

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ  
БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ  
КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

# ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО МЕДИЦИНСКОЙ ХИМИИ

Практикум для студентов,  
обучающихся по специальности «Педиатрия»



Минск БГМУ 2024

УДК 54:61(076.5)(075.8)  
ББК 24я73  
Л12

Рекомендовано Научно-методическим советом университета в качестве  
практикума 21.02.2024 г., протокол № 14

Авторы: В. В. Хрусталёв, О. В. Хрусталёва, Т. В. Латушко, Т. В. Прохорова, О. В. Ачи-  
нович, В. В. Побойнев, А. А. Акунович, О. А. Бондарец

Рецензенты: канд. биол. наук, доц., зав. каф. биологии В. В. Давыдов; каф. общей и ор-  
ганической химии Витебского государственного ордена Дружбы народов медицинского уни-  
верситета

Л12 **Лабораторные работы по медицинской химии : практикум для студентов, обучаю-**  
щихся по специальности «Педиатрия» / В. В. Хрусталёв [и др.]. – Минск : БГМУ,  
2024. – 56 с.

ISBN 978-985-21-1508-7.

Содержит материал, необходимый для подготовки к экспериментальным работам по медицинской химии и проведения расчетов по их результатам. Приведены примеры типовых заданий на коллоквиуме и список вопросов для подготовки к зачету.

Предназначен для студентов 1-го курса педиатрического факультета, обучающихся по специаль-  
ности 7-07-0911-06 «Педиатрия» по учебной дисциплине «Медицинская химия».

УДК 54:61(076.5)(075.8)  
ББК 24я73

ISBN 978-985-21-1508-7

© УО «Белорусский государственный  
медицинский университет», 2024

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Практикум предназначен для студентов педиатрического факультета, изучающих учебную дисциплину «Медицинская химия». Для каждого занятия приведено описание экспериментальной работы, вопросы по технике проведения опытов и по практическому использованию соответствующих методов в медико-биологических исследованиях и в лабораторной диагностике.

Перед началом выполнения экспериментальных работ студенты должны ознакомиться с правилами техники безопасности в химической лаборатории. Результаты экспериментальных работ следует записывать непосредственно в специально отведенные места практикума, а затем проводить последующие расчеты.

В конце изучения дисциплины «Медицинская химия» предусмотрен коллоквиум, содержащий 20 заданий по всем изученным темам. Аттестация по учебной дисциплине проводится в форме устного зачета. Рубрикация и примеры заданий коллоквиума, а также список вопросов для подготовки к зачету приведены в конце практикума.

# Часть 1. ВВЕДЕНИЕ В МЕДИЦИНСКУЮ ХИМИЮ

## Занятие 1

### 1.1 ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Несоблюдение техники безопасности при работе в химической лаборатории с ядовитыми, взрывоопасными веществами, кислотами и щелочами приводит к несчастным случаям. Чтобы этого избежать, необходимо соблюдать следующие правила:

1. Каждый работающий в лаборатории должен иметь халат, а при работе с большими количествами кислот, щелочей и окислителей — фартук из поливинилхлорида.

2. Запрещается курить и принимать пищу в химической лаборатории.

3. Запрещается пробовать на вкус и вдыхать химические вещества: они могут оказаться ядовитыми.

4. В лаборатории разрешается проводить только те опыты, которые предусмотрены тематическим планом занятий, и только с разрешения преподавателя.

5. Все работы, связанные с выделением ядовитых газов и паров, следует проводить только в вытяжном шкафу.

6. При попадании химического вещества на кожу в первую очередь необходимо обильно промыть пораженное место водой. Запрещается обрабатывать пораженный участок смоченным тампоном, так как при этом вещество еще глубже проникает в кожу. При работе с концентрированными растворами кислот и щелочей необходимо надевать резиновые перчатки.

7. При попадании в глаза растворов кислот и щелочей следует немедленно промыть глаза большим количеством воды и обратиться к врачу.

8. При разбавлении концентрированных кислот водой необходимо приливать кислоту к воде, а не наоборот, интенсивно перемешивая получаемый раствор.

9. В химической лаборатории недопустимо набирать растворы в пипетку ртом. Их можно набирать в пипетку Мора или в градуированную пипетку только при помощи груши или пипетатора. Необходимый объем также можно отмерять с помощью дозатора.

10. Зажженную спиртовку нельзя переносить с места на место, нельзя также зажигать одну спиртовку непосредственно от другой во избежание разлива спирта и возможного пожара. Гасить спиртовку можно только одним способом — накрывать пламя фитиля колпачком.

11. При нагревании жидкости держать пробирку нужно так, чтобы ее отверстие было направлено в сторону, противоположную от работающего в лаборатории и его соседей по рабочему месту.

12. Разлитую ртуть из разбившегося термометра необходимо немедленно собрать и обезвредить. Загрязненное ртутью место обезвреживают водным раствором хлорида железа(III) с массовой долей 20% или засыпают серой.

13. При возникновении вспышки легковоспламеняющихся жидкостей (ацетон, эфир, бензол и др.) для ее ликвидации используется сухой песок и огнетушитель. Использование воды для тушения данных жидкостей запрещено.

14. При возгорании одежды нельзя допускать быстрых движений, так как это раздувает пламя. Для тушения загоревшейся одежды на пострадавшего набрасывают одеяло или пальто.

15. Включать электроприборы следует только с разрешения преподавателя и строго по инструкции.

16. При возгорании электрических проводов или приборов необходимо немедленно отключить ток. Загоревшиеся провода и прибор нужно тушить только сухим песком, но не водой или пенным огнетушителем.

17. При прекращении подачи воды необходимо перекрыть все краны.

## 1.2 ЗНАКОМСТВО С ЛАБОРАТОРНОЙ ПОСУДОЙ

**Лабораторная работа.** Приобретение навыков работы с мерной химической посудой.

**Цель работы:** ознакомиться с мерной химической посудой, используемой в титриметрическом анализе, и научиться работать с ней.

**Посуда:** мерные колбы, пипетки Мора, градуированные пипетки, резиновые груши, пипетаторы, дозаторы, бюретки, воронки; на столе преподавателя — мензурка, цилиндры и мерные пробирки, микробюретка.

