R$  — универсальная газовая постоянная,  $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К})$ ;

$F$  — постоянная Фарадея,  $F = 96485,3383(83) \text{ Кл}\cdot\text{моль}^{-1}$ ;

$T$  — температура, К.

$b_{01} =$

---

---

$k_1 =$

---

---

---

17. Измерения продолжают в следующей лабораторной работе при других температурах.

**Вывод:**

---

---

---

---

---

---

---

---

## Занятие 14

### КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И КАТАЛИЗ: ТЕОРИЯ ПЕРЕХОДНОГО КОМПЛЕКСА

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ СКОРОСТИ, ЭНЕРГИИ АКТИВАЦИИ, ЭНТАЛЬПИИ И ЭНТРОПИИ ОБРАЗОВАНИЯ ПЕРЕХОДНОГО КОМПЛЕКСА

**Цель работы:** определить энергию активации реакции омыления уксусноэтилового эфира.

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия» в следующей комплектации: центральный контроллер; модуль «Термостат» в комплекте со стеклянным и хлорсеребряным электродами, стаканчиком, мешалкой и датчиком температуры; 0,01 М раствор NaOH, уксусноэтиловый эфир, дистиллированная вода, лабораторная посуда, автоматическая пипетка, шприц, мерный цилиндр на 100 см<sup>3</sup>.

#### **Ход работы:**

1. В термостат устанавливают стаканчик со 100 см<sup>3</sup> предварительно приготовленного раствора гидроксида натрия NaOH (0,01 М). Термостат закрывают крышкой и устанавливают стеклянный и хлоридсеребряный электроды и термодатчик.

2. Включают УЛК «Химия» и запускают программу управления на ПК.

3. Открыть программу. Пуск → elsms2. Установить необходимые настройки согласно указаниям по работе с учебно-лабораторным комплексом «Химия»:

- интервал — 60 с;
- количество измерений — 10;
- скорость магнитной мешалки — 3.

4. Устанавливают термостат на поддержание требуемой температуры (23 °С).

5. Обеспечивают перемешивание раствора в ячейке с помощью магнитной мешалки. Когда температура ячейки установится на требуемом уровне, переходят к выполнению следующего пункта.

6. Отбирают автоматической пипеткой 1 мл этилацетата (эфир должен быть взят по крайней мере в десятикратном избытке) и его вливают в шприц. Шприц, не выдавливая, вставляют до конца в отверстие крышки калориметра и выжидают 5 минут.

7. Затем **быстро** (!!!) выдавить эфир из шприца в щелочь. Отключить мешалку.

8. Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе elsms2. Подождать пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки.

9. В рабочем окне программы elsms2 перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

10. В открытом окне выбрать необходимый датчик (ЭДС).

11. Полученные данные скопировать в Excel.

12. Выделить все столбцы. В рабочем окне найти вкладку «Данные» → «Текст по столбцам» → «С разделителями» → «Далее» → поставить галочку «Точка с запятой» и «Пробел» → «Далее».

13. Построить график в координатах  $E - t$ .


14. Определить тангенс угла наклона с помощью функции «Наклон». Выбираем пустую ячейку, нажимаем  $f_x$  и находим функцию «Наклон». В появившемся окне в «Известные значения y» добавляем значения ЭДС, в «Известные значения x» добавляем значения времени. Нажимаем «ОК».

15. Рассчитывают константу скорости реакции при данной температуре, используя формулу 24.

$$b_{02} =$$

---

$$k_2 =$$

---

16. Переписывают данные из лабораторной работы Занятия 11 в таблицу 11. Полученные данные также заносят в таблицу 11.

**Расчет константы скорости реакции при различных температурах**

$T, K$	$T^{-1}, K^{-1}$	$tga$	$b_0$	$k$	$lnk$

17. Проводят опыт еще раз, повторяя п. 4–12 при температуре 26 °С.

18. Построить график для третьей температуры в координатах  $E - t$ .


19. Определить тангенс угла наклона с помощью функции «Наклон». Выбираем пустую ячейку, нажимаем  $f_x$  и находим функцию «Наклон». В появившемся окне в «Известные значения y» добавляем значения ЭДС, в «Известные значения x» добавляем значения времени. Нажимаем «ОК».

20. Рассчитывают константу скорости реакции при данной температуре, используя формулу 24.

$$b_{03} =$$


---

$$k_3 =$$


---

21. Полученные данные заносят в таблицу 11.

22. Построить график зависимости  $\ln k - T^{-1}$ .


23. Рассчитать энергию активации по уравнению Аррениуса:

$E_a =$

---

---

---

---

**Вывод:**

---

---

---

---

---

---

---

---

**Занятие 15**  
**КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И КАТАЛИЗ:**  
**ОСНОВЫ КАТАЛИЗА**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ ВЛИЯНИЯ КАТАЛИЗАТОРА  
НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ**

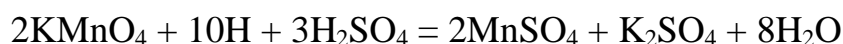
**Цель работы:** изучить каталитическое действие ионов на скорость химических реакций.

**Реактивы:** Растворы: перманганата калия, нитрата натрия, серной кислоты, нитрита натрия, щавелевой кислоты, хлорида марганца (II).

**Сущность работы.**

**Опыт 1:** Каталитическое действие иона  $\text{NO}_3^-$  на реакцию восстановления перманганата калия атомарным водородом.

Основная реакция в данном опыте сводится к восстановлению  $\text{KMnO}_4$  атомарным водородом, получающимся в результате взаимодействия цинка с серной кислотой:



или



Завершите реакцию с помощью электронно-ионного метода.

---

---

---

---

---

---

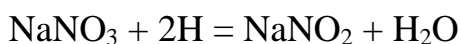
---

---

---

---

Эта реакция протекает очень медленно, но скорость ее значительно возрастает при добавлении  $\text{NaNO}_3$ . Каталитическое действие  $\text{NaNO}_3$  объясняется его участием в двух быстро протекающих последовательных реакциях:



В первой реакции происходит восстановление нитрата натрия до нитрита натрия атомарным водородом, во второй — окисление образовавшегося нитрита натрия обратно в нитрат натрия перманганатом калия в кислой среде.

Из этих уравнений реакций видно, что  $\text{NaNO}_3$  участвует в образовании промежуточного продукта — нитрита и снова регенерирует во второй реакции.

**Опыт 2.** Каталитическое действие иона  $\text{Mn}^{2+}$  на реакцию восстановления перманганата калия щавелевой кислотой в кислой среде (аутокатализ).

Взаимодействие  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  (в среде  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) при комнатной температуре протекает очень медленно. Катализатором этой реакции является ее продукт — катионы  $\text{Mn}^{2+}$ :



Завершите реакцию с помощью электронно-ионного метода.

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**Ход работы:**

**Опыт 1.**

1. Наливают в 3 пробирки одинаковые объемы (3 мл) подкисленного серной кислотой раствора  $\text{KMnO}_4$ .

2. Добавляют в пробирки указанные ниже реактивы и сравнивают скорость обесцвечивания перманганата:

Пробирка 1:  $\text{Zn}$  (пыль или гранула).

Пробирка 2:  $\text{Zn}$  и 3–5 капель раствора  $\text{NaNO}_3$ .

Пробирка 3: 3–5 капель раствора  $\text{NaNO}_2$ .

**Вывод:**

---

---

**Опыт 2.**

1. Наливают в две пробирки по 2 мл растворов  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  и  $\text{KMnO}_4$ , подкисленного серной кислотой.

2. В одну из пробирок добавляют несколько капель раствора соли  $\text{Mn}^{2+}$ . Сравнивают время, необходимое для обесцвечивания  $\text{KMnO}_4$  в обоих случаях.

**Вывод:**

---

---

## Занятие 16

# СВОЙСТВА РАЗБАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ И ЭЛЕКТРОЛИТОВ: РАСТВОРИМОСТЬ, ЗАКОНЫ РАУЛЯ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА РАСТВОРИМОСТЬ СОЛИ

**Цель работы:** исследовать зависимость растворимости соли (сульфата калия) от температуры.

**Оборудование и реактивы:** 3 полистирольные кюветы, блок подготовки проб, спиртовой термометр, стеклянные палочки, автоматическая пипетка на 1 мл, весы, дистиллированная вода, сульфат калия.

**Сущность работы.** Если в сосуд с водой поместить кристаллы хлорида натрия или перманганата калия, то можно наблюдать постепенное уменьшение количества твердого вещества. При этом вода, в которую были добавлены кристаллы, приобретает новые свойства: изменяется ее плотность, температура замерзания. Полученную жидкость уже нельзя называть водой, ее принято называть раствором. Растворами называют однородные многокомпонентные системы, состоящие из растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия, имеющие переменный состав и находящиеся в состоянии динамического равновесия.

Если молекулярные или ионные частицы, распределенные в жидком растворе, присутствуют в нем в таком количестве, что при данных условиях не происходит дальнейшего растворения вещества, раствор называют *насыщенным*.

Если в растворе содержание растворенного вещества меньше, чем в насыщенном, то раствор называют *ненасыщенным*.

В случае, если в растворе содержание растворенного вещества более высокое, чем в насыщенном, то его называют *пересыщенным* раствором. Пересыщенные растворы неустойчивы.

С течением времени избыток растворенного вещества легко выделяется из такого раствора при любом незначительном изменении условий (помешивании, встряхивании, добавлении примесей) и раствор переходит в устойчивое насыщенное состояние. Для количественной оценки способности того или иного вещества к растворению вводят понятие растворимость вещества.

Растворимостью называют способность вещества образовывать с другими веществами растворы. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе. Массу вещества, которая может раствориться в 100 г воды при данной температуре, называют *коэффициентом растворимости*.

Растворимость различных веществ в воде изменяется в широких пределах. Если в 100 г воды растворяется более 10 г вещества, то такое вещество называют хорошо растворимым. Если растворяется менее 1 г вещества — малорастворимым. Наконец, вещество считают практически нерастворимым, если в раствор переходит менее 0,01 г вещества. Абсолютно нерастворимых веществ не бывает.

Принципы, позволяющие точно предсказать растворимость одних веществ в других, пока неизвестны. Однако обычно вещества, состоящие из полярных молекул, и вещества с ионным типом связи лучше растворяются в полярных растворителях (вода, спирты, жидкий аммиак), а неполярные вещества — в неполярных растворителях (бензол, сероуглерод).

О растворимости в воде некоторых твердых химических веществ нужно помнить следующее:

– соли и гидроксиды щелочных металлов, как правило, хорошо растворимы в воде. Практически не растворимы такие галогениды как:  $\text{AgCl}$ ,  $\text{AgBr}$ ,  $\text{AgI}$ ,  $\text{CuCl}$ ,  $\text{AuCl}_2$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{PbI}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ , а также сульфаты:  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{SrSO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$ ,  $\text{PbSO}_4$ ;

– высокой растворимостью отличаются хлориды кальция ( $\text{CaCl}_2$ ) и магния ( $\text{MgCl}_2$ ), способные расплываться во влажном воздухе. Все соли азотной кислоты растворимы в воде.

*Растворимость зависит* от природы растворяемого вещества и растворителя, температуры и давления.

Если измерять растворимость веществ при разных температурах, то обнаружится, что одни вещества заметно меняют свою растворимость в зависимости от температуры, другие нет.

Если растворение вещества является экзотермическим процессом, то с повышением температуры его растворимость в воде уменьшается (например, растворимость гидроксида кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ), и наоборот, для большинства солей характерно увеличение растворимости при нагревании.

Графические зависимости растворимости веществ от температуры называют кривыми растворимости и приведены на рис. 12.

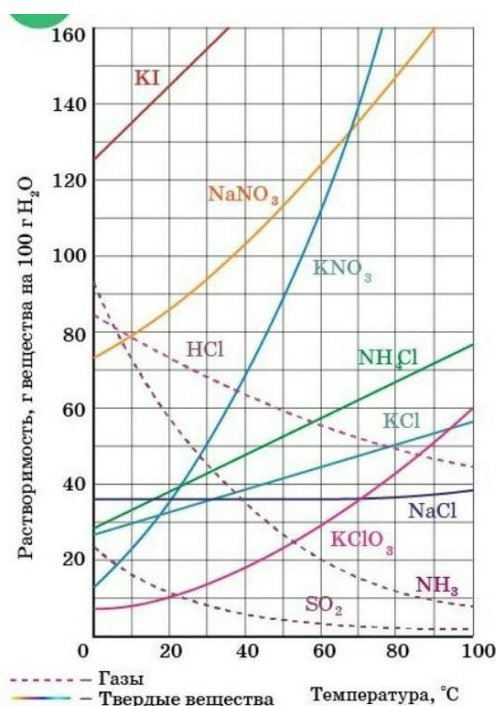


Рис. 12. Кривые растворимости различных веществ в воде

Кривые растворимости имеют практическое значение. По ним легко узнать, сколько вещества (например,  $KNO_3$ ) выпадет в осадок при охлаждении до  $20\text{ }^\circ\text{C}$  насыщенного раствора, приготовленного при  $80\text{ }^\circ\text{C}$ . Предельная растворимость многих веществ в воде (или в других растворителях) представляет собой постоянную величину, соответствующую концентрации насыщенного раствора при данной температуре. Она является качественной характеристикой растворимости и приводится в справочниках в граммах на 100 г растворителя (при определенных условиях).

**Ход работы:**

1. Взвесить по 0,2 г сульфата калия сразу в кювете.
2. Налить в каждую кювету дистиллированную воду согласно следующей схеме:
  - № 1 — 1,0 мл;
  - № 2 — 2,0 мл;
  - № 3 — 3,0 мл.
3. Установить кюветы и термометр в блок подготовки проб, установить нагреватель в крайнее правое положение. Температуру измерить с помощью термометра. Оставить кюветы термостатироваться на 20 мин.
4. С помощью справочных материалов из таблицы 12 по зависимости растворимости от температуры рассчитать растворимость сульфата калия при начальной и конечных температурах, сравнить с фактической концентрацией соли.

*Таблица 12*

**Зависимость растворимости сульфата калия от температуры**

Температура, $^\circ\text{C}$	Растворимость, г / 100 г воды
0	7,18
10	9,3
15	~10,2
20	11,1
25	12,1
30	13
40	14,8
50	~16,5
60	18,2
70	19,9
80	21,4
90	22,9
100	24,1

---

---

---

5. Через 20 минут достать кюветы из блока подготовки проб, стеклянной палочкой перемешать и сделать вывод о растворимости соли.

**Вывод:**

---

---

---

---

## Занятие 17

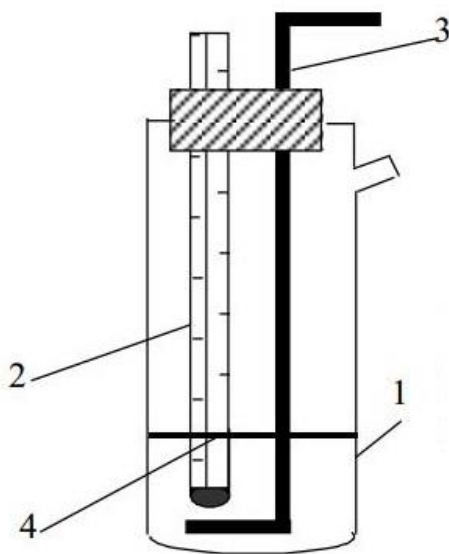
# СВОЙСТВА РАЗБАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ И ЭЛЕКТРОЛИТОВ: ОСМОТИЧЕСКОЕ ДАВЛЕНИЕ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. КРИОСКОПИЧЕСКОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ САХАРОЗЫ

**Цель работы:** определить молекулярную массу сахарозы с помощью криоскопии, сравнить ее с истинной молекулярной массой.

**Приборы и реактивы:** исследуемый раствор сахарозы (с известной массовой долей сахарозы в растворе), дистиллированная вода, охлаждающая смесь (кристаллический хлорид натрия, вода и лед), толстостенный стакан (кристаллизатор), стеклянная палочка, лабораторный термометр для измерения температуры смеси, прибор для измерения температуры кристаллизации.

**Сущность метода.** Криоскопическое определение молярной массы веществ основано на понижении температуры замерзания растворителя при добавлении растворенного вещества. Схема установки, используемой для криоскопических измерений, приведена на рис. 13.



*Рис. 13.* Прибор для измерения температуры кристаллизации:  
1 — пробирка с боковым отростком, плотно закрытая пробкой; 2 — термометр;  
3 — мешалка; 4 — метка, показывающая уровень исследуемой жидкости

#### **Ход работы:**

##### **1. Приготовление охлаждающей смеси.**

В толстостенный стакан (кристаллизатор) вносят мелкоизмельченный лед, добавляют к нему небольшой объем воды и поваренную соль, заполняя стакан примерно на  $\frac{2}{3}$ . Смесь перемешивают стеклянной палочкой и по термометру следят, чтобы температура охлаждающей смеси при проведении эксперимента держалась около  $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

## 2. Определение температуры замерзания растворителя.

2.1. В пробирку (1) заливают до метки (4) дистиллированную воду и закрывают пробирку пробкой.

2.2. Погружают в воду термометр (2), так, чтобы уровень воды был выше шарика термометра примерно на 1 см. Нижний конец термометра должен быть выше дна пробирки также примерно на 1 см.

2.3. Пробирку с водой и закрепленным в ней термометром погружают в охлаждающую смесь.

2.4. Периодически помешивая воду в пробирке мешалкой (3) следят за изменением температуры воды. После того, как температура воды опустится примерно на 1–1,5° ниже нуля (переохлажденная вода), интенсивно перемешивают воду мешалкой (3). Начинается процесс замерзания воды с выделением тепла, и столбик ртути в термометре резко поднимается вверх.