### Ход работы

**Задание 1.** Выучить названия наиболее часто используемой мерной посуды (рис. 1–4).

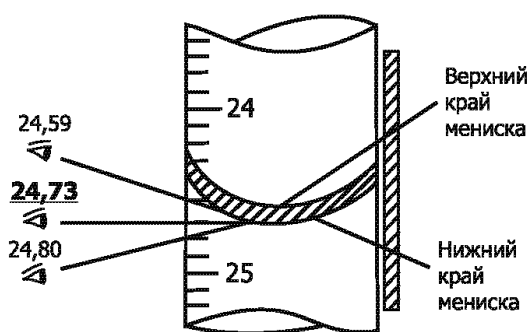


Рис. 1. Отсчеты по бюретке при различных положениях глаза (правильный результат подчеркнут)

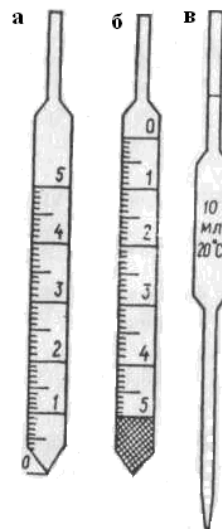


Рис. 2. Пипетки:  
а, б — градуированные;  
в — пипетка Мора

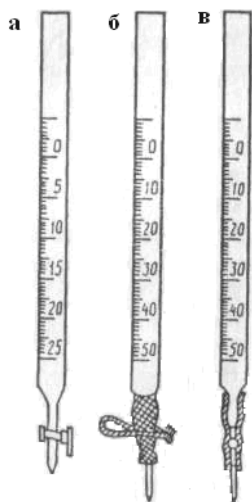


Рис. 3. Бюретки:

а — с краном; б — с зажимом;  
в — с шариковым затвором

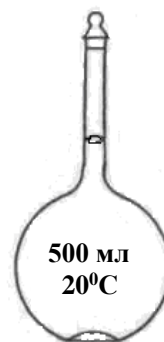


Рис. 4. Мерная колба

### Вопросы для обсуждения:

1. В чем разница между градуированными пипетками, изображенными на рис. 2, а и 2, б?
2. Почему измерение объема окрашенных жидкостей проводят по верхнему мениску, а не по нижнему, как для бесцветных?
3. В чем преимущество мерной колбы перед градуированной колбой или мерным цилиндром?

### Задание 2. Отмерить 10,00 мл воды пипеткой Мора.

Для отбора воды пипеткой Мора с помощью резиновой груши поступают следующим образом:

1. Берут резиновую грушу, выпускают из нее воздух и надевают на пипетку. Опускают пипетку до дна емкости с водой и, ослабляя давление на резиновую грушу, заполняют пипетку водой на 3–4 см выше метки.
2. Снимают грушу и быстро закрывают верхнее отверстие пипетки указательным (или большим) пальцем. Подняв пипетку из воды, удаляют капли раствора с внешней ее стороны фильтровальной бумагой.
3. Немного ослабив давление указательного пальца и приподняв его, дают возможность воде медленно стекать в емкость, из которой производится ее отбор, до тех пор, пока нижний мениск жидкости не коснется метки пипетки. Вновь плотно закрывают отверстие пипетки пальцем и осторожно переносят ее в заранее приготовленный сосуд (например, в колбу для титрования).
4. Держат пипетку вертикально, отнимают от ее отверстия указательный палец, дают возможность воде свободно вытекать. Когда вся жидкость из пипетки Мора вытечет, касаются кончиком пипетки стенки колбы и ждут, пока остатки жидкости стекут в колбу. Выдувание оставшейся в кончике пипетки капли жидкости **недопустимо**, так как ее объем учтен при калибровке пипеток и не входит в номинальный объем жидкости, измеряемый пипеткой.

При работе с пипетатором поступают следующим образом: опускают пипетку до дна емкости с водой, надевают на верхний конец пипетки пипетатор, путем подкручивания колесика на пипетаторе заполняют пипетку водой до метки (по нижнему краю мениска). Затем переносят пипетку вместе с надетым на нее пипетатором в колбу и нажимают на рычаг пипетатора, а затем снимают его, касаясь кончиком пипетки стенки колбы и ждут, пока остатки жидкости стекут в колбу.

При работе с дозатором поступают следующим образом: выставляют необходимый объем на дозаторе, надевают необходимый одноразовый наконечник, нажимают до первого упора на кнопку дозатора (еще до опускания наконечника в жидкость!), опускают наконечник в жидкость, плавно отпускают кнопку — жидкость набирается в наконечник. Затем переносят дозатор с отобранной жидкостью в колбу и плавно нажимают до второго упора на кнопку дозатора — жидкость выдувается в колбу.

**Задание 3.** Отмерить 6,2 мл и 3,7 мл воды градуированными пипетками на 10 мл и 5 мл, а затем дозатором.

При работе с градуированными пипетками для предотвращения ошибок прежде всего внимательно рассматривают тип пипетки (см. рис. 2, а, б) и определяют цену деления на ее шкале. С помощью пипетки первого типа (рис. 2, а) максимальный объем жидкости, на который рассчитана пипетка, отмеряют таким же способом, как и пипеткой Мора (см. рис. 2, в). Пипетка второго типа (рис. 2, б) в нижней части имеет неградуированный нерабочий объем, поэтому с ней работают только в области градуированной шкалы.

Техника отбора требуемого объема воды с помощью градуированных пипеток аналогична технике отбора с помощью пипеток Мора.

**Задание 4.** Измерить объем одной капли, вытекающей из бюретки.

Для достижения высокой точности титрования нужно уметь делать отсчеты по бюретке и знать объем одной капли титранта, вытекающей из бюретки. Чтобы не допустить ошибки, каждое титрование начинают от нулевого положения на шкале бюретки и следят, чтобы в бюретке (особенно ниже шарика или зажима) не было пузырьков воздуха.

Задание выполняют следующим образом.

1. Заливают в бюретку воду через воронку, слегка приподнимая ее, чтобы ускорить заполнение и предотвратить проливание жидкости.

2. Удаляют пузырьки воздуха из нижней части бюретки: для этого перегибают резиновую трубку так, чтобы получился U-образный сообщающийся сосуд и, оттягивая трубку от шарика, пускают струю воды, которая в свою очередь вытесняет пузырьки воздуха.

3. Добавляют в бюретку воду выше нулевой отметки градуированной шкалы, убирают воронку и, оттягивая трубку от шарика, опускают уровень воды до нулевой отметки (по нижнему краю мениска).

4. Выливают из бюретки 50 капель воды и определяют их объем по шкале бюретки в миллилитрах. Измерение повторяют еще два раза и вычисляют среднее арифметическое трех полученных измерений. Вычисляют объем одной капли воды, вытекающей из бюретки, разделив полученное значение на 50.

$$V_{\text{одной капли}} = (\underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}} + \underline{\hspace{1cm}}) / (3 \cdot 50) = \underline{\hspace{1cm}} \text{ мл}$$

#### Вопросы для обсуждения:

1. От каких факторов зависит объем одной капли жидкости?
2. Должен ли объем одной капли воды быть одинаковым у всех студентов, выполнивших задание 4?
3. Зависит ли точность титрования от объема одной капли, вытекающей из бюретки?

**Вывод:** освоены правила работы с мерной посудой, используемой в титриметрическом анализе. Определен объем одной капли воды, вытекающей из бюретки; он равен                      мл.