2.5. Отмечают максимальную температуру (с точностью до 0,05–0,10), которая и является температурой замерзания воды.

2.6. Затем помещают пробирку в стакан с водопроводной водой (комнатная температура) и, помешивая, растворяют образовавшиеся кристаллы льда.

2.7. Повторяют определение температуры замерзания воды.

2.8. Результаты двукратного проведения опыта записывают в таблицу 13.

## 3. Определение температуры замерзания раствора сахарозы.

3.1. В сухую пробирку до той же метки заливают раствор сахарозы с известной массовой долей сахарозы в растворе.

3.2. Пробирку помещают в охлаждающую смесь и, периодически перемешивая исследуемый раствор, переохлаждают его примерно до 3–3,5° ниже нуля.

3.3. Дважды определяют температуру замерзания раствора по описанной выше схеме.

3.4. Результаты опытов вносят в таблицу 13.

Таблица 13

Результаты эксперимента

Вещество	Температура замерзания (T), °C		
	Опыт 1	Опыт 2	Среднее значение
Растворитель (вода), $t_0$			
Раствор сахарозы, $t_{p-ра}$			

## Обработка экспериментальных данных.

Согласно II закону Рауля:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m = \frac{K \cdot m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot m_{\text{р-ля}}}, \quad (25)$$

где  $\Delta t_{\text{зам}} = t_0 - t_{p-ра}$  (град);

$K$  — криоскопическая постоянная,  $K_{(H_2O)} = 1,86 \text{ кг} \cdot \text{град} \cdot \text{моль}^{-1}$ .

Отсюда молярная масса (г/моль), найденная опытным путем:

$$M_{\text{опыт}} = \frac{K \cdot m_{\text{в-ва}}}{\Delta t_{\text{зам}} \cdot m_{\text{р-ля}}}. \quad (26)$$

Массу вещества  $m_{\text{в}}$  и массу растворителя  $m_{\text{р-ля}}$  рассчитывают, зная массовую долю сахарозы в исследуемом растворе:

$$w = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{в-ва}} + m_{\text{р-ля}}} \cdot 100 \%. \quad (27)$$

Истинная молярная масса сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  — 342 г/моль.

Относительная погрешность:

$$\Delta X_{\text{отн}} = \left| \frac{M_{\text{ист}} - M_{\text{опыт}}}{M_{\text{ист}}} \right| \cdot 100 \%.$$

По приведенным выше формулам рассчитайте опытную молекулярную массу сахарозы:

---

---

---

Рассчитайте относительную погрешность:

---

---

---

**Вывод:**

---

---

---

---

## Занятие 18

### СВОЙСТВА РАЗБАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ И ЭЛЕКТРОЛИТОВ: БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПРИГОТОВЛЕНИЕ БУФЕРНЫХ РАСТВОРОВ С ЗАРАНЕЕ ЗАДАНЫМ ЗНАЧЕНИЕМ pH СРЕДЫ И ИССЛЕДОВАНИЕ ИХ СВОЙСТВ

**Цель:** научиться готовить буферные растворы с заданным значением pH, а также исследовать влияние разбавления на величину pH.

**Приборы и реактивы:** портативный pH-метр, 0,1 М растворы: CH<sub>3</sub>COOH, CH<sub>3</sub>COONa, NH<sub>4</sub>OH, NH<sub>4</sub>Cl, NaHCO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, дистиллированная вода, 9 мерных колб на 100 см<sup>3</sup>, 3 пипетки, 6 цилиндров на 50 см<sup>3</sup>, 3 воронки.

**Сущность метода.**

Исходя из формулы:

$$\text{pH}_{\text{буф.р-ра}} = \text{p}K_{\text{слаб. эл-та}} + \lg(C_{\text{слаб. эл-та}} / C_{\text{соли}}), \quad (28)$$

где  $\text{p}K_{\text{слаб. эл-та}}$  — показатель константы диссоциации слабой кислоты или основания;

$C_{\text{слаб.эл-та}}$  — равновесная концентрация слабой кислоты или основания;

$C_{\text{соли}}$  — равновесная концентрация соли.

Получаем формулы для расчета состава буферных растворов:

Для ацетатного буфера:  $\lg(C_{\text{к-ты}} / C_{\text{соли}}) = \text{p}K_{\text{к-ты}} - \text{pH}, \quad (29)$

Для аммонийного буфера:  $\lg(C_{\text{осн}} / C_{\text{соли}}) = \text{pH} + \text{p}K_{\text{осн}} - 14, \quad (30)$

Для карбонатного буфера:  $\lg(C_{\text{NaHCO}_3} / C_{\text{Na}_2\text{CO}_3}) = \text{p}K_{\text{NaHCO}_3} - \text{pH}. \quad (31)$

Поскольку концентрации растворов равны, то  $C_{\text{сл.эл-та}} / C_{\text{соли}} = V_{\text{сл.эл-та}} / V_{\text{соли}}$ .

Необходимые для расчетов справочные данные приведены в таблице 14.

Таблица 14

**Константы диссоциации кислот и оснований**

Раствор аммиака	NH <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O	$K_b = 1,76 \cdot 10^{-5}$	$\text{p}K_b = 4,755$
Угольная кислота	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$K_{a1} = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_{a2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$	$\text{p}K_{a1} = 6,35$ $\text{p}K_{a2} = 10,32$
Уксусная кислота	CH <sub>3</sub> COOH	$K_a = 1,74 \cdot 10^{-5}$	$\text{p}K_a = 4,76$

**Ход работы:**

1. По формулам 1–4 рассчитать объемы исходных растворов, необходимые для приготовления буферных растворов объемом 100 мл каждый (состав и примерное значение pH которых приведены в таблице) и полученные данные внести в таблицу 15.

Состав и примерное значение рН буферных растворов

Название буфера	Состав буферного раствора	Примерное значение рН	$\lg(C_{\text{сл.эл}} / C_{\text{соли}})$	$V_{\text{сл.эл}} / V_{\text{соли}}$
Ацетатный	0,1M $\text{CH}_3\text{COOH}$ + 0,1 M $\text{CH}_3\text{COONa}$	4,74		
Аммонийный	0,1M $\text{NH}_4\text{OH}$ + 0,1 M $\text{NH}_4\text{Cl}$	9,2		
Карбонатный	0,1M $\text{NaHCO}_3$ + 0,1 M $\text{Na}_2\text{CO}_3$	10,0		

Ацетатный буфер:

---



---



---



---



---



---



---



---



---



---

Аммонийный буфер:

---



---



---



---



---



---



---



---



---



---

Карбонатный буфер:

---



---



---



---



---



---



---



---



---



---

2. Приготовить указанные буферные растворы объемом 100 мл каждый.

3. Измерить значение рН для исходных приготовленных буферных растворов с помощью портативного рН-метра, результаты занести в таблицу 16.

Таблица 16

**Результаты измерения рН**

Название раствора	рН			
	Исходный раствор	Разбавленный раствор		
		в 2 раза	в 10 раз	в 100 раз
Ацетатный буфер				
Аммонийный буфер				
Карбонатный буфер				

4. Провести последовательное разбавление растворов в 2, 10 и 100 раз, измерить значение ЭДС разбавленных растворов, результаты занести в таблицу 16.

Сделать вывод о влиянии разбавления на величину рН для буферных растворов.

**Вывод:**

---

---

---

---

## Занятие 19

# ОСНОВЫ ТЕРМОДИНАМИКИ И КИНЕТИКИ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ

### ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ 2

#### **Кинетика химических реакций и катализ**

Химическая кинетика, ее значение для фармации, основные понятия: простые и сложные, гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость химических реакций и методы ее определения. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность реакции. Кинетические уравнения реакций нулевого, первого и второго порядков. Период полупревращения. Методы определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент скорости реакции. Ускоренные методы определения сроков годности лекарственных препаратов. Уравнение Аррениуса. Основы теории активных соударений. Энергия активации. Связь между скоростью реакции и энергией активации. Стерический фактор. Методы определения энергии активации. Понятие о теории переходного состояния (активированного комплекса).

Сложные реакции: обратимые, параллельные, последовательные, сопряженные. Превращения лекарственного вещества в живом организме как совокупность последовательных процессов, константа всасывания и константа элиминации. Цепные реакции. Стадии цепной реакции. Неразветвленные и разветвленные цепные реакции. Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна.

Особенности гетерогенных реакций. Скорость гетерогенных реакций. Кинетическая и диффузионная области гетерогенных процессов. Факторы, определяющие скорость гетерогенных реакций.

Катализ. Положительный и отрицательный, гомогенный и гетерогенный катализ. Механизм действия катализатора при гомогенном катализе. Энергия активации каталитических реакций. Кислотно-основный катализ в растворах. Металлокомплексный катализ. Ферментативный катализ и особенности ферментов, как катализаторов. Торможение химических реакций. Ингибиторы.

#### **Свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов**

Коллигативные свойства растворов: относительное понижение давления насыщенного пара раствора, понижение температуры замерзания, повышение температуры кипения и осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов. Криоскопическая и эбулиоскопическая константы и их связь с теплотой кипения и плавления растворителя.

Коллигативные свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.

Криометрический, эбулиометрический и осмометрический методы определения молярных масс, изотонического коэффициента.

Растворимость газов в жидкостях. Термодинамика растворения. Закон Генри. Уравнение Сеченова.

Теория растворов сильных электролитов Дебая и Хюккеля. Понятие об ионной атмосфере. Активность ионов и ее связь с концентрацией. Коэффициент активности. Ионная сила раствора. Предельный закон Дебая-Хюккеля.

Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Буферные системы и растворы. Состав, механизм действия и расчет pH ацетатного, фосфатного, аммиачного, гидрокарбонатного и гемоглобинового буферных растворов. Буферная емкость и факторы, от которых зависит ее величина. Значение буферных систем для химии и биологии.

## 2 СЕМЕСТР

### Занятие 1

## ЭЛЕКТРОХИМИЯ: КОНДУКТОМЕТРИЯ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. КОНДУКТОМЕТРИЧЕСКОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ СТЕПЕНИ И КОНСТАНТЫ ДИССОЦИИИ СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА

**Цель работы:** определить кондуктометрическим методом степень и константу диссоциации уксусной кислоты.

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия» в следующей комплектации: центральный контроллер; модуль «Электрохимия» в комплекте с кондуктометрическим и температурными датчиками, 2 стакана на 100 см<sup>3</sup>, датчик температуры; 0,01 М раствор уксусной кислоты, 0,001 М раствор хлорида калия.

**Сущность метода.** Кондуктометрическое определение степени диссоциации и константы диссоциации слабого электролита основано на измерении электропроводности раствора, которая напрямую связана с концентрацией ионов в растворе и, следовательно, с числом диссоциированных молекул. Измеряется эквивалентная электропроводность раствора при различных разбавлениях, а затем с помощью закона разбавления Оствальда рассчитываются степень диссоциации и константа диссоциации слабого электролита, используя справочные данные.

#### Ход работы:

**Задание 1.** Определить постоянную сосуда  $K_c$  с 0,001 М раствором КСl.

1. Электродный сосуд дважды промывают небольшим количеством раствора 0,001 М КСl, после чего заполняют раствором наполовину, закрывают крышкой, электроды присоединяют к клеммам измерительного прибора.

2. Измеряют и записывают значение электрической проводимости ( $L$ ) раствора КСl и температуру, работая с прибором строго по инструкции:

2.1. Включить тумблер (сбоку) на модуле «Электрохимия».

2.2. Нажать стрелку «вверх» 4 раза, до «Мониторинг измерений»

2.3. Подождать 3–5 минут, после чего снять показания температуры и электропроводности.

$T =$

---

$L =$

---

3. Из таблицы 17 находят удельную электрическую проводимость  $\alpha_{\text{КСl}}$  раствора КСl при данной температуре и рассчитывают константу сосуда  $K_c$  по формуле 32:

$$K_c = \alpha_{\text{КСl}} / L. \quad (32)$$

## Удельная электрическая проводимость 0,001 М КСl в зависимости от температуры

Температура, °С	Удельная электрическая проводимость $\kappa$ , См · м <sup>-1</sup>
18	0,0127
19	0,0130
20	0,0133
21	0,0136
22	0,0139
23	0,0142
24	0,0145
25	0,0148

---

 $\kappa_{KCl} =$ 


---

 $K_c =$ 


---

**Задание 2.** Определить степень и константу диссоциации уксусной кислоты.

1. Электродный сосуд и электроды промывают дистиллированной водой, затем ополаскивают раствором 0,1 М уксусной кислоты, после чего стакан заполняют этим раствором наполовину. Электроды должны быть полностью покрыты раствором.

2. Проводят измерение электрической проводимости ( $L$ ) раствора уксусной кислоты и температуры так же, как измеряли электрическую проводимость раствора хлорида калия.

---

 $T =$ 


---

 $L =$ 


---

3. Используя результаты измерений и полученные данные в задание 1, находят удельную электрическую проводимость ( $\kappa$ ) раствора уксусной кислоты по формуле 33:

$$\kappa(\text{CH}_3\text{COOH}) = K_c \cdot L, \quad (33)$$

---

 $\kappa_{\text{CH}_3\text{COOH}} =$ 


---

4. Затем рассчитывают молярную электрическую проводимость  $\lambda_m$  (формула 34), степень диссоциации  $\alpha$  (формула 35) и константу диссоциации  $K_d$  кислоты (формула 36). Значения подвижностей ( $U$ ) ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  при данной температуре берут из таблицы 18.

$$\lambda_m = \kappa(\text{CH}_3\text{COOH}) / (1000 \cdot C(\text{CH}_3\text{COOH})), \quad (34)$$

$$\alpha = \lambda_m / \lambda_m^\circ, \quad (35)$$

где по закону Кольрауша  $\lambda_m^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}) = U_{\text{H}^+} + U_{\text{CH}_3\text{COO}^-}$ .

$$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}, \quad (36)$$

Подвижность ионов в зависимости от температуры

Температура, °С	Подвижность ионов $U$ (См · м <sup>2</sup> моль <sup>-1</sup> )	
	H <sup>+</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
18	$315 \cdot 10^{-4}$	$35 \cdot 10^{-4}$
19	$320 \cdot 10^{-4}$	$35,9 \cdot 10^{-4}$
20	$324,8 \cdot 10^{-4}$	$36,6 \cdot 10^{-4}$
21	$329,8 \cdot 10^{-4}$	$37,4 \cdot 10^{-4}$
22	$334,7 \cdot 10^{-4}$	$38,2 \cdot 10^{-4}$
23	$339,7 \cdot 10^{-4}$	$39,1 \cdot 10^{-4}$
24	$345,0 \cdot 10^{-4}$	$40,1 \cdot 10^{-4}$
25	$349,8 \cdot 10^{-4}$	$40,9 \cdot 10^{-4}$

5. Экспериментальное значение константы диссоциации  $K_d$  сравнивают с теоретическим значением ( $K_d(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{теор.}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$  моль/л) и рассчитывают относительную ошибку опыта в %.

**Вывод:**

## Занятие 2

### ЭЛЕКТРОХИМИЯ: КОНДУКТОМЕТРИЧЕСКОЕ ТИТРОВАНИЕ

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. КОНДУКТОМЕТРИЧЕСКОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ ИОНОВ ЦИНКА В РАСТВОРЕ

**Цель работы:** определить концентрацию ионов  $Zn^{2+}$  в растворе методом кондуктометрического титрования.

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия» в следующей комплектации: центральный контроллер; модуль «Электрохимия» в комплекте с кондуктометрическим и температурными датчиками, магнитной мешалкой, стеклянным стаканчиком 100 см<sup>3</sup>; раствор сульфата цинка с борной кислотой, дистиллированная вода, 0,01 н раствор NaOH, автоматическая пипетка.

**Сущность метода.** Кондуктометрическое определение концентрации ионов цинка основано на измерении удельной электрической проводимости раствора, так как ионы цинка ( $Zn^{2+}$ ) влияют на этот показатель. Метод обычно включает кондуктометрическое титрование, где к раствору, содержащему ионы цинка, постепенно добавляют титрующий реагент, а изменения проводимости фиксируются, чтобы построить график титрования и определить точку эквивалентности.

По полученным данным строят график (рис. 14) зависимости электрической проводимости ( $L$ ) от объема добавленного раствора щелочи ( $V_{NaOH}$ ). По положению первого скачка титрования определяют  $V(NaOH)$ , пошедший на титрование  $ZnSO_4$ .

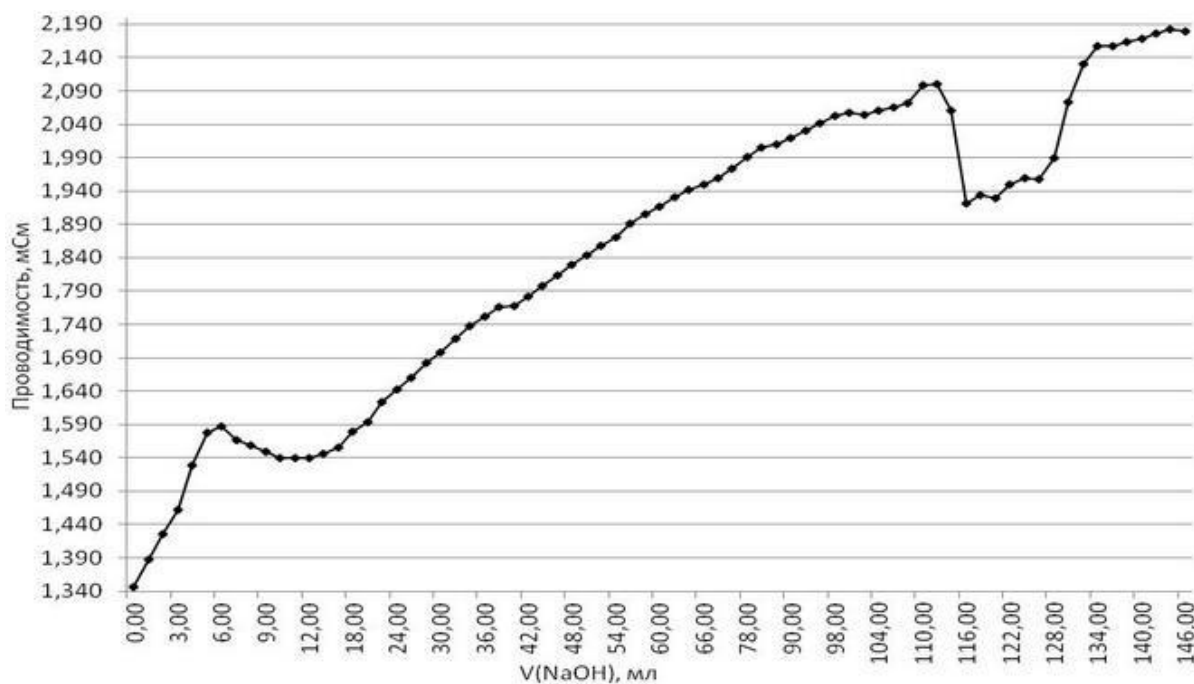


Рис. 14. Кривая кондуктометрического титрования раствора сульфата цинка с борной кислотой

### Ход работы:

1. Приготовление рабочего раствора: 4 мл раствора сульфата цинка количественно перенести в стакан для титрования с помощью автоматической пипетки. Добавить 16 мл дистиллированной воды и 5 мл раствора NaOH.

2. Включить УЛК «Химия» и запустить программу управления на ПК `elmsms2.exe` и установить необходимые настройки согласно указаниям по работе с учебно-лабораторным комплексом «Химия»:

- интервал — 30 с;
- количество измерений — 40;
- скорость мешалки — 2.

3. Стакан с рабочим раствором устанавливают в модуль «Электрохимия» и подключают кондуктометрический и температурный датчики.

4. Включить запись данных в банк памяти, нажав кнопку «Измерение» в рабочем окне программе `elmsms2`. Подождать пока контроллер запишет первое показание в ячейки.

5. Проводят титрование рабочего раствора 0,01 н раствором NaOH, добавляя порции по 0,5 мл с помощью автоматической пипетки с периодичностью 30 с, фиксируя изменения проводимости с помощью программы `elmsms2`. Титрование проводят до тех пор, пока в окне программы `elmsms.exe` не отобразятся два скачка титрования: первый для  $Zn^{2+}$ , второй — для борной кислоты. Результаты титрования заносят в таблицу:

6. Проводят титрование рабочего раствора 0,01 н раствором NaOH, добавляя порции по 0,5 мл с помощью мерной пипетки с периодичностью 30 с, фиксируя изменения проводимости с помощью программы `elmsms2`. Титрование проводят до тех пор, пока в окне программы `elmsms.exe` не отобразятся два скачка титрования: первый для  $Zn^{2+}$ , второй — для борной кислоты.

7. По окончании эксперимента нажать кнопку «Стоп» в рабочем окне программе `elmsms2`.

8. В рабочем окне программы `elmsms2` перейти во вкладку «Графики» и нажать кнопку «Загрузить график» (кнопка с зеленым плюсом).

9. В открывшемся окне выбрать необходимый термодатчик (термодатчик 1).

10. На основании полученных в ходе эксперимента данных появляется график зависимости изменения температуры от времени. Данные заносят в таблицу 19 и после этого строят график зависимости электрической проводимости ( $L$ ) от объема добавленного раствора щелочи ( $V_{NaOH}$ ).

Таблица 19

Результаты кондуктометрического титрования

Титрование	$V(NaOH)$ , мл	$L$ , мСм	Титрование	$V(NaOH)$ , мл	$L$ , мСм
1			21		
2			22		
3			23		
4			24		
5			25		



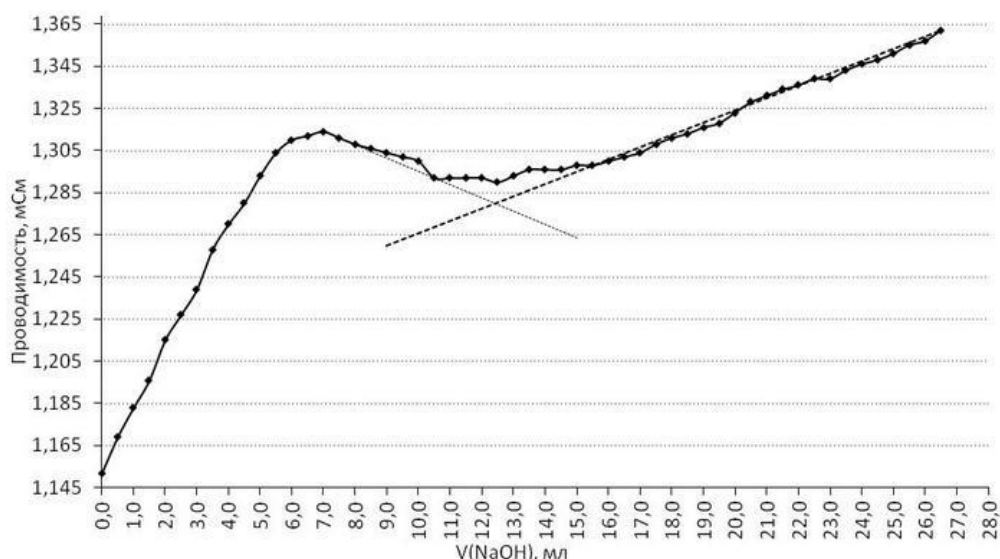


Рис. 15. Пример обработки полученного скачка кондуктометрического титрования

12. Содержание  $ZnSO_4$ (г) в 1 мл препарата, вычисляют по формуле:

$$m_{ZnSO_4} = \frac{C_n(NaOH) \cdot V(NaOH) \cdot 161 \cdot 0,5}{4}, \quad (37)$$

где  $V(NaOH)$  — объем раствора, пошедшего на титрование анализируемой пробы, л;

$C_n(NaOH)$  — нормальность раствора NaOH, моль/л;

161 — молярная масса сульфата цинка, г/моль;

0,5 — фактор эквивалентности сульфата цинка;

4 — объем пробы, мл.

13. Концентрацию ионов  $Zn^{2+}$  рассчитывают по формуле:

$$C(Zn^{2+}) = \frac{C_n(NaOH) \cdot V(NaOH) \cdot 5 \cdot 0,5}{V_{p.p.}}, \quad (38)$$

где  $C(Zn^{2+})$  — концентрация ионов цинка, моль/л;

$V_{p.p.}$  — объем рабочего раствора, л;

0,5 — фактор эквивалентности сульфата цинка;

5 — кратность разбавления пробы лекарственного препарата.

**Вывод:**

### Занятие 3

## ЭЛЕКТРОХИМИЯ: ПОТЕНЦИОМЕТРИЯ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОЭФФИЦИЕНТА АКТИВНОСТИ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

**Цель:** определить коэффициент активности растворов электролитов на примере растворов соляной кислоты различной концентрации методом потенциометрии.

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия» в следующей комплектации: центральный контроллер; модуль «Электрохимия» в комплекте с хлорсеребряным и стеклянным электродами, 0,1 М раствор HCl, дистиллированная вода, две пипетки на 10 см<sup>3</sup>, стаканчик на 50 см<sup>3</sup>.

**Сущность метода:** В растворах сильных электролитов реально действующая концентрация ионов ( $a$ ) отличается от аналитической концентрации ( $C$ ). Это связано с электростатическими межйонными взаимодействиями в растворе электролита. Причем, чем больше концентрация электролита, тем меньше реально действующая концентрация по сравнению с аналитической. Это объясняется тем, что с увеличением концентрации, уменьшается коэффициент активности ( $f_a$ ). Активность и аналитическая концентрация связаны между собой формулой:

$$\alpha = f_a \cdot C, \quad (39)$$

Для определения среднего коэффициента активности необходимо составить элемент, состоящий из электродов обратимых относительно катиона и аниона исследуемого электролита. В настоящей работе используется гальванический элемент (ГЭ) без переноса, состоящий из хлорсеребряного и стеклянного электродов (рис. 16).

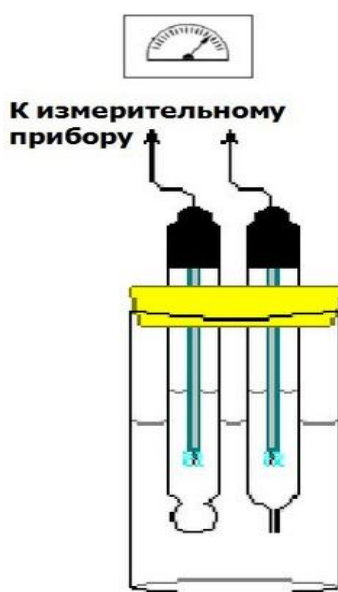


Рис. 16. Схема подключения электродов

Составьте схему данного гальванического элемента:

ЭДС гальванического элемента ( $E$ ) рассчитывается:

$$E = \varphi_{\text{ст.}} - \varphi_{\text{ХСЭ}}, \quad (40)$$

где  $\varphi_{\text{ст.}}$  — электродный потенциал стеклянного электрода;  
 $\varphi_{\text{ХСЭ}}$  — электродный потенциал хлорсеребряного электрода.

Поскольку

$$\varphi_{\text{ст.}} = \varphi_{\text{ст.}}^0 + \ln a(\text{H}^+) = \varphi_{\text{ст.}}^0 + 0,059 \cdot \lg a(\text{H}^+), \quad (41)$$

$$\varphi_{\text{ХСЭ}} = \varphi_{\text{ХСЭ}}^0 - \ln a(\text{Cl}^-) = \varphi_{\text{ХСЭ}}^0 - 0,059 \cdot \lg a(\text{Cl}^-), \quad (42)$$

то

$$E = \varphi_{\text{ст.}}^0 + 0,059 \cdot \lg a(\text{H}^+) - \varphi_{\text{ХСЭ}}^0 - 0,059 \cdot \lg a(\text{Cl}^-) = (\varphi_{\text{ст.}}^0 - \varphi_{\text{ХСЭ}}^0) + (0,059 \cdot \lg a(\text{H}^+) + 0,059 \cdot \lg a(\text{Cl}^-)). \quad (43)$$

Учитывая, что  $a(\text{H}^+) = a(\text{Cl}^-)$  и  $(\varphi_{\text{ст.}}^0 - \varphi_{\text{ХСЭ}}^0) = E^{0*}$ , получаем:

$$E = E^{0*} + 0,118 \cdot \lg a(\text{H}^+) = E^{0*} + 0,118 \cdot \lg(C \cdot f_a) = E^{0*} + 0,118 \cdot (\lg C + \lg f_a). \quad (43)$$

Отсюда

$$E = E^{0*} + 0,118 \cdot \lg C + 0,118 \cdot \lg f_a, \quad (44)$$

а

$$E^{0*} = E - 0,118 \cdot \lg C - 0,118 \cdot \lg f_a. \quad (45)$$

Заменим  $E - 0,118 \cdot \lg C = y$ . Для очень разбавленных растворов согласно теории Дебая-Хюккеля должна наблюдаться прямолинейная зависимость  $y$  от  $C$  (рис. 17, а).

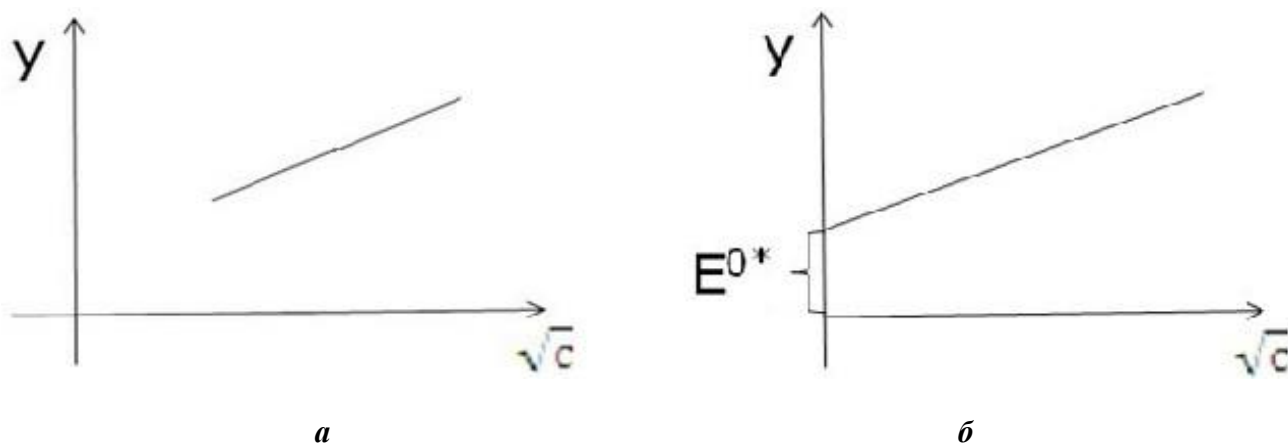


Рис. 17. Линейные зависимости:  
 а —  $y$  от  $C^{0,5}$ ; б — экстраполяция  $y$

Так как при  $c \rightarrow 0, f_a \rightarrow 1, \lg f_a \rightarrow 0$ , то экстраполируя полученный график (рис. 17, а) на ось  $y$  можно определить численное значение стандартной ЭДС гальванического элемента ( $E^{0*}$ ) — рис. 17, б.

А зная  $E^{0*}$  вычислить коэффициент активности, используя формулу

$$E = E^{0*} + 0,118 \cdot \lg C + 0,118 \cdot \lg f_a. \quad (46)$$

**Ход работы:**

1. В стакан на 50 см<sup>3</sup> помещают с помощью пипетки 40 см<sup>3</sup> 0,1 М раствора HCl.

2. Устанавливают стакан с раствором в штатив модуля и подключают электроды.

3. После установления равновесия (3–5 мин) производят измерения ЭДС ГЭ и полученные значения заносят в таблицу 20.

4. Производят разбавление раствора HCl в 2 раза. Для этого, отбирают пипеткой 20 см<sup>3</sup> раствора HCl и помещают вместо него 20 см<sup>3</sup> дистиллированной воды. В стаканчик устанавливают электроды, после установления равновесия производят измерение ЭДС и записывают данные в таблицу 20.

Таблица 20

**Результаты определения коэффициента активности**

$C(\text{HCl}), \text{ моль /л}$	$C^{0,5}$	$E, \text{ В}$	$y$	$E^{0*}$	$\lg f_a$	$f_a$
0,1						
0,05						
0,025						

5. Повторяют пункт 4, разбавляя раствор еще в 2 раза.

6. Открыть программу excel на компьютере и переносим данные таблицы 20 в рабочее окно excel. Рассчитать значение  $y$  по формуле:

$$y = E - 0,118 \cdot \lg C. \quad (47)$$

$y_1 =$

---



---

$y_2 =$

---



---

$y_3 =$

---



---

7. По результатам измерения построить график зависимости  $y$  от  $C^{0,5}$ , и, экстраполируя прямую зависимости до нулевой концентрации (как на рис. 17, б), определить значение стандартной ЭДС ГЭ ( $E^{0*}$ ) и занести данные в таблицу 20.



## Занятие 4

# ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ПОВЕРХНОСТНЫХ ЯВЛЕНИЙ: АДСОРБЦИЯ НА ПОДВИЖНОЙ ФАЗЕ

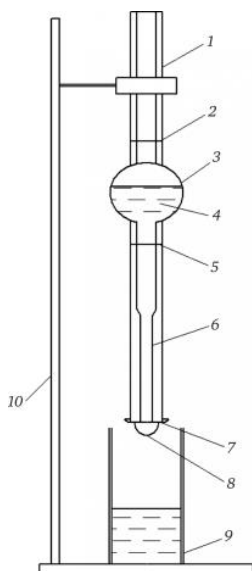
### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. СТАЛАГМОМЕТРИЧЕСКОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЗАВИСИМОСТИ ПОВЕРХНОСТНОГО НАТЯЖЕНИЯ РАСТВОРОВ ОТ ДЛИНЫ УГЛЕВОДОРОДНОЙ ЦЕПИ ПАВ

**Цель работы:** изучить влияние длины углеводородной цепи молекулы ПАВ на величину поверхностного натяжения его раствора.

**Приборы и реактивы:** дистиллированная вода, спиртовые растворы: этиловый, пропиловый, бутиловый, пентиловый; сталагмометр, бюксы, спринцовка.

**Сущность работы:** для сталагмометрического определения зависимости поверхностного натяжения растворов от длины углеводородной цепи поверхностно-активных веществ (ПАВ) используют метод подсчета капель или отрыва капли, измеряя поверхностное натяжение для растворов ПАВ с разными длинами цепей и анализируя, как оно меняется. Это связано с тем, что чем длиннее углеводородная цепь, тем сильнее адсорбция ПАВ на поверхности жидкости, что приводит к ее снижению. Подсчет числа капель исследуемых растворов ПАВ и воды производят используя сосуд одного и того же объема.