## Часть 2. ВВЕДЕНИЕ В КООРДИНАЦИОННУЮ ХИМИЮ

### Занятие 2

#### 2.1 ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

**Лабораторная работа.** Получение гидроксо- и амминокомплексов.

**Цель работы:** сравнить способность солей алюминия и цинка к образованию гидроксо- и амминокомплексов.

**Реактивы и посуда:** водные растворы  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{NaOH}$  и  $\text{NH}_3$ , пробирки, пипетки.

#### Ход работы

В две пробирки добавляют по 2–3 капли раствора хлорида алюминия, в две другие — по 2–3 капли раствора сульфата цинка.

Добавляют по каплям раствор гидроксида натрия в одну из пробирок с раствором  $\text{AlCl}_3$  и в одну из пробирок с раствором  $\text{ZnSO}_4$ . Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнения реакций образования гидроксокомплексов в «молекулярном», полном и сокращенном ионном виде, дают названия полученным соединениям.





ZnSO<sub>4</sub> +

---

---

---

Добавляют по каплям концентрированный раствор аммиака в одну из пробирок с раствором AlCl<sub>3</sub> и в одну из пробирок с раствором ZnSO<sub>4</sub>. Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнения реакций в «молекулярном», полном и сокращенном ионном виде, дают названия полученным соединениям.

AlCl<sub>3</sub> +

---

---

---

ZnSO<sub>4</sub> +

---

---

---

#### **Вопросы для обсуждения:**

1. Чему равно координационное число в доминирующих комплексах, полученных в каждом из опытов?
2. Почему в реакции ZnSO<sub>4</sub> и NH<sub>4</sub>OH доминирующим является амминокомплекс, а не гидроксокомплекс?
3. Какие факторы могут препятствовать образованию амминокомплекса алюминия?

**Вывод:** гидроксокомплексы с комплексообразователем Al<sup>3+</sup> \_\_\_\_\_, чем амминокомплексы. Гидроксокомплексы с комплексообразователем Zn<sup>2+</sup> \_\_\_\_\_, как амминокомплексы.

## **2.2 ПРИМЕНЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ В КАЧЕСТВЕННОМ АНАЛИЗЕ**

**Лабораторная работа.** Химические свойства цианокомплексов.

**Цель работы:** изучить химические свойства желтой кровяной соли.

**Реактивы и посуда:** водные растворы K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, ZnSO<sub>4</sub>, CuSO<sub>4</sub> и FeCl<sub>3</sub>, пробирки, пипетки.

### **Ход работы**

В четыре пробирки вносят по 2–3 капли раствора желтой кровяной соли.

В одну из пробирок добавляют 1–2 капли раствора Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> и 1–2 капли раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, выжидают несколько минут. Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнение реакции в «молекулярном», полном и сокращенном ионном виде, дают название полученному комплексному соединению.



В одну из пробирок добавляют по каплям раствор  $\text{ZnSO}_4$ . Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнение реакции в «молекулярном», полном и сокращенном ионном виде, дают название полученному комплексному соединению.



В одну из пробирок добавляют по каплям раствор  $\text{CuSO}_4$ . Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнение реакции в «молекулярном», полном и сокращенном ионном виде, дают название полученному комплексному соединению.



В одну из пробирок добавляют по каплям раствор  $\text{FeCl}_3$ . Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнение реакции в «молекулярном», полном и сокращенном ионном виде, дают название полученному комплексному соединению.



**Вопросы для обсуждения:**

1. Цианистоводородная (синильная) кислота ( $\text{HCN}$ ) — известный яд. Насколько безопасным является использование желтой кровяной соли в качестве пищевой добавки (E536)?
2. Какой именно атом из иона  $\text{CN}^-$  образует координационную связь с катионом железа  $\text{Fe}^{2+}$  в составе желтой кровяной соли?
3. Почему соединения  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  и  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  различаются по цвету и химическим свойствам?

**Вывод:** с помощью раствора желтой кровяной соли можно проводить качественный анализ на катионы \_\_\_\_\_.

## Часть 3. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ И КИНЕТИКИ

### Занятие 3

#### 3.1 ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

**Лабораторная работа.** Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.

**Цель работы:** определить величину теплового эффекта реакции нейтрализации.

**Приборы и реактивы:** калориметр (рис. 5), 1н раствор NaOH, 1н раствор HCl.

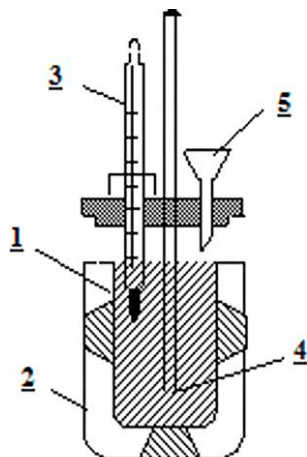


Рис. 5. Схема калориметра:

1 — стакан с раствором (реакционная камера); 2 — внешний сосуд (термоизолирующий материал); 3 — термометр; 4 — мешалка (стеклянная палочка); 5 — воронка.

#### Ход работы

В калориметрический стакан известной массы (\_\_\_\_\_ г) наливают 125 мл 1н раствора NaOH ( $\rho_{\text{щ}}=1,037$ , г/мл). В другой стакан наливают 125 мл 1н раствора HCl ( $\rho_{\text{к}} = 1,014$ , г/мл). Измеряют температуру обоих растворов. Затем при работающей мешалке через воронку вливают раствор кислоты в калориметр и следят за изменением температуры. Отмечают максимальную температуру раствора. Следят за тем, чтобы термометр был опущен в раствор. Результаты опыта записывают в табл. 1.

Таблица 1

#### Результаты эксперимента

Масса калориметрического стакана ( $m_1$ ), г	
Концентрация раствора NaOH, моль/л	1
Концентрация раствора HCl, моль/л	1
Объем раствора NaOH ( $V_{\text{щ}}$ ), мл	125
Объем раствора HCl ( $V_{\text{к}}$ ), мл	125
Температура раствора NaOH ( $t_{\text{щ}}$ ), °C	
Температура раствора HCl ( $t_{\text{к}}$ ), °C	
Начальная температура: $t_1 = 0,5(t_{\text{щ}} + t_{\text{к}})$ , °C	
Температура после нейтрализации ( $t_2$ ), °C	

Масса конечного раствора, полученного после сливания:

$$m_2 = (\rho_{\text{ш}} V_{\text{ш}} + \rho_{\text{к}} V_{\text{к}}) = (\text{_____} \cdot \text{_____} + \text{_____} \cdot \text{_____}) = \text{_____} \text{ г.}$$

Рассчитывают общую теплоемкость калориметра ( $C$ , Дж/К):

$$C = m_1 C_1 + m_2 C_2 = \text{_____} \cdot 0,752 + \text{_____} \cdot 4,184 = \text{_____} \text{ Дж/К,}$$

$C_1 = 0,752 \text{ Дж/г} \cdot \text{К}$  — удельная теплоемкость стекла,

$C_2 = 4,182 \text{ Дж/г} \cdot \text{К}$  — удельная теплоемкость раствора.