Для определения поверхностного натяжения пользуются сталагмометром Траубе (рис. 18), поэтому сам метод определения поверхностного натяжения называется сталагмометрическим. Он сводится к следующему. Жидкость засасывают выше верхней метки, и когда ее уровень опустится до верхней метки, начинают считать число капель, вытекающих из трубки, до тех пор, пока уровень не достигнет нижней метки.



*Рис. 18.* Схема сталагмометра:

*1* — стеклянная трубка; *2* и *5* — верхняя и нижняя отметки; *3* — сосуд для анализируемой жидкой среды; *4* — анализируемая жидкая среда; *6* — капилляр; *7* — шлифованный конец капилляра; *8* — капля; *9* — бюкс; *10* — штатив

Капля вытекает из капилляра и отрывается под действием силы тяжести собственной массы. Но поверхностное натяжение стремится противодействовать вытеканию капли, поскольку ее образование связано с увеличением поверхности жидкости.

Чем больше поверхностное натяжение, тем больше должна быть масса капли, способной преодолеть поверхностное натяжение и оторваться. Таким образом, поверхностное натяжение  $\sigma$  пропорционально плотности  $\rho$  и обратно пропорционально числу капель, вытекающих из одного и того же объема.

Поверхностное натяжение определяется по формуле:

$$\frac{\sigma}{\sigma_{H_2O}} = \frac{\rho \cdot n_{H_2O}}{\rho_{H_2O} \cdot n}, \quad (48)$$

где  $\sigma$  и  $\sigma_{H_2O}$  — поверхностное натяжение исследуемой жидкости и воды соответственно;

$\rho$  и  $\rho_{H_2O}$  — плотности исследуемой жидкости и воды;

$n$  и  $n_{H_2O}$  — число капель исследуемой жидкости и воды.

Для разбавленных водных растворов, плотность которых мало отличается от единицы, формулу можно упростить:

$$\frac{\sigma}{\sigma_{H_2O}} = \frac{n_{H_2O}}{n}, \quad (49)$$

где  $\sigma_{H_2O} = 72,8 \text{ мДж/м}^2$  при  $20 \text{ }^\circ\text{C}$ .

Из формулы видно, что для определения поверхностного натяжения достаточно подсчитать число капель исследуемой жидкости и воды.

#### **Ход работы:**

1. Наливают дистиллированную воду в бюкс. С помощью спринцовки затягивают дистиллированную воду в сталагмометр чуть выше верхней метки.

2. Считают число капель, вытекающих из сталагмометра, от верхней до нижней метки. Измерения повторяют не менее трех раз. Среднее значение числа капель заносят в таблицу 21.

Таблица 21

#### **Результаты сталагмометрических измерений**

	$n_1$	$n_2$	$n_3$	$n_{\text{среднее}}$	$\sigma, \text{ мДж/м}^2$
Вода					—
$C_2H_5OH$					
$C_3H_7OH$					
$C_4H_9OH$					
$C_5H_{11}OH$					

3. Повторяют пункт 2 для всех растворов, используя соответствующие бюксы.

4. Рассчитывают поверхностное натяжение этих растворов спиртов:

---

---

---

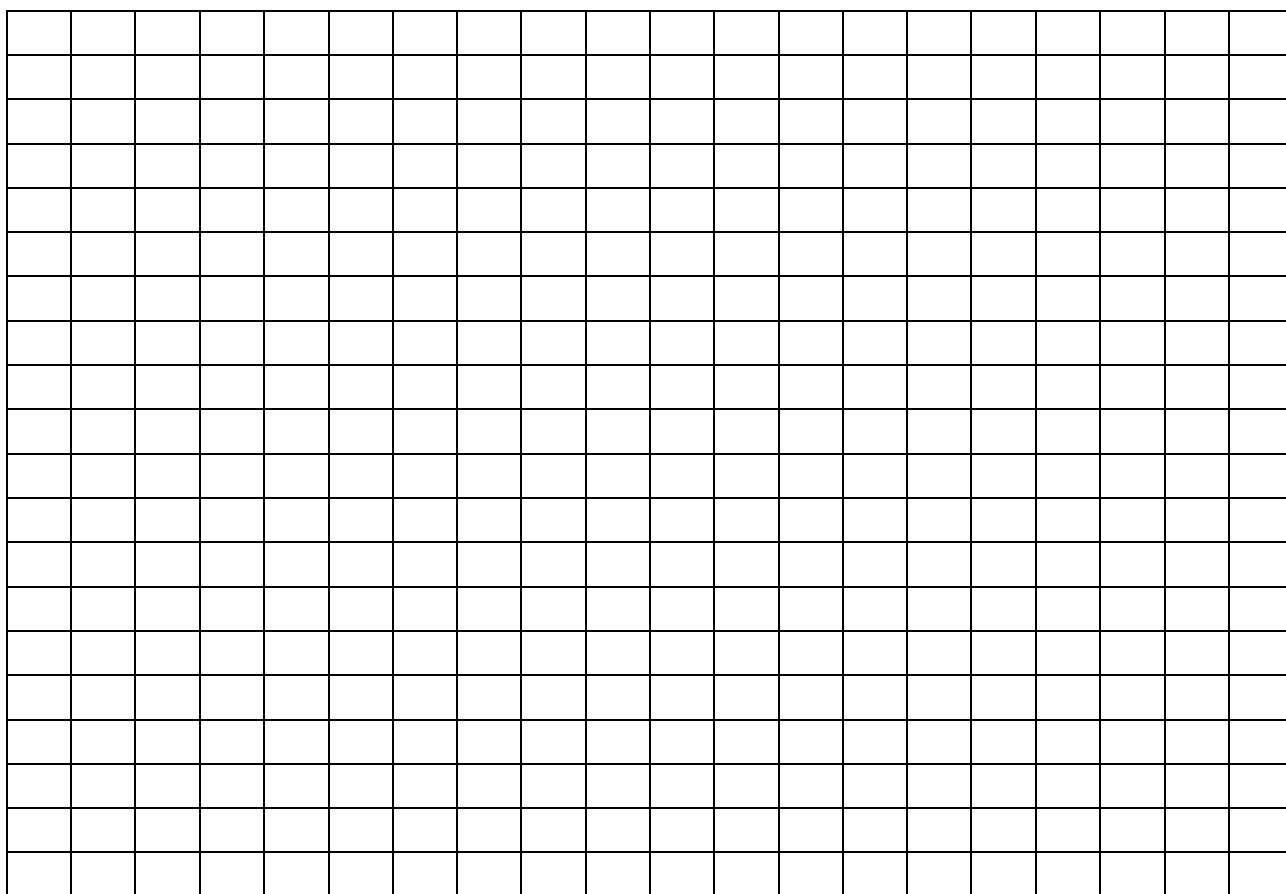
---

---

---

---

5. Строят кривую зависимости поверхностного натяжения раствора ( $\sigma$ ) от числа атомов углерода в молекуле спирта (n атомов C).



**Вывод:**

---

---

---

---

---

---

---

## Занятие 5

# ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ПОВЕРХНОСТНЫХ ЯВЛЕНИЙ: АДСОРБЦИЯ НА НЕПОДВИЖНОЙ ФАЗЕ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ИЗУЧЕНИЕ АДСОРБЦИИ ВЕЩЕСТВА ИЗ РАСТВОРА НА ТВЕРДОМ АДСОРБЕНТЕ

**Цель работы:** определить величину адсорбции уксусной кислоты из раствора на угле.

**Приборы и реактивы:** бумажные фильтры, плоскодонные колбы, воронки, бюретки на 25 см<sup>3</sup>, пипетки на 10 см<sup>3</sup>, стеклянные цилиндры на 100 см<sup>3</sup>, активированный уголь, растворы уксусной кислоты с концентрациями 0,1 М, 0,2 М, 0,3 М и 0,4 М, 0,2 М раствор гидроксида натрия, фенолфталеин.

**Сущность работы** сводится к приведению растворов известной концентрации в контакт с адсорбентом. После установления между ними адсорбционного равновесия определяют концентрацию равновесного раствора. Количество адсорбированного вещества из раствора вычисляют по разности между концентрацией раствора до и после адсорбции. Определяя эту разность для растворов различной концентрации и зная массу адсорбента, получают данные об удельной адсорбции вещества при разных значениях равновесных концентраций. По этим данным строят изотерму адсорбции. В настоящей работе изотерма адсорбции удовлетворительно описывается с помощью уравнения Лэнгмюра.

#### **Ход работы:**

1. С помощью мерного цилиндра в четыре сухих пронумерованных колб наливают по 50 мл раствора уксусной кислоты с концентрацией, указанной в таблице.

2. В каждую колбу вносят одновременно по 1 г активированного угля. Содержимое колб перемешивают круговыми движениями в течение 10 минут.

3. Исходные растворы уксусной кислоты, объемом 10 мл, трижды титруют раствором гидроксида натрия, добавляя по 2 капли индикатора фенолфталеина в каждую пробу, до устойчивой слабо розовой окраски. Средние значения израсходованного объема гидроксида натрия заносят в таблицу 22.

Таблица 22

#### Результаты титриметрического анализа

№ колбы	До адсорбции		После адсорбции		$\Gamma(\text{CH}_3\text{COOH})$ , ммоль/г
	$C_{\text{исх}}(\text{CH}_3\text{COOH})$ , моль/л	$V_{\text{исх}}(\text{NaOH})$ , мл	$C_{\text{равн}}(\text{CH}_3\text{COOH})$ , моль/л	$V_{\text{равн}}(\text{NaOH})$ , мл	
1					
2					
3					
4					

4. Рассчитывают исходные концентрации растворов уксусной кислоты. Результаты заносят в таблицу 22.

$C_{1исх}(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

$C_{2исх}(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

$C_{3исх}(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

$C_{4исх}(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

5. Растворы уксусной кислоты с активированным углем фильтруют через сухие бумажные фильтры в отдельные колбочки, трижды титруют раствором гидроксида натрия, добавляя по 2 капли индикатора фенолфталеина в каждую пробу, до устойчивой слабо розовой окраски. Средние значения израсходованного объема гидроксида натрия после адсорбции заносят в таблицу 22.

6. Рассчитывают равновесные концентрации растворов уксусной кислоты после адсорбции. Результаты заносят в таблицу 22.

$C_{1равн}(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

$C_{2равн}(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

$C_{3равн}(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

$C_{4равн}(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

7. Рассчитывают величину адсорбции уксусной кислоты из раствора на угле и результаты заносят в таблицу 22.

$\Gamma_1(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

$\Gamma_2(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

$\Gamma_3(\text{CH}_3\text{COOH})$

---

$\Gamma_4(\text{CH}_3\text{COOH})$

---



## Занятие 6

# ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ПОВЕРХНОСТНЫХ ЯВЛЕНИЙ: ХРОМАТОГРАФИЯ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. РАЗДЕЛЕНИЕ ЛИПИДОВ СЫВОРОТКИ КРОВИ МЕТОДОМ ТОНКОСЛОЙНОЙ ХРОМАТОГРАФИИ

**Цель работы:** получить хроматограмму смеси липидов сыворотки крови и выявить в экстракте наличие холестерина и стеариновой кислоты.

**Обоснование работы:** разделение липидов сыворотки крови основано на различной их растворимости в подвижном органическом растворителе и неподвижной фазе — воде, фиксированной полярным сорбентом. В результате хроматографического процесса компоненты смеси многократно, непрерывно перераспределяются между подвижной и неподвижной фазами согласно их коэффициентам распределения, что определяется степенью их сродства либо с неподвижной полярной фазой — водой, либо с неполярным органическим растворителем — подвижной фазой. Поэтому, компоненты смеси передвигаются по пластинке с разной скоростью и перемещаются на различные расстояния от места их нанесения (линии старта).

Разделение проводят на хроматографической пластинке «Силуфол» (рис. 19), представляющей собой алюминиевую фольгу, покрытую тонким слоем силикагеля с примесью крахмала.

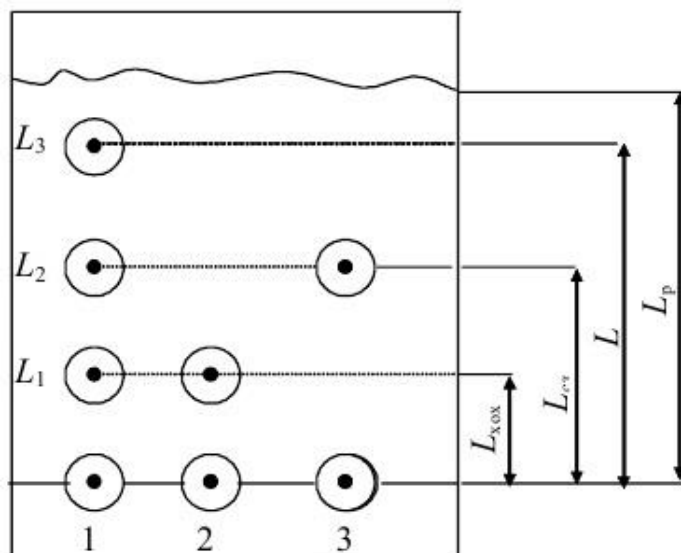


Рис. 19. Определение индекса удерживания ( $R$ ) при хроматографии в тонком слое:  
1 — исследуемая смесь; 2 — холестерин; 3 — стеариновая кислота

Измеряют расстояния, пройденные веществами смеси ( $L_1$ ,  $L_2$ ,  $L_3$ ), «свидетелями» и органическим растворителем ( $L_p$ ). Рассчитывают индексы удерживания ( $R_1$ ,  $R_2$ ,  $R_3$ ) по формуле:

$$R = L_1 / L_2. \quad (50)$$

### Ход работы:

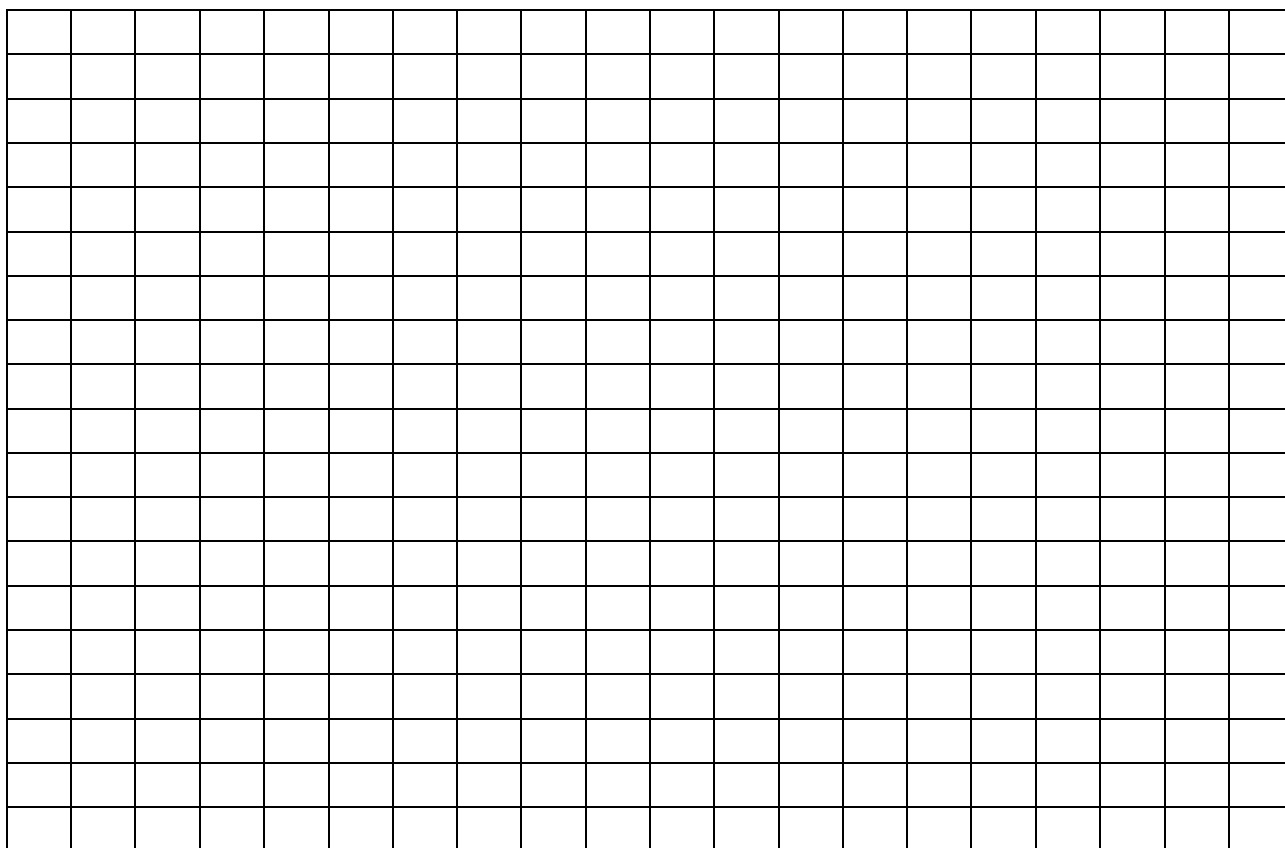
1. На расстоянии 2 см от нижнего края пластинки карандашом отмечают линию старта (осторожно, чтобы не повредить слой сорбента), а на расстоянии 10 см от линии старта — линию финиша.

2. С помощью тонкого капилляра наносят на линию старта по две капли (0,02 мл) растворов холестерина, стеариновой кислоты («свидетели») и смеси компонентов на равном расстоянии друг от друга (рис. 1).

3. Пластинку высушивают на воздухе и с помощью пинцета осторожно помещают в эксикатор с органическим растворителем, так что бы уровень растворителя был ниже места нанесения веществ. Закрывают эксикатор и после того как подвижная фаза поднимется по пластинке на 12 см (до линии финиша), вынимают пластинку из эксикатора и высушивают на воздухе до полного удаления растворителя.

4. Для проявления на пластинке пятен поместите ее в банку с кристаллическим йодом. Затем ее вынимают, а после испарения избытка йода смачивают водой и высушивают на воздухе.

5. Линейкой измеряют расстояния, пройденные веществами смеси ( $L_1$ ,  $L_2$ ,  $L_3$ ) от линии старта. Данные заносят на рисунок.



6. Рассчитывают индекс удерживания для каждого компонента.

---

---

---

---

---

---

---

7. Сравнивая  $R$  «свидетелей» с  $R_1$ ,  $R_2$ ,  $R_3$  проявленных веществ в смеси, сделают заключение о наличии или отсутствии холестерина и стеариновой кислоты в экстракте.

---

---

---

---

---

---

---

В выводе по величинам индексов удерживания  $R_1$ ,  $R_2$ ,  $R_3$  отдельных компонентов разделяемой смеси липидов сравнивают их полярность.

**Вывод:**

---

---

---

---

---

---

---

## Занятие 7

# ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ И ПОВЕРХНОСТНЫХ ЯВЛЕНИЙ

### ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ 3

#### **Электрохимия**

Определение понятия «электрическая проводимость». Проводники первого и второго рода. Удельная и молярная электрические проводимости растворов электролитов и факторы, влияющие на их величину. Молярная электропроводность при бесконечном разведении. Скорость движения и подвижность ионов. Закон Кольрауша (закон независимого движения ионов). Электропроводность неводных растворов.

Кондуктометрия, кондуктометрическое определение степени и константы ионизации слабого электролита, коэффициента электропроводности сильного электролита, растворимости плохо растворимых электролитов. Кондуктометрическое титрование.

Электродные потенциалы. Механизм возникновения двойного электрического слоя на границе «металл-раствор». Уравнение Нернста. Стандартные электродные потенциалы. Классификация электродов. Стандартный водородный электрод. Хлорсеребряный электрод как представитель электродов второго рода. Окислительно-восстановительные электроды и механизм возникновения потенциалы на них. Уравнение Нернста-Петерса. Стандартный и формальный окислительно-восстановительный потенциал биологических окислительно-восстановительных систем. Ионоселективные электроды. Стекланный электрод.

Гальванические элементы: химические и концентрационные. Расчет электродвижущей силы гальванических элементов.

Потенциометрия, потенциометрический метод измерения рН. Потенциометрическое титрование. Применение метода потенциометрии в биологии, медицине и фармации.

#### **Физико-химические основы поверхностных явлений**

Поверхностные явления и их значение в фармации. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Методы определения поверхностного натяжения. Зависимость поверхностного натяжения от различных факторов. Поверхностная активность. Поверхностно-активные (ПАВ), поверхностно-инактивные (ПИВ) и поверхностно-неактивные вещества (ПНВ). Правило Дюкло-Траубе. Изотерма поверхностного натяжения. Уравнение Шишковского.

Определение понятия «смачивание». Краевой угол смачивания. Уравнение Юнга. Энтальпия смачивания и коэффициент гидрофильности.

Адсорбция на подвижных границах раздела фаз («жидкость-газ», «жидкость-жидкость»). Уравнение изотермы адсорбции Гиббса. Ориентация молекул ПАВ в поверхностном слое. Определение площади, занимаемой молекулой ПАВ в насыщенном адсорбционном слое, и максимальной длины молекулы ПАВ.

Адсорбция на твердых адсорбентах. Измерение адсорбции на границах раздела «твердое тело-газ» и «твердое тело-жидкость». Факторы, влияющие на адсорбцию газов и растворенных веществ. Основные положения теории мономолекулярной адсорбции и уравнение изотермы адсорбции Ленгмюра. Уравнение изотермы адсорбции Фрейндлиха. Определение постоянных в уравнениях Ленгмюра и Фрейндлиха по экспериментальным данным. Полимолекулярная адсорбция. Капиллярная конденсация, абсорбция, хемосорбция.

Адсорбция электролитов из растворов. Эквивалентная и избирательная адсорбция ионов. Правило Панета-Фаянса. Ионообменная адсорбция. Иониты и их классификация. Обменная емкость. Применение ионитов в фармации.

Понятие о хроматографии.

**Занятие 8**  
**ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ: КЛАССИФИКАЦИЯ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ, СТРОЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ ЧАСТИЦ**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПОЛУЧЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ МЕТОДОМ КОНДЕНСАЦИИ**

**Цель работы:** получить коллоидные растворы методом конденсации.

**Реактивы и приборы:** штатив с пробирками, 0,01 н растворы KI, AgNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], CuSO<sub>4</sub>, раствор канифоли в спирте, вода.

**Ход работы.**

**Опыт 1.** Получение золя иодида серебра.

К раствору KI (1/2 пробирки) приливаем по каплям при встряхивании раствор AgNO<sub>3</sub>. Наблюдаем появление опалесцирующего золя AgI:



Напишите схему мицеллы золя AgI, укажите ее составные части:

---

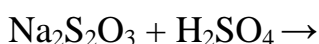
---

---

---

**Опыт 2.** Получение золя серы.

К раствору Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (1/2 пробирки) приливаем 4–5 капель раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Через несколько минут образуется опалесцирующий золь серы:



Напишите схему мицеллы золя серы, укажите ее составные части:

---

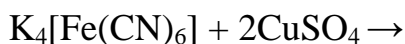
---

---

---

**Опыт 3.** Получение золя гексацианоферрата (II) меди.

К раствору K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] (1/2 пробирки) приливаем по каплям при встряхивании раствор CuSO<sub>4</sub>. Наблюдаем образование золя красно-кирпичного цвета:



Напишите схему мицеллы золя гексацианоферрата (II) меди, укажите ее составные части:

---

---

---

---

**Опыт 4.** Получение золя канифоли методом замены растворителя.

К воде (1/2 пробирки) добавляем 1–2 капли спиртового раствора канифоли, встряхиваем пробирку. Образуется молочно-белый золь, так как канифоль в воде нерастворима.

Полученные результаты и наблюдения запишите в таблицу 23.

Таблица 23

Результаты получения зольей

Система	Метод получения и тип реакции	Внешний вид золя
Золь иодида серебра		
Золь серы		
Золь гексацианоферрата (II) меди		
Золь канифоли		

**Вывод:**

---

---

---

---

---

## Занятие 9

# ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ: МОЛЕКУЛЯРНО-КИНЕТИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПОЛУЧЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ МЕТОДОМ ПЕПТИЗАЦИИ

**Цель:** получить коллоидные растворы методами адсорбционной и химической пептизации.

**Реактивы и оборудование:** 0,05 М раствор  $\text{FeCl}_3$ , концентрированный раствор  $\text{FeCl}_3$ , 0,1 М раствор  $\text{HCl}$ , 0,3 М  $\text{NaOH}$ , химические пробирки, стеклянные палочки, центрифуга.

**Суть работы:** Дисперсные системы — это двух- или многофазные системы, где, по крайней мере одна фаза является раздробленной — дисперсной и распределена во второй фазе (непрерывной дисперсионной среде). Дисперсные микрогетерогенные системы состоят как минимум из трех компонентов: дисперсной фазы, дисперсионной среды и стабилизатора — вещества, которое адсорбируется на поверхности раздела фаз и образует защитные слои, препятствующие сближению частиц дисперсной фазы. С термодинамической точки зрения стабилизатор, адсорбируясь на межфазной границе, понижает межфазное поверхностное натяжение и приводит к образованию равновесных коллоидных систем.

Существует два пути получения коллоидных систем. Первый — диспергирование, измельчение одной из фаз, что сопровождается увеличением числа частиц и их удельной поверхности. Вторым — конденсирование (агрегация), объединение молекул и затем частиц в более крупные частицы (в предельном случае — до полного разделения фаз).

Диспергирование можно проводить различными способами:

1. Механическое дробление в шаровых и коллоидных мельницах, в которых диспергируемый материал вместе с дисперсионной средой и стабилизатором дробится и истирается до размера частиц коллоидной системы.

2. Электрическое распыление в вольтовой дуге. Для этого два электрода из металла, золь которого хотят получить, погружают в охлаждаемую жидкость, в которую добавлен электролит стабилизатор, и пропускают электрический ток. Сближают электроды для получения электрического разряда, металл при этом испаряется и конденсируется в жидкость, образуя золь. Так получают золи золота, серебра, платины и других металлов.

3. Действием ультразвука. Ультразвук — это высокочастотные механические колебания, которые получают с помощью специальных генераторов. Разрывающие усилия возникают как, вследствие чередующихся локальных сжатий и расширений в системе, так и вследствие кавитаций — образования и лопания пузырьков при локальных растяжениях жидкости. При этом развиваются локальные избыточные давления (порядка тысяч атмосфер) за ничтожно малые промежутки времени, которые приводят к разрыву не только жидкостей, но и твердых тел. Так получают золи серы, гипса, графита, гидроксидов металлов.

4. Методом пептизации — это дробление свежеприготовленных рыхлых осадков на отдельные коллоидные частицы при добавлении небольшого количества электролита — пептизатора. При этом степень дисперсности не изменяется, так как частицы рыхлого осадка уже имеют коллоидные размеры. Различают адсорбционную и химическую пептизацию.

Адсорбционная пептизация — электролит пептизатор адсорбируется на поверхности частиц осадка, сообщает им заряд, и тем самым способствует переходу их во взвешенное состояние. Так образуется золь гидроксида железа (III) при добавлении к рыхлому осадку гидроксида железа (III) в качестве электролита-пептизатора хлорида железа (III).

Химическая пептизация — пептизатор образуется в результате химической реакции добавляемого вещества с частицами на поверхности осадка. Так можно получить золь гидроксида железа (III) при добавлении небольшого количества соляной кислоты к свежеприготовленному осадку гидроксида железа (III).

Пептизация имеет биологическое значение: рассасывание атеросклеротических бляшек, почечных и печеночных камней; действие агнтикоагулянов при тромбозах — все эти процессы по сути являются пептизацией.

**Ход работы:**

1. В две пробирки наливают по 5 мл 0,05 М водного раствора хлорида железа (III). Прибавляют небольшими порциями 2,7 мл 0,3 М раствора гидроксида натрия, перемешивают.

2. Пробирки с растворами помещают в центрифугу. Центрифугирование проводят в течение 5 мин со скоростью 1500–2000 об/мин.

3. После центрифугирования отбираем из пробирок раствор пипеткой Пастера, в пробирке должен остаться осадок около 1 мл.

4. В 1 пробирку вносят 5 мл 0,1 М раствора HCl, перемешивают, добавляют еще 1 мл 0,1 М раствора HCl, перемешивают. При необходимости повторяют добавление 0,1 М раствора HCl до полного растворения осадка, но не переходя в истинный раствор.

5. В 2 пробирку вносят 4 мл концентрированного раствора хлорида железа (III), перемешивают, добавляют еще 1 мл концентрированного раствора хлорида железа (III).

6. Нарисовать схемы мицелл полученных золь, указать их составные части:

1.

---

---

---

---

---

---

---

---

2.

---

---

---

---

---

---

---

7. Проверьте наличие оптических свойств в полученных растворах. При боковом освещении лазерной указкой или фонариком в зоне прохождения световых лучей наблюдается свечение с синеватым оттенком (так называемый конус Тиндаля). Это свечение называется опалесценцией.

**Вывод:**

---

---

---

---

## Занятие 10

# ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ: ОПТИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПОЛУЧЕНИЕ СПЕКТРОВ ПРОПУСКАНИЯ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

**Цель:** исследование зависимости оптической плотности коллоидных растворов от длины волны.

**Оборудование:** спектрофотометр Solar PV 1251, набор полистирольных кювет, стеклянные пробирки, стеклянные палочки, 0,001 М раствор иодида калия, 0,1 М раствор нитрата серебра, 0,01 М раствор тиосульфата натрия, 1 М раствор серной кислоты.

**Суть работы.** Оптические свойства дисперсных систем обусловлены взаимодействием электромагнитного излучения, обладающего определенной энергией, с частицами дисперсной фазы. Особенности оптических свойств дисперсных систем определяются природой частиц, их размерами, соотношением между длиной волны электромагнитного излучения и размерами частиц.

Одним из характерных оптических свойств является рассеяние света. В зависимости от свойств частиц дисперсной фазы и их размеров свет, проходя через дисперсную систему, может поглощаться, отражаться или рассеиваться.

Дисперсные системы способны к рассеянию света. В результате рассеяния проходящий через коллоидный раствор луч света становится видимым (эффект Тиндаля). Этот вид рассеяния называется опалесценцией (в молекулярных и ионных растворах этот эффект не наблюдается). Способностью к светорассеянию обладают не только частицы, но и ассоциаты молекул, макромолекулы, включения, нарушающие однородность среды.

Рассеяние заключается в преобразовании веществом света, которое сопровождается изменением направления света. Теоретически эффект Тиндаля был обоснован Дж. У. Рэлеем. Он сумел вывести уравнение, связывающее интенсивность рассеиваемого света  $I_p$  с интенсивностью падающего света  $I_0$  для случая сферических частиц, не поглощающих свет и не проводящих электрический ток и имеющих намного меньшие размеры по сравнению с длиной падающей волны в разбавленных растворах:

$$I_p = I_0 \cdot K \frac{CV^2}{\lambda^4}. \quad (51)$$

Согласно уравнению Рэлея:

- 1) уравнение Рэлея показывает, что интенсивность рассеянного света пропорциональна интенсивности падающего света ( $I_p \sim I_0$ );
- 2) величина  $I_p$  резко возрастает с увеличением разности в показателях преломления дисперсной фазы и дисперсионной среды (так как для дисперсных систем данная разница велика, то велико и их светорассеяние);

3) интенсивность светорассеяния пропорциональна весовой концентрации частиц. Такую закономерность можно использовать для определения концентрации дисперсной фазы;

4) величина  $I_p$  пропорциональна квадрату объема частиц  $V^2$  и может быть использована для определения размеров частиц. Однако линейный характер этой зависимости сохраняется лишь в области малых размеров частиц. При увеличении частиц до размеров, сопоставимых или превышающих длину световой волны, светорассеяние переходит в отражение света и интенсивность рассеяния уменьшается. Поэтому зависимость интенсивности рассеянного света  $I_p$  от размера коллоидных частиц имеет максимум. Область применения этого уравнения ограничена следующим условием:  $2\pi r/\lambda < 0,3$ .

Для видимой части спектра — это условие соответствует значениям  $r$  не более  $(2 - 4) \cdot 10^{-6}$  см. Таким образом, максимум светорассеяния в видимой части светового спектра приходится на системы коллоидной степени дисперсности. Поэтому становится понятным, почему наблюдение опалесценции является одним из чрезвычайно чувствительных методов обнаружения коллоидного состояния;

5) интенсивность светорассеяния обратно пропорциональна  $\lambda^4$ . Это означает, что при прохождении белого света преимущественно должны рассеиваться наиболее короткие волны синей и фиолетовой части спектра. То обстоятельство, что свет коротких волн рассеивается сильнее, определяет голубую окраску неба. Интенсивность рассеянного фиолетового света примерно в 16 раз превышает интенсивность рассеянного красного света, длина волны которого лишь в 2 раза превышает длину волны фиолетового. Следует отметить, что для грубодисперсных систем (размеры коллоидных частиц сопоставимы или превышают длину волны падающего света) интенсивность рассеянного света слабее зависит от длины волны.

**Турбидиметрия.** Уравнение Рэлея выведено для неокрашенных золь, т. е. не поглощающих свет. Однако многие коллоидные растворы имеют определенную окраску. Оптические свойства коллоидных растворов можно характеризовать по изменению интенсивности света при прохождении через систему.

Для реализации метода используются фотоколориметры. В 1760 г. И. Ламберт, а еще ранее П. Бугер, изучая рассеяние света, установили следующую зависимость между интенсивностью прошедшего света и толщиной среды, через которую этот свет прошел:

$$I_p = I_0 e^{-kd}, \quad (52)$$

где  $k$  — коэффициент поглощения;

$d$  — толщина поглощающего слоя.

А. Бер показал, что коэффициенты поглощения растворов с абсолютно бесцветными и прозрачными растворителями пропорциональны молярной концентрации растворенного вещества:

$$k = \varepsilon c. \quad (53)$$

Вводя значение молярного коэффициента поглощения  $\varepsilon$  в уравнение Бугера–Ламберта, получаем закон, устанавливающий зависимость интенсивности прошедшего света от толщины слоя и концентрации растворенного вещества (*закон Бугера–Ламберта–Бера*):

$$I_p = I_0 e^{-\varepsilon cd}. \quad (54)$$

Для удобства расчетов часто это выражение логарифмируют и получают следующее соотношение:

$$\ln \left( \frac{I_0}{I_p} \right) = \varepsilon cd. \quad (55)$$

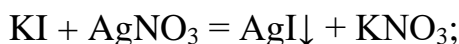
Выражение  $\ln \left( \frac{I_0}{I_p} \right)$  обозначают буквой  $D$  и называют оптической плотностью раствора или экстинкцией.

Закон Бугера–Ламберта–Бера был выведен для однородных систем, но впоследствии удалось установить, что он вполне применим и для коллоидных растворов высокой дисперсности. Необходимыми условиями применимости этого закона к коллоидным системам являются следующие:

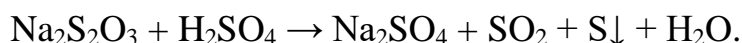
- а) не слишком большая толщина слоя дисперсионной среды;
- б) не очень высокая концентрация дисперсной фазы.