Рассчитывают теплоту нейтрализации, используя формулу:

$$Q = \frac{\Delta t \cdot C}{N \cdot V}$$

где:

$$\Delta t = t_2 - t_1, = \text{_____} \text{ }^\circ\text{C,}$$

$C$  — общая теплоемкость калориметра,

$N$  — конечная концентрация раствора (0,5 моль/л),

$V$  — общий объем раствора (0,25 л).

$$Q = (\Delta t \cdot C) / (N \cdot V) = (\text{_____} \cdot \text{_____}) / (\text{_____} \cdot \text{_____}) = \text{_____} \text{ Дж/моль.}$$

Составляют термохимическое уравнение реакции нейтрализации:



$$Q = -\Delta H,$$

$$\Delta H = \text{_____} \text{ кДж/моль.}$$

Вычисляют относительную погрешность опыта, если  $\Delta H_{\text{теор.}} = -57,0 \text{ кДж/моль}$ .

Относительная погрешность (%) равна:

$$\frac{\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H}{\Delta H_{\text{теор}}} \cdot 100\% =$$

### Вопросы для обсуждения:

1. В результате эксперимента была рассчитана величина  $\Delta H$ , которая выражается в кДж/моль. На моль какого вещества рассчитано изменение энтальпии?
2. Удельная теплоемкость воды при 20 °С равна 4,182 Дж/г·К. Чем мы пренебрегаем в расчете величины теплового эффекта?
3. Чем объяснить отклонение полученной величины теплового эффекта реакции нейтрализации от теоретически рассчитанной?

**Вывод:** *определили величину теплового эффекта реакции нейтрализации (\_\_\_\_\_ кДж/моль) и относительную погрешность опыта (\_\_\_\_\_ %). Реакция нейтрализации является \_\_\_\_\_.*

## Занятие 4

### 3.2 ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

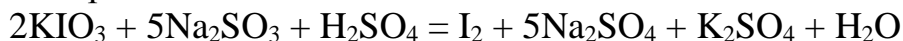
**Лабораторная работа.** Изучение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

**Цель работы:** изучить влияние концентрации сульфита натрия на скорость реакции его окисления йодатом калия в кислой среде.

**Реактивы и посуда:** 0,01М раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , 1%-ный раствор крахмала, 0,01М раствор  $\text{KIO}_3$  в 0,25М растворе  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , вода, пробирки, пипетки, пипетаторы, резиновые груши, секундомер.

Сущность работы заключается в расчете скорости реакции по времени, необходимому для окисления сульфита натрия йодатом калия в кислой среде.

Уравнение реакции имеет вид:



Запишите полуреакций окисления и восстановления:

---

---

С помощью секундомера измеряют интервал времени от начала реакции до появления свободного йода. Этот момент фиксируют по появлению синей окраски у ранее бесцветного раствора за счет присутствия в нем крахмала. Фактически, измеряется время, необходимое для появления йода в концентрации, достаточной для посинения крахмала.

Изменяя концентрацию одного из реагентов (в ходе настоящей лабораторной работы — сульфита натрия), можно определить зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ при постоянной температуре.

#### Ход работы

С помощью пипеток вместимостью 1–2 мл вносят 0,01М раствор сульфита натрия, воду и 1%-ный раствор крахмала в три пробирки в указанных ниже объемах:

- в пробирку №1 – 1 мл  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и 0,25 мл крахмала;
- в пробирку №2 – 0,5 мл  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , 0,5 мл  $\text{H}_2\text{O}$  и 0,25 мл крахмала;
- в пробирку №3 – 0,25 мл  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , 0,75 мл  $\text{H}_2\text{O}$  и 0,25 мл крахмала.

В **другие три** пробирки вносят по 1 мл 0,01М раствора йодата калия ( $\text{KIO}_3$ ) в 0,25М растворе серной кислоты.

Сливают попарно растворы сульфита натрия и йодата калия и **по секундомеру** измеряют промежуток времени от момента сливания растворов до появления синего окрашивания. Результаты вносят в табл. 2.

## Результаты эксперимента

№ пробирки	Объемы исходных растворов, мл				Объем общий, мл	Конечная концентрация $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , С, моль/л	Время реакции (до появления синей окраски), t, с	Средняя скорость реакции, моль/л·с
	$\text{Na}_2\text{SO}_3$ 0,01M	вода	крахмал	$\text{KIO}_3$ 0,01M				
№ 1	1,00	—	0,25	1,00	2,25	$C_1 =$	$t_1 =$	$v_{\text{ср.1}} =$
№ 2	0,50	0,50	0,25	1,00	2,25	$C_2 =$	$t_2 =$	$v_{\text{ср.2}} =$
№ 3	0,25	0,75	0,25	1,00	2,25	$C_3 =$	$t_3 =$	$v_{\text{ср.3}} =$

Проводят расчет конечной молярной концентрации сульфита натрия с учетом его разведения при сливании растворов по формуле и вносят результаты в табл. 2:

$$C(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,01 \cdot V_{\text{исх.р-ра}} / V_{\text{общ.}}$$

$$C_1(\text{Na}_2\text{SO}_3) =$$


---

$$C_2(\text{Na}_2\text{SO}_3) =$$


---

$$C_3(\text{Na}_2\text{SO}_3) =$$


---

Проводят расчет средней скорости окисления сульфита натрия за измеренный интервал времени при различных его концентрациях по следующей формуле и вносят результаты в табл. 2:

$$v_{\text{ср.}} = C(\text{Na}_2\text{SO}_3) / t$$

$$v_{\text{ср.1}} =$$


---

$$v_{\text{ср.2}} =$$


---

$$v_{\text{ср.3}} =$$


---

**Вопросы для обсуждения:**

1. Почему интенсивность синей окраски различна в трех пробирках после протекания реакции?
2. Какой метод расчета скорости реакции использовался в этом опыте: прямой или непрямой?
3. Как можно определить точное время, за которое выделится весь йод в каждой из пробирок?

**Вывод:** с увеличением концентрации реагирующих веществ скорость реакции \_\_\_\_\_, если процесс не является реакцией \_\_\_\_\_ порядка.

## Часть 4. ТЕРМОДИНАМИКА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ

### Занятие 5

#### 4.1 КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

**Лабораторная работа.** Гемолиз эритроцитов в гипотоническом растворе.

**Цель работы:** определить, какой из предложенных растворов изотоничен сыворотке крови.

**Реактивы и оборудование:** растворы хлорида натрия с массовой долей NaCl 0,85% и 0,3%, эритроцитарная масса, градуированные центрифужные пробирки, стеклянная палочка, аптечная пипетка, марлевые салфетки, перчатки, дезинфицирующее средство, центрифуга.