**Объектами исследования являются:**

1. Получить золь иодида серебра, добавляя в раствор иодида калия небольшое количество нитрата серебра:



2. Получить золь серы, добавляя в раствор тиосульфата натрия небольшое количество серной кислоты:



Для исследования зависимости оптической плотности полученных коллоидных растворов от длины волны используют спектрофотометр Solar PV 1251 (в дальнейшем — спектрофотометр), предназначенный для измерения оптической плотности и коэффициента пропускания в жидких и твердых образцах в ближней ультрафиолетовой, видимой и ближней инфракрасной областях спектра (325–999 нм) с выводом результатов измерения на встроенный индикатор и компьютер класса IBM PC.

В основу работы спектрофотометра положен принцип измерения на установленной длине волны отношения светового потока, прошедшего через исследуемый образец, к световому потоку в отсутствие исследуемого образца.

Внешний вид спектрофотометра приведен на рисунке 20.



Рис. 20. Общий вид спектрофотометра PV 1251:  
1 — крышка кюветного отделения; 2 — панель управления

### Ход работы:

1. Включить компьютер.
  2. Включить прибор в розетку.
  3. Включить тумблер на задней панели прибора, загорается панель управления.
  4. В меню «ПУСК» найти программу «**Biochem2**».
  5. В открывшемся окне выбрать вкладку «**Спектр**».
  6. В рабочем окне найти вкладку «**График S**».
  7. В открывшемся окне «**Спектр**» выставить длину волны от 325 до 800 нм;
  8. В кювету налить раствор иодида калия и вставить в кюветное отделение спектрофотометра.
  9. Закрыть кюветное отделение.
  10. На компьютере в рабочем окне «Спектр» нажать «Ноль», затем в основном рабочем окне вкладку «F11», откроется окно, в котором будет строиться график зависимости оптической плотности от длины волны. Подождать, пока спектрофотометр пропишет нулевую линию.
  11. В градуированную пробирку налить 7 мл иодида калия и добавить 2 капли нитрата серебра, перемешать.
  12. Перелить раствор в кювету. Вставить кювету в кюветное отделение спектрофотометра.
  13. В рабочем окне «С» нажать «Поглощение».
  14. В основном рабочем окне нажать «F11» и наблюдать за изменением оптической плотности.
  15. По завершении опыта в окне «Сканируемый график» нажать «Сохранить».
- Сохранить файл в папке Biochem в папке «Спектр». Закрыть программу.
16. Повторить пункты 4–7.
  17. В кювету налить раствор тиосульфата натрия и вставить в кюветное отделение спектрофотометра.





## Занятие 11

# ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ: ЭЛЕКТРОКИНЕТИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ В КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРАХ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПОРОГА КОАГУЛЯЦИИ ЗОЛЯ ЭЛЕКТРОЛИТАМИ КОЛОРИМЕТРИЧЕСКИМ МЕТОДОМ

**Цель работы:** определить пороги коагуляции электролитов по отношению к данному золю с помощью фотоэлектрического колориметра.

**Приборы и реактивы:** фотоэлектроколориметр, пипетки на 0,025 мл и 0,4 мл, золь  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , 0,001 М раствор  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

**Суть работы.** Оптическая плотность  $D$  зависит от интенсивности прошедшего света  $I_x$ , сопоставляемой с интенсивностью падающего света  $I_0$ .

При прохождении света через коллоидный раствор его интенсивность уменьшается не только в результате поглощения света, но и за счет рассеяния (опалесценции). Поэтому оптическая плотность зависит от степени поглощения света золем и от его способности рассеивать свет. В свою очередь, интенсивность рассеянного света увеличивается с увеличением линейных размеров частиц до тех пор, пока последние не достигнут длины волны проходящего света, после чего яркость рассеянного света начинает уменьшаться.

Так как при коагуляции золь идет процесс укрупнения частиц, то интенсивность рассеянного света изменяется, следовательно, изменяется и оптическая плотность системы, которую можно измерить с помощью фотоэлектроколориметра (ФЭК).

Измерив оптическую плотность после добавления к золю разных объемов раствора электролита, получают график (рис. 21) в координатах  $D - V_{\text{эл}}$ .

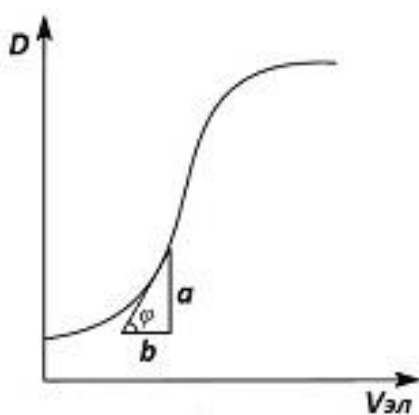


Рис. 21. Зависимость оптической плотности ( $D$ ) золь от объема прибавляемого электролита ( $V_{\text{эл}}$ )

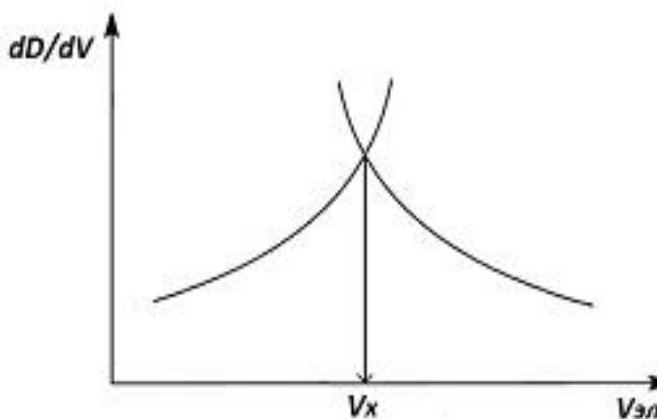


Рис. 22. График для нахождения объема электролита  $V_x$ , соответствующего порогу коагуляции

По графику 21 находят значения  $dD/dV$ :  $dD/dV = \operatorname{tg}\varphi = a/v$  и строят график (рис. 22) в координатах  $dD/dV - V_{\text{эл}}$ . Перпендикуляр, опущенный на ось абсцисс из точки пересечения двух кривых, соответствует минимальному объему электролита, вызывающему коагуляцию. Порог коагуляции находят по формуле:

$$\gamma = \frac{C_{\text{исх}} \cdot V_x}{V_{\text{золя}}}, \quad (56)$$

где  $\gamma$  — порог коагуляции;

$C_{\text{исх}}$  — исходная молярная концентрация электролита;

$V_x$  — объем электролита, соответствующий порогу коагуляции (находят графически);

$V_{\text{золя}}$  — объем золя.

### Ход работы:

1. Для определения порога коагуляции электролита по отношению к золю колориметрическим методом в колбе тщательно смешивают 2 мл золя  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и 0,4 мл электролита. В качестве электролита используют 0,001 М раствор  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , а порог коагуляции данного электролита определяют по отношению к золю гидроксида железа (III).

2. После смешивания растворов кювету помещают в фотоэлектроколориметр для измерения оптической плотности  $D$ .

3. Включить прибор, нажав тумблер сбоку справа на приборе.

4. Прогреть прибор, вставив пустую кювету в гнездо, соблюдая указания стрелки на кювете и на приборе.

5. Нажать кнопку «Zero» (F1).

6. Кнопкой «Start» (F3) выбрать фильтр 540 нм.

7. Выбрать копкой «Mode» (F2) условия измерений «оптическая плотность».

8. Нажать кнопку «Zero» (F1).

9. Заполнить кювету раствором золя.

10. Нажать кнопку «Start» (F3).

11. Произвести измерения.

12. Добавить в кювету электролит. Интервал времени между прибавлением электролита к золю и измерением должен быть равен 70 секунд. Измерения заканчивают, когда значения оптической плотности начнут уменьшаться.

13. Нажать кнопку «Start» (F3) и снять показания прибора.

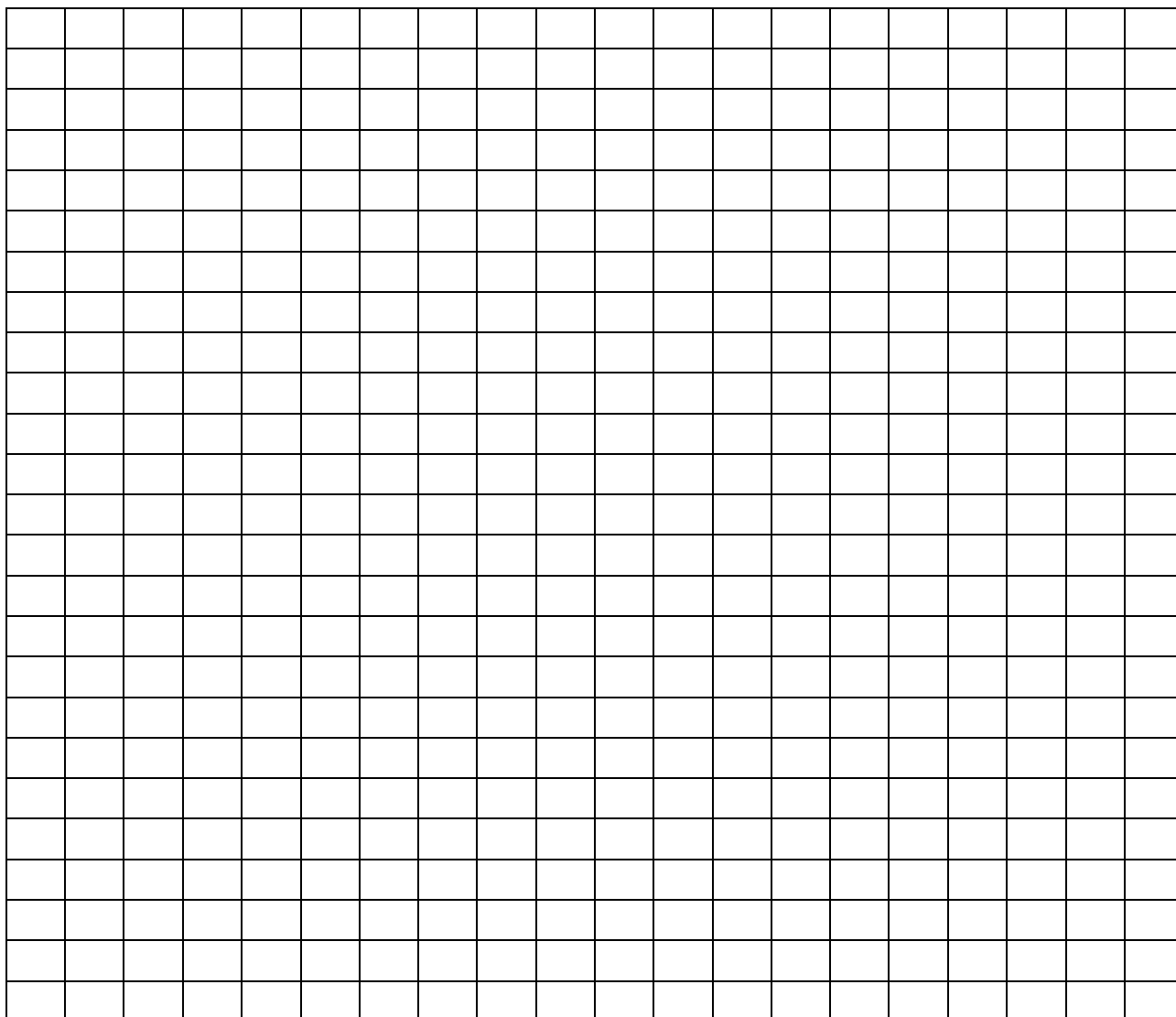
14. Повторять пункты 12–13 до конца измерений.

15. По окончании работы выключить прибор, нажав тумблер сбоку справа на приборе.

16. Полученные данные переносят в Excel в виде таблицы 25.



18. Строят график зависимости  $dD/dV$  от  $V_{эл}$ . Из точки пересечения двух кривых опускают перпендикуляр на ось абсцисс и находят минимальный объем электролита, вызывающий коагуляцию.



19. Рассчитывают порог коагуляции:

---

---

---

---

**Вывод:**

---

---

---

---

## Занятие 12

# ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ: УСТОЙЧИВОСТЬ И КОАГУЛЯЦИЯ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ЗАЩИТНОЕ ДЕЙСТВИЕ ЖЕЛАТИНА НА КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ

**Цель работы:** определить порог коагуляции электролита по отношению к данному золю в присутствии желатина с помощью фотоэлектрического колориметра, доказать защитное действие желатина.

**Приборы и реактивы:** фотоэлектроколориметр, пипетки на 0,025 мл и 0,4 мл, золь  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , 0,001 М раствор  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , 0,1 % раствор желатина.

**Суть работы.** Как известно, типичные коллоидные системы весьма чувствительны к действию электролитов. Однако при введении в золь определенных высокомолекулярных веществ и образовании на поверхности частиц соответствующего адсорбционного слоя устойчивость системы может быть значительно повышена. Такое явление получило название коллоидной защиты и выражается в повышении порога коагуляции.

Веществами, способными обуславливать коллоидную защиту, являются высокомолекулярные соединения, такие как белки, углеводы, пектины.

#### **Ход работы:**

1. Для определения порога коагуляции электролита по отношению к золю колориметрическим методом в колбе тщательно смешивают 2 мл золя  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , 0,03 мл желатина и 0,4 мл электролита. В качестве электролита используют 0,001 М раствор  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , а порог коагуляции данного электролита определяют по отношению к золю гидроксида железа (III).

2. После смешивания растворов кювету помещают в фотоэлектроколориметр для измерения оптической плотности  $D$ . Измерения проводят согласно инструкции по работе с фотоэлектроколориметром.

3. Включить прибор, нажав тумблер сбоку справа на приборе.

4. Прогреть прибор, вставив пустую кювету в гнездо, соблюдая указания стрелки на кювете и на приборе.

5. Нажать кнопку «Zero» (F1).

6. Кнопкой «Start» (F3) выбрать фильтр 540 нм.

7. Выбрать кнопкой «Mode» (F2) условия измерений «оптическая плотность».

8. Нажать кнопку «Zero» (F1).

9. Заполнить кювету раствором золя.

10. Нажать кнопку «Start» (F3).

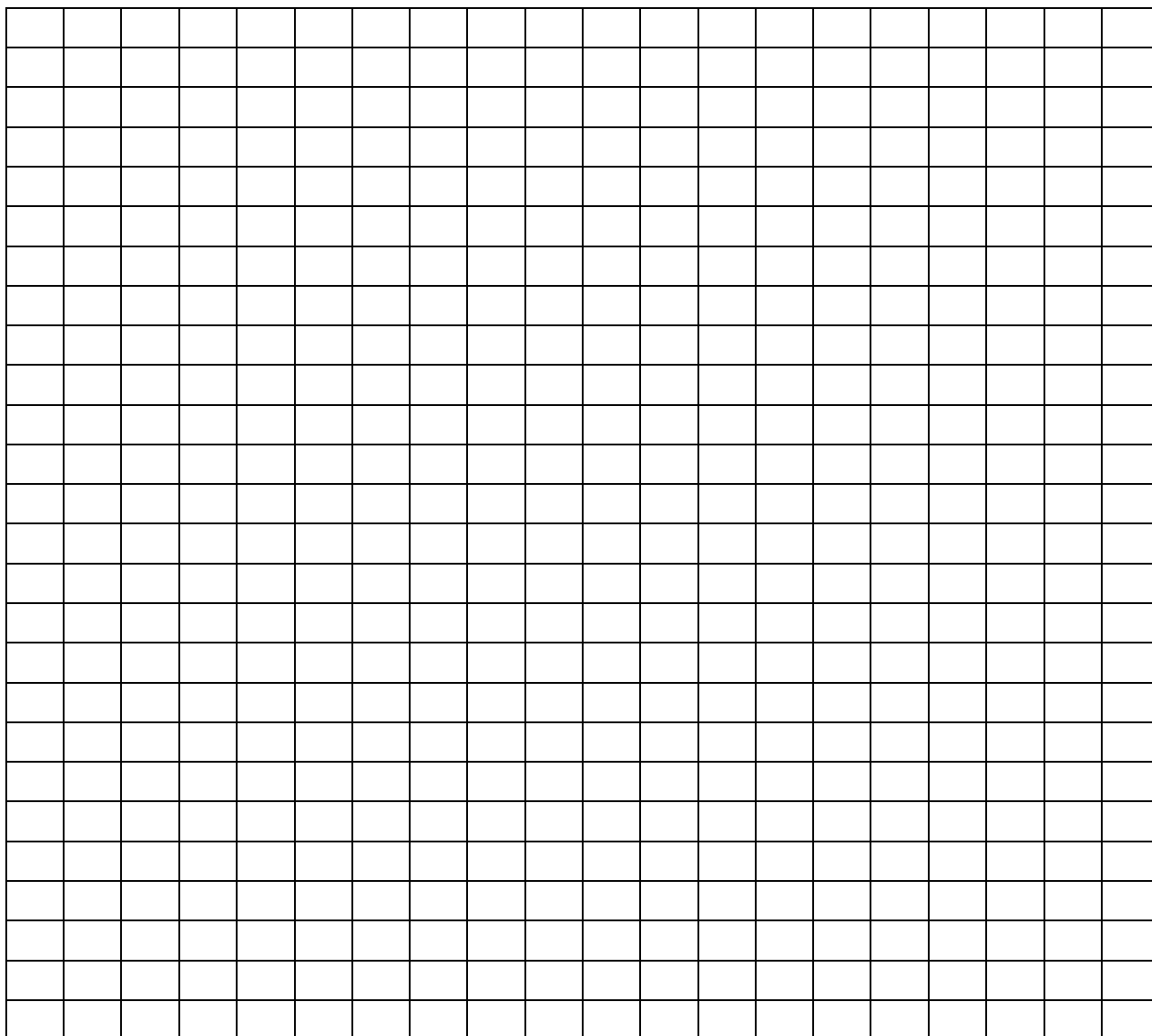
11. Произвести измерения.

12. Добавить в кювету электролит. Интервал времени между прибавлением электролита к золю и измерением должен быть равен 70 секунд. Измерения заканчивают, когда значения оптической плотности начнут уменьшаться.

13. Нажать кнопку «Start» (F3) и снять показания прибора.



18. Строят график зависимости  $dD/dV$  от  $V_{эл}$ . Из точки пересечения двух кривых опускают перпендикуляр на ось абсцисс и находят минимальный объем электролита, вызывающий коагуляцию.



19. Рассчитывают порог коагуляции:

---

---

---

---

20. Определяют, во сколько раз увеличился порог коагуляции золя после добавления желатина, используя данные из лабораторной работы № 26.

---

---

**Вывод:**

---

---

---

---

**Занятие 13**  
**РАЗНЫЕ КЛАССЫ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ: АЭРОЗОЛИ,  
ПОРОШКИ, СУСПЕНЗИИ, ЭМУЛЬСИИ**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ПОЛУЧЕНИЕ ЭМУЛЬСИЙ И ИЗУЧЕНИЕ  
ИХ СВОЙСТВ**

**Цель работы:** получить устойчивые эмульсии и определить их тип; изучить обращение фаз эмульсии.

**Реактивы и приборы:** масло (жидкое), вода, 1%-ные растворы  $K_2CO_3$  и  $CaCl_2$ , раствор судана (III), раствор метиленового синего, микроскоп, пробирки, предметное стекло.

**Ход работы:**

**Задание 1.** Получить эмульсии методом диспергирования.

**Опыт 1.** Получение эмульсии без эмульгатора.

1. Наливают в пробирку 5 мл дистиллированной воды, добавляют 5–6 капель масла и хорошо встряхивают до образования белой мути.

2. Пробирку с полученной эмульсией ставят в штатив для последующих наблюдений.

**Опыт 2.** Получение эмульсии с эмульгатором.

1. Наливают в пробирку 5 мл дистиллированной воды, добавляют 5–6 капель масла, и 5–6 капель 1 % раствора  $K_2CO_3$ . Пробирку хорошо встряхните до образования эмульсии молочно-белого цвета.

2. Оставляют пробирку в штативе для выполнения других заданий.

По результатам опытов 1 и 2 делают вывод, какая из полученных эмульсий более устойчива и почему. Подтверждают свой вывод описанием внешнего вида полученных эмульсий.

**Вывод 1:**

---

---

---

---

**Задание 2.** Определить тип эмульсии.

**Опыт 3.** Определение типа эмульсии методом разбавления.

1. Стеклопалочкой каплю эмульсии из опыта 2 и каплю воды помещают рядом на предметном стекле. Стекло наклоните так, чтобы капли соприкоснулись.

2. Записывают наблюдаемый эффект и на основании этого делают вывод о типе эмульсии.

3. Наливают в пробирку 0,5 мл масла, 5 капель воды и 5 капель 1% раствора  $\text{CaCl}_2$ . Хорошо встряхивают пробирку до получения эмульсии. Каплю полученной эмульсии и каплю воды помещают рядом на стекло и наклоняют его.

4. Записывают эффект и дают обоснованный вывод о типе эмульсии.

**Вывод 2:**

---

---

---

---

**Опыт 4.** Определение типа эмульсии методом окрашивания.

1. Наливают в пробирку 3 капли масла, 2 мл дистиллированной воды, 4–5 капель 1% раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , и сильно ее встряхивают до образования эмульсии.

2. Затем добавляют пять капель раствора судана (III) и три капли раствора метиленового синего.

3. После интенсивного встряхивания пробирки в течении 1–2 минут каплю полученной эмульсии наносят палочкой на предметное стекло и рассматривают ее под микроскопом.

4. Зарисовывают эмульсию, указав распределение красителей, и определяют на основании этого тип эмульсии. Сохраняют эмульсию для выполнения задания 3.

**Задание 3.** Изучить обращение фаз эмульсий.

**Опыт 5:**

1. Отливают половину полученной в опыте 4 эмульсии в другую пробирку.

2. Добавляют к ней 3 капли масла, 4 капли раствора  $\text{CaCl}_2$ .

3. После интенсивного встряхивания пробирки в течении 1–2 минут рассматривают каплю полученной эмульсии под микроскопом.

4. Зарисовывают и определяют тип эмульсии.

На основании результатов опытов 4 и 5 делают вывод о причине изменения типа эмульсии. Вывод подтверждают соответствующими уравнениями реакции образования гидрофильного эмульгатора и перехода его в гидрофобный.

**Вывод:**

---

---

---

---

## Занятие 14

### РАЗНЫЕ КЛАССЫ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ: КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ ПОВЕРХНОСТНО-АКТИВНЫХ ВЕЩЕСТВ

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. КОНДУКТОМЕТРИЧЕСКОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ КРИТИЧЕСКОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ МИЦЕЛЛООБРАЗОВАНИЯ

**Цель работы:** ознакомление с методом определения критической концентрации мицеллообразования.

**Приборы и реактивы:** учебно-лабораторный комплекс «Химия» в следующей комплектации: центральный контроллер; модуль «Электрохимия» в комплекте с кондуктометрическим и температурными датчиками, мерные цилиндры, дистиллированная вода, раствор мыла.

#### **Ход работы.**

Для определения критической концентрации мицеллообразования необходимо приготовить 7 растворов.

1. Из исходного раствора ПАВ путем последовательного разбавления дистиллированной водой готовят растворы согласно таблице 26. Растворы готовят непосредственно перед измерениями для предотвращения гидролиза ПАВ.

2. Измеряют электропроводимость ( $L$ ) полученных растворов на УЛК «Химия». Измерение электрической проводимости начинают с раствора № 7.

2.1. Включить тумблер (сбоку) на модуле «Электрохимия».

2.2. Нажать стрелку «вверх» 4 раза, до «Мониторинг измерений»

2.3. Подождать 3–5 минут, после чего снять показание электропроводности.

2.4. Повторить пункты 2.1–2.3 для остальных растворов по увеличению их концентрации.

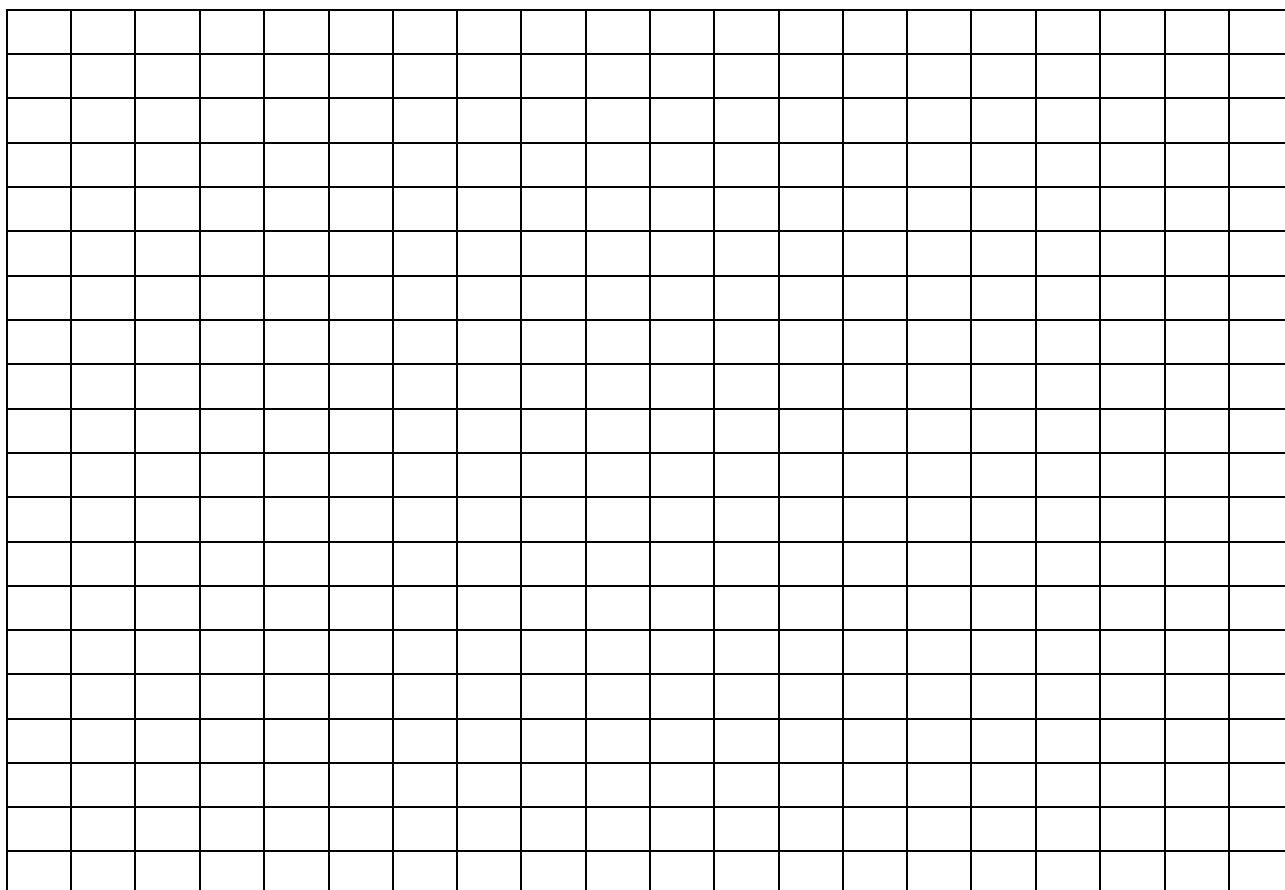
3. Результаты кондуктометрических измерений записывают в таблицу 26 и рассчитывают сопротивление  $R$ .

Таблица 26

**Результаты кондуктометрических измерений**

Растворы	$C_m$ , моль/л	$L$ , мСм	$R = 1 / L$ , Ом
исходный раствор № 1	0,0070		
раствор № 2 (50 мл р-ра № 1 + 50 мл H <sub>2</sub> O)	0,0035		
раствор № 3 (50 мл р-ра № 2 + 50 мл H <sub>2</sub> O)	0,00175		
раствор № 4 (50 мл р-ра № 3 + 50 мл H <sub>2</sub> O)	0,00087		
раствор № 5 (50 мл р-ра № 4 + 50 мл H <sub>2</sub> O)	0,000437		
раствор № 6 (50 мл р-ра № 5 + 50 мл H <sub>2</sub> O)	0,000218		
раствор № 7 (50 мл р-ра № 6 + 50 мл H <sub>2</sub> O)	0,000109		

4. На основе расчетных данных строят график зависимости  $R$  от  $C$ .



5. По графику определяют критическую концентрацию мицеллообразования. Для нахождения критической концентрации мицеллообразования продолжают прямолинейные участки кривой до их пересечения, перпендикуляр, опущенный из точки пересечения на ось абсцисс, будет соответствовать величине ККМ.

---

---

**Вывод:**

---

---

---

---

**Занятие 15**  
**ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ И ИХ РАСТВОРЫ:**  
**СТРОЕНИЕ И КЛАССИФИКАЦИЯ, ИЗОЭЛЕКТРИЧЕСКАЯ**  
**ТОЧКА БИОПОЛИМЕРОВ**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИЗОЭЛЕКТРИЧЕСКОЙ**  
**ТОЧКИ БЕЛКА**

**Цель работы:** определить изоэлектрическую точку белка.

**Приборы и реактивы:** раствор желатина, растворы ацетатного буфера с рН 3,2; 4,1; 4,7; 6,2; спиртовой раствор, пробирки, стеклянные палочки.

**Ход работы:**

1. В каждую из четырех центрифужных пробирок наливают по 1 мл ацетатного буфера с рН 3,2; 4,1; 4,7; 6,2.

2. Добавляют по 0,5 мл раствора белка (желатина) с массовой долей его 3 % и по 3 мл спирта. Содержимое пробирок тщательно перемешивают, на темном фоне отмечают степень мутности проб.

3. Максимум мутности соответствует максимальной коагуляции белка, которая наблюдается в пробирке с раствором, рН которого равен ИЭТ белка.

4. Результаты запишите в таблицу 27.

*Таблица 27*

**Определение интенсивности окраски**

<b>рН</b>	<b>3,2</b>	<b>4,1</b>	<b>4,7</b>	<b>6,2</b>
Степень мутности (по пятибалльной шкале)				
Интенсивность окраски (по пятибалльной шкале)				

На основании проделанной работы определяют изоэлектрическую точку желатины.

**Вывод:**

---

---

---

---

## Занятие 16

### ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ И ИХ РАСТВОРЫ: ТЕРМОДИНАМИКА РАСТВОРОВ БИОПОЛИМЕРОВ

#### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЗАВИСИМОСТИ НАБУХАНИЯ ЖЕЛАТИНА ОТ КИСЛОТНОСТИ СРЕДЫ. ОСАЖДЕНИЕ ЖЕЛАТИНА ИЗ РАСТВОРА МЕТОДОМ ВЫСАЛИВАНИЯ

**Цель работы:** экспериментально подтвердить зависимость степени набухания белка от pH среды; изучить влияние электролитов на растворимость белков.

**Приборы и реактивы:** желатин, растворы соляной кислоты с концентрацией 0,1 М и  $1 \cdot 10^{-5}$  М, растворы гидроксида натрия с концентрацией 0,1 М и  $1 \cdot 10^{-5}$  М, пробирки, стеклянные палочки.

**Ход работы.**

**Задание 1.** Определить зависимость степени набухания желатины от pH среды.

1. Вносят в сухие мерные пробирки на 10 мл по 0,5 мл порошка желатина
2. Добавляют до верхней метки следующие растворы:
  - в первую — 0,1 М раствор соляной кислоты;
  - во вторую —  $1 \cdot 10^{-5}$  М раствор HCl;
  - в третью —  $1 \cdot 10^{-5}$  М раствор NaOH;
  - в четвертую — 0,1 М раствор гидроксида натрия.
3. Содержимое пробирок перемешивают палочкой, которую после каждого перемешивания промывают дистиллированной водой и протирают.
4. Через 30 минут определяют объем набухшего желатина и рассчитывают степень набухания.
5. Полученные данные вносят в таблицу 28.

Таблица 28

**Зависимость степени набухания желатины от pH среды**

Система	pH среды	Объем полимера		Степень набухания
		исходного ( $V_0$ )	набухшего ( $V$ )	
0,1 М раствор HCl				
$1 \cdot 10^{-5}$ М раствор HCl				
$1 \cdot 10^{-5}$ М раствор NaOH				
0,1 М раствор NaOH				



**Занятие 17**  
**ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ И ИХ РАСТВОРЫ:**  
**ОСМОТИЧЕСКОЕ ДАВЛЕНИЕ И ВЯЗКОСТЬ В РАСТВОРАХ**  
**БИОПОЛИМЕРОВ**

**ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ**  
**ПОЛИГЛЮКИНА ВИСКОЗИМЕТРИЧЕСКИМ МЕТОДОМ**

**Цель работы:** определить молекулярную массу полимера вискозиметрическим методом.

**Приборы и реактивы:** вискозиметр, секундомер, спринцовка, растворы полиглюкина с его массовыми долями 0,03; 0,04; 0,05; 0,06 соответственно.

**Суть работы.** Определение вязкости методом истечения жидкости основано на измерении времени истечения одинаковых объемов раствора и растворителя через один и тот же капилляр и при одной и той же температуре, что позволяет рассчитать относительную вязкость. Согласно закону Пуазейля, объем жидкости  $V$ , перетекающей через капиллярную трубку, прямо пропорционален времени перетекания  $t$ , давлению столба жидкости  $p$ , четвертой степени радиуса капилляра  $r$  и обратно пропорционален длине капилляра  $l$  и вязкости  $\eta$ :

$$V = \frac{\pi \cdot r^4 \cdot p \cdot t}{8 \cdot \eta \cdot l}. \quad (57)$$

Для измерения вязкости данным методом чаще используют капиллярные вискозиметры, представляющие собой видоизмененные варианты вискозиметра Оствальда. Для данного вискозиметра длина капилляра  $l$  и ее радиус  $r$ , а также объем вытекающей жидкости  $V$  постоянны. Следовательно, их можно заменить константой  $k$ :

$$\eta = k \cdot p \cdot t. \quad (58)$$

Согласно данному уравнению при постоянном давлении столба жидкости вязкость пропорциональна времени истечения. В таком случае относительная вязкость выражается следующим уравнением:

$$\eta_{\text{относ}} = \frac{\eta}{\eta_0}, \quad (59)$$

где  $\eta_{\text{относ}}$  — относительная вязкость;

$\eta$  — вязкость раствора ВМС;

$\eta_0$  — вязкость чистого растворителя.

Если жидкости вытекают под влиянием собственной тяжести при равных высотах столба жидкости, то отношение давлений можно заменить отношением плотностей. Поскольку при измерении вязкости разбавленных растворов ВМС

плотности растворителя и раствора считают равными друг другу, то относительную вязкость рассчитывают по формуле:

$$\eta_{\text{относ}} = \frac{t}{t_0}, \quad (60)$$

где  $t$  — время истечения разбавленного раствора ВМС;  
 $t_0$  — время истечения чистого растворителя.