#### Ход работы

В первую пробирку наливают 10 мл раствора NaCl с массовой долей 0,85%, во вторую пробирку — 10 мл раствора NaCl с массовой долей 0,3%.

В каждую пробирку аптечной пипеткой вносят по 2 капли эритроцитарной массы. Растворы перемешивают стеклянной палочкой (при переходе от раствора к раствору палочку протирают сухой марлевой салфеткой). Описывают оба раствора: указывают их цвет, отмечают, являются ли они прозрачными. Через 10 минут содержимое пробирок центрифугируют в течение 10 минут при режиме 1,5–2 тыс. об/мин. Описывают растворы после центрифугирования: указывают цвет, прозрачность, наличие или отсутствие осадка, его цвет. Все наблюдения записывают в табл. 3.

Таблица 3

#### Результаты эксперимента

№ пробирки	Содержимое пробирки	Наблюдения	
		до центрифугирования	после центрифугирования
1	10 мл р-ра NaCl с массовой долей 0,85% + 2 капли эритроцитарной массы		
2	10 мл р-ра NaCl с массовой долей 0,3% + 2 капли эритроцитарной массы		

#### Вопросы для обсуждения:

1. По какому признаку можно определить еще до центрифугирования, произошел ли гемолиз эритроцитов?
2. При каких состояниях происходит гемолиз эритроцитов? В чем разница между понятиями «гемолиз» и «осмотический шок»?
3. Можно ли использовать для возмещения кровопотери раствор любой соли, изотонический по отношению к плазме крови?

**Вывод:** раствор NaCl с массовой долей \_\_\_\_\_% изотоничен сыворотке крови, так как гемолиз эритроцитов в нем \_\_\_\_\_, а раствор NaCl с массовой долей \_\_\_\_\_% гипотоничен сыворотке крови, так как гемолиз эритроцитов в нем \_\_\_\_\_.

## Занятие 6

### 4.2 КИСЛОТНОСТЬ БИОЛОГИЧЕСКИХ ЖИДКОСТЕЙ

**Лабораторная работа.** Определение активной кислотности биологических жидкостей.

**Цель работы:** научиться определять активную кислотность жидкостей колориметрическим и потенциометрическим методами.

**Р**

**е**  
**а**  
**к**  
**т**

#### Ход работы

**Задание 1.** Определение рН растворов № 1 и № 2 с помощью универсального индикатора.

Чистую стеклянную палочку опускают в исследуемый раствор и касаются ею полоски индикатора. Сравнивают окраску влажного участка индикаторной бумаги с колориметрической шкалой рН. Определяют рН исследуемого раствора и записывают его значение в табл. 4. Стеклянную палочку моют, протирают фильтровальной бумагой досуха и аналогичным образом определяют рН раствора № 2. Записывают полученные результаты в табл. 4.

Таблица 4

Результаты эксперимента

№ раствора	рН по универсальному индикатору	рН по потенциометру	рН по портативному рН-метру	моль/л

**и**

**Задание 2.** Определение рН растворов № 1 и № 2 с помощью потенциометра. Исследуемые растворы № 1 и № 2, два стаканчика емкостью 50 мл, стеклянная палочка. Перед началом работы индикаторную бумагу, универсальный прибор исследуемый раствор наливает в чистый 100-миллилитровый стаканчик, электрода опускают в раствор на глубину 1,5 см. При этом электроды не должны касаться ни стенок, ни дна стаканчика, а их взаимное расположение должно быть параллельным друг другу. Определяют температуру раствора (°С) и разность потенциалов между стеклянным и хлорсеребряным электродами (электродвижущую силу, В). Определив температуру раствора, находят значение потенциала хлорсеребряного электрода (электрода сравнения) при данной температуре по табл. 5. Затем по приведенной ниже формуле рассчитывают рН раствора:

$$\text{pH} = - (E - \varphi_{\text{х.с.}}) / 0,058,$$

где E — разность потенциалов (по результатам измерения, В),  $\varphi_{\text{х.с.}}$  — потенциал хлорсеребряного электрода при данной температуре (по табл. 5, В).



**Зависимость стандартного потенциала хлорсеребряного электрода  
от температуры**

T, °C	φ°, В	T, °C	φ°, В	T, °C	φ°, В
0,0	0,23655	21,5	0,22460	29,5	0,21937
5,0	0,23413	22,0	0,22428	30,0	0,31904
10,0	0,23142	22,5	0,22396	30,5	0,21788
15,0	0,22857	23,0	0,22363	31,0	0,21763
15,5	0,22827	23,5	0,22331	31,5	0,21739
16,0	0,22797	24,0	0,22299	32,0	0,21714
16,5	0,22767	24,5	0,22266	32,5	0,21689
17,0	0,22737	25,0	0,22234	33,0	0,21664
17,5	0,22707	25,5	0,22201	33,5	0,21639
18,0	0,22677	26,0	0,22168	34,0	0,21615
18,5	0,22647	26,5	0,22135	34,5	0,21590
19,0	0,22617	27,0	0,22102	35,0	0,21565
19,5	0,22587	27,5	0,22069	40,0	0,21208
20,0	0,22557	28,0	0,22036	50,0	0,20449
20,5	0,22525	28,5	0,22003	60,0	0,19640
21,0	0,22492	29,0	0,21970	70,0	0,18782

Перед определением рН второго раствора электроды осторожно промывают дистиллированной водой и снимают с них капли воды: для этого электроды осторожно промакивают фильтровальной бумагой. Тереть электроды фильтровальной бумагой или другими материалами запрещено. Полученные результаты записывают в табл. 4 и рассчитывают активную кислотность растворов по формуле:  $[H^+] = 10^{-pH}$ .

$$-pH = \frac{\text{моль/л}}{\text{моль/л}},$$

$$-pH = \frac{\text{моль/л}}{\text{моль/л}}.$$

Рассчитанные значения активной кислотности также вносят в табл. 4.

**Задание 3.** Определение рН растворов № 1 и № 2 с помощью портативного рН-метра.

Промывают комбинированный электрод портативного рН-метра дистиллированной водой, снимают остатки жидкости фильтровальной бумагой. Опускают комбинированный электрод портативного рН-метра в раствор № 1, дожидаются стабилизации показаний прибора, записывают значение рН в таблицу. Промывают электрод, снимают остатки жидкости, погружают его в раствор № 2, дожидаются стабилизации показаний прибора и записывают значение рН в таб. 4.

**Вопросы для обсуждения:**

1. Объясните происхождение числа «0,058» в формуле для расчета рН через разность потенциалов двух электродов.

2. Почему для измерения рН используют систему из стеклянного и хлорсеребряного электродов, а не водородный электрод?

3. В рН-метрах доступна такая опция, как калибровка по растворам с известным рН. По какой причине рН-метр необходимо калибровать непосредственно перед использованием?

**Вывод:** среда в растворе № 1 \_\_\_\_\_, среда в растворе № 2 \_\_\_\_\_. Активная кислотность 1-го раствора \_\_\_\_\_, чем 2-го раствора. Чем меньше рН, тем \_\_\_\_\_ активная кислотность. Точность потенциометрического метода \_\_\_\_\_, чем колориметрического.

## Занятие 7

### 4.3 БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ

**Лабораторная работа.** Приготовление буферных растворов и изучение механизма буферного действия.

**Цель работы:** научиться готовить буферные растворы и рассчитывать их величину рН, изучить механизм буферного действия при добавлении воды или небольшого количества кислоты.

**Оборудование и реактивы:** пробирки, конические колбы на 100 мл, мерные пипетки на 10 и 2 мл; растворы: уксусной кислоты ( $C = 0,1$  моль/л), ацетата натрия ( $C = 0,1$  моль/л), соляной кислоты ( $C = 0,1$  моль/л); портативный рН-метр.

### Ход работы

**Задание 1.** Готовят растворы по приведенной ниже схеме.

Таблица 6

Результаты эксперимента

Номер раствора	1	2	3
Объем 0,1М раствора $\text{CH}_3\text{COOH}$ , мл	9,0	5,0	1,0
Объем 0,1М раствора $\text{CH}_3\text{COONa}$ , мл	1,0	5,0	9,0
рН вычисленный			
рН экспериментальный			

#### а) Вычисление рН раствора.

Величину рН вычисляют по формуле, полученные результаты вносят в табл. 6:  $\text{pH} = \text{pK}_d(\text{кислоты}) + \lg([\text{соль}]/[\text{кислота}])$ ,  $\text{pK}_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$ .

$$\text{pH}_1 = 4,75 + \lg(1/9) = \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}}.$$

$$\text{pH}_2 = 4,75 + \lg(5/5) = \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}}.$$

$$\text{pH}_3 = 4,75 + \lg(9/1) = \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}}.$$

#### б) Экспериментальное определение рН раствора.

Измеряют рН в каждом растворе с помощью портативного рН-метра. Полученные значения рН записывают в табл. 6.

**Вывод:** значение рН, рассчитанное по уравнению Гендерсона-Гассельбаха \_\_\_\_\_ величине рН, определенной с помощью портативного рН-метра.

**Задание 2.** Проверить буферное действие растворов.

**а) Влияние разбавления.**

В две пробирки наливают по 2 мл буферного раствора № 2.

Затем в первую добавляют 2 мл воды, а во вторую — 4 мл воды. Растворы перемешивают и определяют рН каждого раствора с помощью портативного рН-метра.

Результаты записывают в табл. 7.

Таблица 7

Результаты эксперимента

	Исходный раствор № 2	2 мл раствора № 2 + 2 мл воды	2 мл раствора № 2 + 4 мл воды
рН			

**Вывод:** разбавление водой \_\_\_\_\_ величину рН буферного раствора.

**б) Влияние добавления кислоты.**

В пробирку наливают 2 мл буферного раствора № 3.

В другую пробирку наливают 2 мл воды. Определяют рН воды с помощью портативного рН-метра.

Затем в обе пробирки добавляют по 2 капли 0,1М раствора HCl. Перемешивают и снова определяют величину рН в каждой пробирке.

Результаты записывают в табл. 8.

Таблица 8

Результаты эксперимента

	Исходное значение рН	рН после добавления 2 капель 0,1М HCl
Буферный раствор № 3		
Дистиллированная вода		

**Вывод:** добавление небольшого количества кислоты \_\_\_\_\_ величину рН буферного раствора.

**Вопросы для обсуждения:**

1. Почему значение рН в дистиллированной воде не равно 7,0?
2. Выведите уравнение Гендерсона-Гассельбаха из уравнения электролитической диссоциации слабой кислоты (по теории Аррениуса) и уравнения для расчета рН по концентрации ионов  $H^+$ .
3. По какой причине устойчивость буферных растворов к разбавлению не является абсолютной?

## Часть 5. ОСНОВЫ ТИТРИМЕТРИЧЕСКОГО АНАЛИЗА

### Занятие 8

#### 5.1 КИСЛОТНО-ОСНОВНОЕ ТИТРОВАНИЕ

**Лабораторная работа.** Стандартизация титранта (раствора HCl) по раствору первичного стандарта.

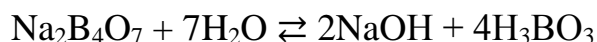
**Цель работы:** стандартизировать титрант (раствор соляной кислоты) по раствору первичного стандарта (тетрабората натрия).

**Оборудование:** бюретка вместимостью 25 мл, пипетка Мора, колбы для титрования (3 штуки), воронка, пипетаторы и резиновые груши.

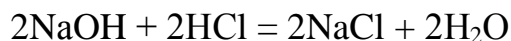
**Реактивы:** рабочий раствор соляной кислоты с приблизительным значением концентрации HCl 0,1 моль/л, раствор первичного стандарта  $C_N(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 0,1000$  моль/л, индикатор метилоранж.

#### Ход работы

При растворении в воде тетраборат натрия подвергается гидролизу по аниону с образованием очень слабой борной кислоты, в связи с чем реакция среды в его водном растворе — щелочная:



При титровании соляной кислотой равновесие гидролиза в растворе тетрабората натрия смещается вправо, так как образующаяся при гидролизе щелочь расходуется на реакцию с кислотой:



Суммируя два последних уравнения, получаем общее уравнение реакции, протекающей при титровании:



где  $f_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 1/2$ ,  $f_{\text{экв}}(\text{HCl}) = 1$ ,  $M(\text{HCl}) = 36,5$  г/моль

Заполняют бюретку раствором HCl. В три конические колбы для титрования вносят пипеткой Мора по 10,0 мл раствора  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  и 1 каплю метилоранжа. Раствор становится желтым. Из бюретки добавляют по каплям раствор соляной кислоты и постоянно перемешивают раствор в колбе. Титрование заканчивают, когда желтая окраска индикатора переходит в оранжевую. Результат титрования записывают в табл. 10 с точностью до 0,03–0,05 мл. Второе и третье титрование проводят более точно. Для этого струйно добавляют в колбу объем раствора соляной кислоты, на 1 мл меньший, чем в первом опыте, после чего добавляют туда раствор по одной капле, каждый раз перемешивая содержимое колбы круговыми движениями. Титрование прекращают, когда при добавлении всего одной капли титранта происходит заметное изменение окраски, не исчезающее после перемешивания.

## Результаты эксперимента

Номер титрования	Первичный стандарт — $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$		Титрант — $\text{HCl}$
	$C_N(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7)$ , моль/л	$V(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7)$ , мл	$V(\text{HCl})$ , мл
1	0,1000	10,0	
2	0,1000	10,0	
3	0,1000	10,0	

## Обработка результатов эксперимента

$$1. V_{\text{ср.}}(\text{HCl}) = (V_1 + V_2 + V_3) / 3 = (\underline{\quad} + \underline{\quad} + \underline{\quad}) / 3 = \underline{\quad} \text{ мл.}$$

$V_{\text{ср.}}(\text{HCl})$  вычисляют с точностью до 0,01 мл.