Измерив время истечения растворителя и растворов с различными концентрациями полимера и рассчитав последовательно относительную, удельную и приведенную вязкости для этих растворов, строят график зависимости приведенной вязкости  $\eta_{\text{вд}}/C$  от концентрации  $C$ . Прямую экстраполируют на ось ординат и находят значение характеристической вязкости  $[\eta]$ . Затем рассчитывают относительную молекулярную массу полимера по уравнению Марка-Хаувинка-Куна.

*Полиглюкин* является продуктом кислотного гидролиза нативного декстрана  $(C_6H_{10}O_5)_n$  — полисахарида бактериального происхождения. Раствор полиглюкина с его массовой долей 6% и относительной молекулярной массой в пределах от 40000 до 60000 тысяч в физиологическом растворе хлорида натрия используют в качестве кровезаменителя.

#### **Ход работы:**

1. Высушенный вискозиметр Оствальда (рис. 23) устанавливают строго вертикально в водяном термостате при определенной температуре.

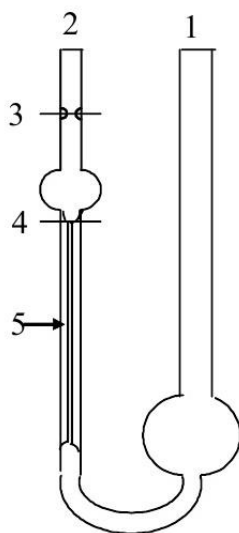


Рис. 23. Вискозиметр:

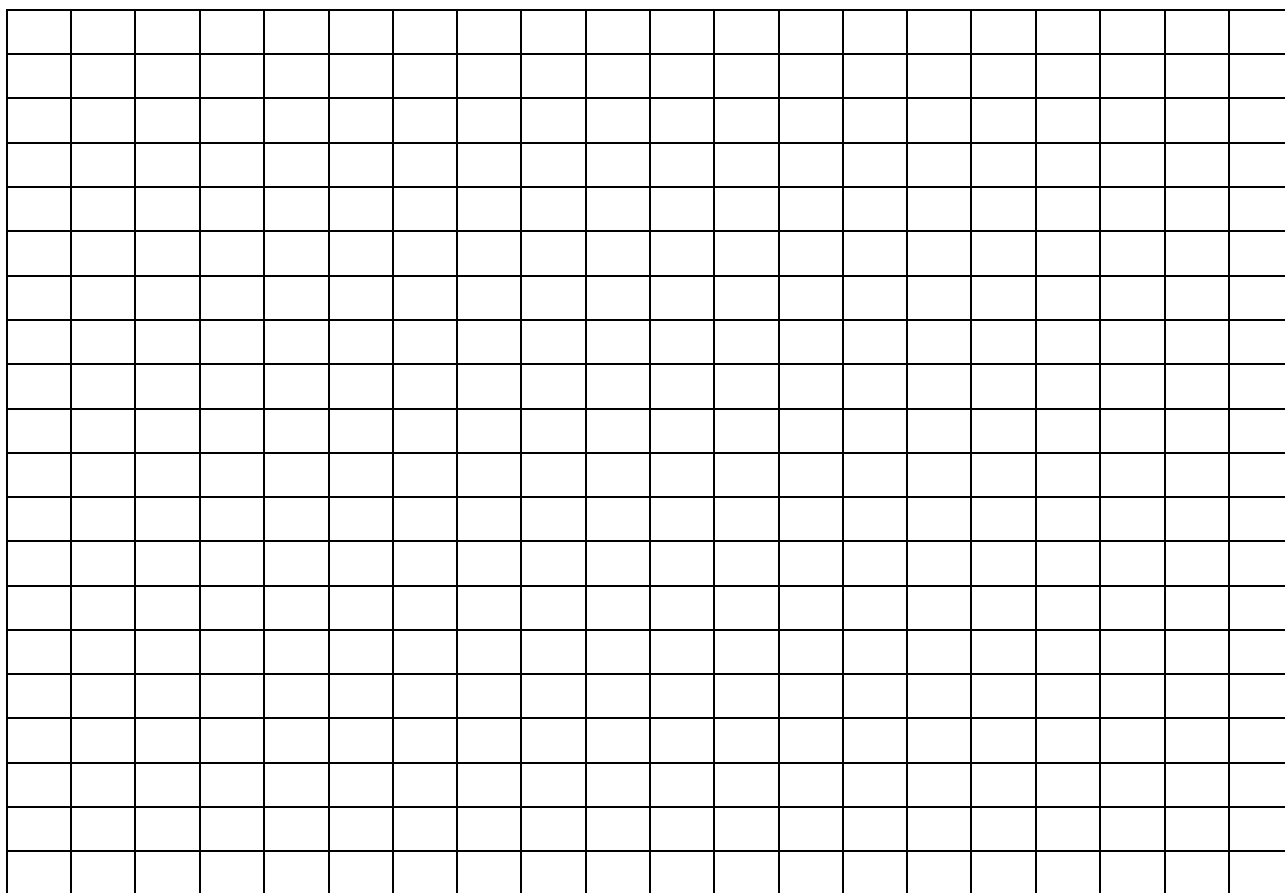
1 — широкое колено; 2 — узкое колено; 3 — верхняя метка; 4 — нижняя метка; 5 — капилляр

2. В широкое колено (1) вискозиметра наливают 10 мл дистиллированной воды (растворитель).

3. С помощью спринцовки переводят воду в узкое колено (2) на 1–2 см выше верхней метки (3), и дают воде свободно перейти в широкое колено вискозиметра.



12. Строят график зависимости  $\eta_{уд} / C$  от концентрации  $C$ . Отрезок, отсекаемый прямой на оси ординат, отвечает характеристической вязкости  $[\eta]$ .



13. Рассчитывают относительную молекулярную массу полиглюкина, подставляя найденное значение  $[\eta]$  в уравнение Марка–Хаувинка–Куна. Для водных растворов полиглюкина константы  $K$  и  $\alpha$  соответственно равны  $9,6610^{-2} \text{ см}^3/\text{г}$  и 0,5.

---

---

---

---

В выводе отмечают возможность применения раствора полиглюкина в качестве кровезаменителя, опираясь на найденное значение относительной молекулярной массы.

**Вывод:**

---

---

---

---

## Занятие 18

# ОСНОВЫ ФИЗИЧЕСКОЙ ХИМИИ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ И РАСТВОРОВ БИОПОЛИМЕРОВ

### ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОЛЛОКВИУМУ 4

#### **Коллоидная химия**

#### **Дисперсные системы. Получение, очистка, свойства, устойчивость и коагуляция коллоидных растворов**

История развития коллоидной химии. Значение коллоидной химии в фармации.

Структура дисперсных систем. Дисперсная фаза, дисперсная среда. Степень дисперсности.

Классификации дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды, по характеру взаимодействия дисперсной фазы с дисперсионной средой, по подвижности дисперсной фазы.

Методы получения и очистки коллоидных растворов (фильтрация, диализ, электродиализ, ультрафильтрация).

Броуновское движение, диффузия, осмотическое давление. Седиментация. Седиментационная устойчивость и седиментационное равновесие. Центрифуга и ее применение для исследования коллоидных систем. Седиментационный анализ.

Рассеивание и поглощение света. Уравнение Рэлея. Нефелометрия. Ультрамикроскопия и электронная микроскопия коллоидных систем. Определение формы, размеров и массы коллоидных частиц.

Природа электрических явлений в дисперсных системах. Механизм возникновения электрического заряда коллоидных частиц. Строение двойного электрического слоя. Мицелла, строение мицеллы золя. Заряд, электротермодинамический и электрокинетический потенциал коллоидной частицы. Влияние электролитов на электрокинетический потенциал. Явление перезарядки коллоидных частиц.

Электрокинетические явления. Электрофорез. Электроосмос. Связь скорости электрофореза коллоидных частиц и электроосмоса с электрокинетическим потенциалом коллоидных частиц (уравнение Гельмгольца-Смолуховского). Электрофоретическая подвижность. Применение электрофореза и электроосмоса в фармации. Потенциал седиментации и потенциал протекания.

Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных систем. Факторы устойчивости. Коагуляция и факторы, ее вызывающие. Медленная и быстрая коагуляция. Порог коагуляции и его определение. Правило Шульце-Гарди. Чередование зон коагуляции. Коагуляция золью смесями электролитов. Аддитивность, антагонизм и синергизм ионов при коагуляции смесями электролитов. Коллоидная защита.

Теории коагуляции. Адсорбционная теория Фрейндлиха. Теория Дерягина-Ландау-Фервея-Овербека.

## **Разные классы дисперсных систем**

Аэрозоли: методы получения, молекулярно-кинетические, оптические и электрокинетические свойства. Агрегативная устойчивость аэрозолей и факторы, ее определяющие. Разрушение аэрозолей. Применение аэрозолей в фармации.

Порошки и их свойства. Слеживаемость, гранулирование и распыляемость порошков. Применение порошков в фармации.

Суспензии: методы получения, молекулярно-кинетические, оптические и электрокинетические свойства. Устойчивость суспензий и определяющие ее факторы. Флокуляция. Седиментационный анализ суспензий. Пены. Пасты.

Эмульсии. Типы эмульсий. Методы получения. Эмульгаторы и механизм их действия. Обращение фаз эмульсий. Устойчивость эмульсий и ее нарушение. Факторы устойчивости эмульсий. Коалесценция. Свойства концентрированных и высококонцентрированных эмульсий. Применение суспензий и эмульсий в фармации.

Мицеллярные коллоидные системы, образованные ПАВ: растворы мыл, детергентов, красителей. Мицеллообразование в растворах ПАВ. Критическая концентрация мицеллообразования и ее определение. Солюбилизация и ее значение в фармации. Мицеллярные коллоидные системы в фармации.

## **Высокомолекулярные соединения и их растворы**

Методы получения высокомолекулярных соединений (ВМС). Классификация ВМС. Гибкость цепи полимеров, внутреннее вращение звеньев в макромолекулах ВМС. Кристаллическое и аморфное состояние ВМС.

Набухание и растворение ВМС. Механизм набухания ВМС. Термодинамика набухания и растворения ВМС. Влияние различных факторов на степень набухания ВМС. Лиотропные ряды ионов.

Вязкость растворов ВМС. Отклонение свойств растворов ВМС от законов Ньютона и Пуазейля. Причины аномальной вязкости растворов полимеров. Относительная, удельная, приведенная и характеристическая вязкости. Уравнение Штаудингера и его модификация. Определение молярной массы полимера вискозиметрическим методом.

Полимерные неэлектролиты и полиэлектролиты. Полиамфолиты. Изoeлектрическая точка полиамфолитов и методы ее определения.

Осмотические свойства растворов ВМС. Осмотическое давление растворов полимерных неэлектролитов. Отклонение от закона Вант-Гоффа. Уравнение Галлера. Определение молярной массы полимерных неэлектролитов. Полиэлектролиты. Осмотическое давление растворов полиэлектролитов. Мембранное равновесие Доннана.

Факторы устойчивости растворов ВМС. Высаливание, пороги высаливания. Зависимость порогов высаливания полиамфолитов от рН среды. Коацервация. Микрокоацервация и ее биологическое значение. Микрокапсулирование. Застудневание. Влияние различных факторов на скорость застудневания. Тиксотропия студней и гелей. Синерезис студней. Диффузия и периодические реакции в студнях и гелях.

## СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Беляев, А. П.* Физическая и коллоидная химия : учеб. / А. П. Беляев, В. И. Кучук ; под ред. А. П. Беляева ; М-во науки и высш. образования РФ. – 3-е изд., перераб. и доп. – М. : ГЭОТАР-Медиа, 2021. – 805 с.
2. *Горшков, В. И.* Основы физической химии : учеб. / В. И. Горшков, И. А. Кузнецов. – 7-е изд. – М. : Лаборатория знаний, 2021. – 410 с.
3. *Ершов, Ю. А.* Коллоидная химия. Физическая химия дисперсных систем : учеб. для студентов мед. вузов / Ю. А. Ершов ; М-во образования и науки РФ. – М. : ГЭОТАР-Медиа, 2013. – 351 с. : ил.
4. *Ткачев, С. В.* Общая химия : учеб. пособие / С. В. Ткачев, В. В. Хрусталёв. – Минск : Вышэйшая школа, 2020. – 495 с.
5. *Химическая термодинамика и кинетика для провизоров* / Е. В. Барковский, В. В. Хрусталев, С. В. Ткачев [и др.]. – Минск : БГМУ, 2018. – 274 с.
6. *Khrustalev, V. V.* Chemical thermodynamics and kinetics for pharmacists / V. V. Khrustalev, V. V. Kantsiava, S. R. Kazulevich. – Minsk : BSMU, 2018. – 115 p.
7. *Khrustalev, V. V.* Physical and colloid chemistry of real and colloid solutions / V. V. Khrustalev, V. V. Kantsiava, S. R. Kazulevich. – Minsk : BSMU, 2018. – 138 p.

## ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>1 СЕМЕСТР</b> .....	3
<b>Занятие 1.</b> Основные понятия и законы термодинамики: первый закон термодинамики .....	3
<b>Занятие 2.</b> Основные понятия и законы термодинамики: закон Гесса.....	9
<b>Занятие 3.</b> Основные понятия и законы термодинамики: закон Кирхгофа .....	13
<b>Занятие 4.</b> Основные понятия и законы термодинамики: второй закон термодинамики .....	17
<b>Занятие 5.</b> Основные понятия и законы термодинамики: третий закон термодинамики, абсолютная энтропия .....	20
<b>Занятие 6.</b> Термодинамика химического равновесия.....	23
<b>Занятие 7.</b> Термодинамика фазовых равновесий: однокомпонентные системы .....	27
<b>Занятие 8.</b> Термодинамика фазовых равновесий: диаграммы плавления двухкомпонентных систем .....	30
<b>Занятие 9.</b> Термодинамика фазовых равновесий: диаграммы кипения двухкомпонентных систем .....	34
<b>Занятие 10.</b> Термодинамика фазовых равновесий: трехкомпонентные системы.....	38
<b>Занятие 11.</b> Основы термодинамики фазовых превращений .....	42
<b>Занятие 12.</b> Кинетика химических реакций и катализ: порядок реакции, период полупревращения .....	44
<b>Занятие 13.</b> Кинетика химических реакций и катализ: теория активных соударений .....	48
<b>Занятие 14.</b> Кинетика химических реакций и катализ: теория переходного комплекса .....	51
<b>Занятие 15.</b> Кинетика химических реакций и катализ: основы катализа.....	55
<b>Занятие 16.</b> Свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов: растворимость, законы Рауля .....	57
<b>Занятие 17.</b> Свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов: осмотическое давление.....	61
<b>Занятие 18.</b> Свойства разбавленных растворов неэлектролитов и электролитов: буферные системы .....	64
<b>Занятие 19.</b> Основы термодинамики и кинетики водных растворов.....	67

<b>2 СЕМЕСТР</b> .....	69
<b>Занятие 1.</b> Электрохимия: кондуктометрия .....	69
<b>Занятие 2.</b> Электрохимия: кондуктометрическое титрование .....	72
<b>Занятие 3.</b> Электрохимия: потенциометрия .....	76
<b>Занятие 4.</b> Физико-химические основы поверхностных явлений: адсорбция на подвижной фазе .....	80
<b>Занятие 5.</b> Физико-химические основы поверхностных явлений: адсорбция на неподвижной фазе .....	83
<b>Занятие 6.</b> Физико-химические основы поверхностных явлений: хроматография .....	86
<b>Занятие 7.</b> Основы электрохимических и поверхностных явлений.....	89
<b>Занятие 8.</b> Дисперсные системы: классификация дисперсных систем, строение коллоидных частиц .....	91
<b>Занятие 9.</b> Дисперсные системы: молекулярно-кинетические свойства коллоидных растворов .....	93
<b>Занятие 10.</b> Дисперсные системы: оптические свойства коллоидных растворов .....	96
<b>Занятие 11.</b> Дисперсные системы: электрокинетические явления в коллоидных растворах .....	102
<b>Занятие 12.</b> Дисперсные системы: устойчивость и коагуляция коллоидных растворов .....	106
<b>Занятие 13.</b> Разные классы дисперсных систем: аэрозоли, порошки, суспензии, эмульсии .....	110
<b>Занятие 14.</b> Разные классы дисперсных систем: коллоидные растворы поверхностно-активных веществ.....	113
<b>Занятие 15.</b> Высокомолекулярные соединения и их растворы: строение и классификация, изоэлектрическая точка биополимеров .....	115
<b>Занятие 16.</b> Высокомолекулярные соединения и их растворы: термодинамика растворов биополимеров.....	116
<b>Занятие 17.</b> Высокомолекулярные соединения и их растворы: осмотическое давление и вязкость в растворах биополимеров .....	118
<b>Занятие 18.</b> Основы физической химии дисперсных систем и растворов биополимеров .....	122
Список использованной литературы.....	124

Учебное издание

**Хрусталёва** Ольга Викторовна  
**Харитонова** Ульяна Витальевна  
**Хрусталёв** Владислав Викторович

# **ФИЗИЧЕСКАЯ И КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ**

Практикум

Ответственный за выпуск Н. Н. Ковганко  
Компьютерная вёрстка М. Г. Лободы

Подписано в печать 13.11.25. Формат 60×84/8. Бумага писчая «Снегурочка».

Ризография. Гарнитура «Times».

Усл. печ. л. 14,88. Уч.-изд. л. 4,17. Тираж 200 экз. Заказ 808.

Издатель и полиграфическое исполнение: учреждение образования  
«Белорусский государственный медицинский университет».  
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,  
распространителя печатных изданий № 1/187 от 24.11.2023.  
Ул. Ленинградская, 6, 220006, Минск.