2. По результатам титрования, используя принцип эквивалентности, вычисляют концентрацию раствора соляной кислоты:

$$C_N(\text{HCl}) \cdot V_{\text{ср.}}(\text{HCl}) = C_N(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) \cdot V(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7).$$

Отсюда:

$$C_N(\text{HCl}) = (C_N(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) \cdot V(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7)) / V_{\text{ср.}}(\text{HCl});$$

$$C_N(\text{HCl}) = (0,1000 \cdot 10,0) / \underline{\quad} = \underline{\quad} \text{ моль/л.}$$

Значение  $C_N(\text{HCl})$  рассчитывают с точностью до четвертой значащей цифры.  $C = C_N$ , так как  $f_{\text{экр}}(\text{HCl}) = 1$ .

## Вопросы для обсуждения:

1. Рассчитайте количество  $\text{HCl}$  в одной капле раствора.
2. Насколько точно можно определить концентрацию  $\text{HCl}$  приведенным выше способом? Ответ подтвердите расчетами.
3. Обратите внимание на окраску «недотитрованных» и «перетитрованных» растворов. Есть ли способ более объективной фиксации точки эквивалентности?

**Вывод:** методом кислотно-основного титрования, способом прямого титрования, с использованием в качестве первичного стандарта  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  установлена молярная концентрация титранта — раствора  $\text{HCl}$ :

$$C(\text{HCl}) = \underline{\quad} \text{ моль/л.}$$

## Часть 6. ЭЛЕКТРОХИМИЯ, ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

## Занятие 9

## 6.1 ПОТЕНЦИОМЕТРИЯ

**Лабораторная работа.** Потенциометрическое определение константы диссоциации слабого электролита.

**Цель работы:** научиться определять концентрацию слабой кислоты в растворе и ее константу диссоциации методом потенциометрического титрования.

**Оборудование:** УЛК «Химия» в сборке для потенциометрии, магнитная мешалка, бюретка для титрования, пипетка Мора на 10 мл, стакан для титрования, пипетаторы и резиновые груши.

**Реактивы:** раствор уксусной кислоты неизвестной концентрации, 0,1000М раствор гидроксида натрия.

### Ход работы

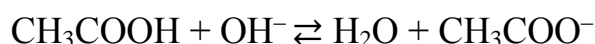
**Задание 1.** Определить концентрацию уксусной кислоты в растворе.

В стакан для титрования с помощью пипетки Мора отмеряют 10 мл исследуемого раствора уксусной кислоты, а затем 20 мл воды. С помощью магнитной мешалки раствор постоянно перемешивается. Стекланный и хлорсеребряный электроды потенциометра аккуратно опускают в стакан для титрования, после чего по дисплею прибора фиксируют величину разности потенциалов (Е, В) в исходном растворе и рассчитывают величину рН по приведенной ниже формуле:

$$pH = - (E - \varphi_{x.c.})/0,058,$$

где Е — разность потенциалов (по результатам измерения, В),  $\varphi_{x.c.}$  — потенциал хлорсеребряного электрода при данной температуре (табл. 5), В.

Далее раствор кислоты титруют, добавляя щелочь из бюретки порциями, объем которых указан в табл. 13. При этом протекает реакция:



Фиксируют величину разности потенциалов (Е, В) после добавления каждой порции титранта, рассчитывают величину рН по приведенной выше формуле, результаты расчета записывают в табл. 13.

Таблица 13

Результаты эксперимента

№ п/п	Объем каждой порции титранта, мл	Общий объем титранта по бюретке, мл	Разность потенциалов, В	рН раствора
1	0	0		
2	4,0	4,0		
3	4,0	8,0		
4	1,2	9,2		
5	0,6	9,8		
6	0,2	10,0		
7	0,2	10,2		
8	0,6	10,8		
9	1,2	12,0		
10	4,0	16,0		

По данным табл. 13 строят кривую зависимости рН раствора от общего объема титранта.



По кривой потенциометрического титрования определяют эквивалентный объем титранта. Чертят перпендикуляр от середины скачка титрования на кривой титрования до оси X.

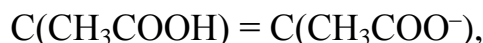
$$V_{\text{эkv.}}(\text{NaOH}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ мл.}$$

По закону эквивалентов рассчитывают концентрацию кислоты:

$$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{CH}_3\text{COOH})} = (0,1 \cdot \underline{\hspace{1cm}}) / \underline{\hspace{1cm}} = \underline{\hspace{1cm}} \text{ моль/л}$$

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

В стакан с помощью пипетки Мора отмеряют 10 мл раствора уксусной кислоты, добавляют 20 мл воды и приливают из бюретки половину эквивалентного объема титранта гидроксида натрия. Измеряют pH раствора. В данном случае 50% кислоты прореагировало, в результате чего количество соли в растворе равно количеству кислоты.



тогда из уравнения  $K_d = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$  следует, что  $K_d = [\text{H}^+]$ .

$$pK = \text{pH} = \underline{\hspace{2cm}}.$$

$$K_d = 10^{-pK} = 10^{-\text{pH}} = \underline{\hspace{2cm}}.$$

**Вопросы для обсуждения:**

1. Почему на кривой титрования в координатах pH/V(NaOH) присутствует скачок титрования?
2. Почему полученная величина константы диссоциации отличается от таковой для уксусной кислоты в стандартных условиях ( $1,75 \cdot 10^{-5}$ )?
3. Обозначьте на графике границы существования буферной системы.

**Вывод:** с помощью метода потенциометрического титрования рассчитали концентрацию уксусной кислоты  $C(\text{CH}_3\text{COOH}) = \underline{\hspace{2cm}}$  моль/л и ее константу диссоциации  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = \underline{\hspace{2cm}}$ .

## Занятие 10

### 6.2 КОНДУКТОМЕТРИЯ

**Лабораторная работа.** Кондуктометрическое определение константы диссоциации слабого электролита.

**Цель работы:** научиться определять электрическую проводимость водных растворов электролитов и использовать данные кондуктометрических измерений для расчета константы и степени диссоциации слабых электролитов на примере уксусной кислоты.

**Оборудование и реактивы:** УЛК «Химия» в сборке для кондуктометрии, химический стакан; 0,01М раствор КСl, раствор уксусной кислоты, вода.

#### Ход работы

**Задание 1.** Определить постоянную сосуда  $K_c$  с 0,01М раствором КСl.

Стакан, в котором находятся электроды, промывают небольшим количеством раствора 0,01М КСl. Затем в стакан наливают раствор КСl до метки и аккуратно опускают в него комбинированный электрод и термометр. Записывают значение электрической проводимости ( $L$ , См) и температуру, указанную на дисплее прибора. Из табл. 14 находят величину удельной электрической проводимости 0,01М раствора КСl ( $\kappa_{\text{КСl}}$ , См·см<sup>-1</sup>) при данной температуре и рассчитывают постоянную сосуда ( $K_c$ , см<sup>-1</sup>) по формуле:

$$K_c = \kappa_{\text{КСl}} / L = \frac{\text{См} \cdot \text{см}^{-1}}{\text{См}} = \text{См}^{-1}.$$

Таблица 14

**Зависимость удельной электрической проводимости 0,01М раствора КСl от температуры**

Температура, °С	Удельная электрическая проводимость $\kappa$ , См·см <sup>-1</sup>
18	0,001225
19	0,001251
20	0,001278
21	0,001305
22	0,001332
23	0,001359
24	0,001386
25	0,001413

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

Стакан, комбинированный электрод и термометр сначала промывают дистиллированной водой, затем — \_\_\_\_\_ М раствором уксусной кислоты. Наливают этот раствор в стакан до метки, аккуратно опускают электрод и термометр. Измеряют электрическую проводимость раствора уксусной кислоты так же, как измеряли электрическую проводимость раствора хлорида калия ранее.



Для дальнейших расчетов переводят концентрацию уксусной кислоты из моль·дм<sup>-3</sup> в моль·см<sup>-3</sup>, так как удельная электрическая проводимость ( $\kappa$ ) выражена в См·см<sup>-1</sup>, а молярная ( $\lambda_m$ ) — в См·см<sup>2</sup>·моль<sup>-1</sup>.

Рассчитывают удельную и молярную электрическую проводимость раствора уксусной кислоты:

$$\kappa(\text{CH}_3\text{COOH}) = K_c \cdot L = \underline{\hspace{2cm}} \text{ см}^{-1} \cdot \underline{\hspace{2cm}} \text{ См} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ См} \cdot \text{см}^{-1},$$

$$\lambda_m = \kappa(\text{CH}_3\text{COOH}) / C(\text{CH}_3\text{COOH}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ См} \cdot \text{см}^{-1} / \underline{\hspace{2cm}} \text{ моль} \cdot \text{см}^{-3} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}.$$

Величину молярной электрической проводимости при бесконечном разбавлении ( $\lambda_m^0$ ) для уксусной кислоты вычисляют по уравнению Кольрауша (значения подвижностей ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  берут из табл. 15):

$$\lambda_m^0 = U(\text{H}^+) + U(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \underline{\hspace{2cm}} + \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ См} \cdot \text{см}^2 \cdot \text{моль}^{-1}.$$

Таблица 15

Подвижность ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  в зависимости от температуры

Температура, °С	Подвижность ионов $U$ (См·см <sup>2</sup> ·моль <sup>-1</sup> )	
	$\text{H}^+$	$\text{CH}_3\text{COO}^-$
18	315,0	35,0
19	320,0	35,9
20	324,8	36,6
21	329,8	37,4
22	334,7	38,2
23	339,7	39,1
24	345,0	40,1
25	349,8	40,9

Рассчитывают степень диссоциации ( $\alpha$ ) и константу диссоциации ( $K_d$ ) уксусной кислоты:

$$\alpha(\text{CH}_3\text{COOH}) = \lambda_m / \lambda_m^0 = \underline{\hspace{2cm}} / \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}},$$

$$K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha} = (\underline{\hspace{2cm}} \cdot \underline{\hspace{2cm}}) / (1 - \underline{\hspace{2cm}}) = \underline{\hspace{2cm}}.$$

Экспериментальное значение  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH})$  сравнивают с теоретическим ( $K_d(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{теор.}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$ ) и рассчитывают ошибку опыта в процентах.

### Вопросы для обсуждения:

1. Какие факторы, помимо степени диссоциации, могут влиять на отношение между молярной электропроводностью раствора слабого электролита и его предельной молярной электропроводностью?
2. Следует ли учитывать в данной работе величину удельной электропроводности дистиллированной воды, достигающую  $5,0 \cdot 10^{-5}$  См/см?
3. Почему при пропускании электрического тока через раствор электролита (во время кондуктометрии) не происходит электролиз?

**Вывод:** с помощью метода кондуктометрии рассчитали константу диссоциации уксусной кислоты  $K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = \underline{\hspace{2cm}}$ . Ошибка опыта составила      %.

## Часть 7. ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ

### Занятие 11

#### 7.1 ГЕТЕРОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ

**Лабораторная работа.** Получение гетерогенных систем «осадок-раствор» и смещение равновесия в них.

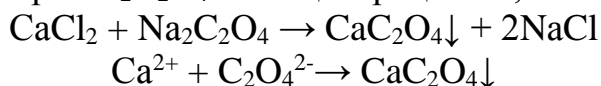
**Цель работы:** научиться получать гетерогенные системы «осадок-раствор» и провести экспериментальные исследования по смещению равновесия в гетерогенных системах «осадок-раствор».

**Реактивы и оборудование:** растворы  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; пробирки.

#### Ход работы

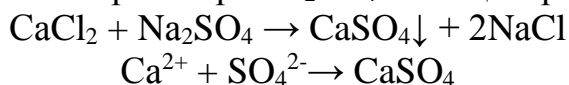
**Задание 1.** Изучить условие образования осадка малорастворимого сильного электролита.

В пробирку наливают 2 мл раствора  $\text{CaCl}_2$  с концентрацией 0,01 моль/л. Добавляют 2 мл раствора  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  с концентрацией 0,01 моль/л.



Образовался осадок оксалата кальция ( $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ) белого цвета.

В другую пробирку наливают 2 мл раствора  $\text{CaCl}_2$  с концентрацией 0,01 моль/л. Добавляют 2 мл раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  с концентрацией 0,01 моль/л.



Наблюдения записывают в табл. 16.

Таблица 16

Концентрация иона, моль/л	Концентрация иона, моль/л	Концентрация ионов после смешивания, моль/л	Произведение концентрации ионов после смешивания	$K_S^0$	Наблюдения
$\text{Ca}^{2+}$ 0,01	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ 0,01			$2,30 \times 10^{-9}$	
$\text{Ca}^{2+}$ 0,01	$\text{SO}_4^{2-}$ 0,01			$2,35 \times 10^{-5}$	

#### Результаты эксперимента

Концентрации ионов после смешивания рассчитывают и вносят в табл. 16. При смешивании исходных растворов равных объемов общий объем раствора возрастает вдвое, а концентрации ионов уменьшаются в 2 раза:

$$0,01 / 2 = 0,005 = 5 \times 10^{-3}.$$

Произведение концентраций ионов после смешивания:

$$5 \times 10^{-3} \times 5 \times 10^{-3} = 2,5 \times 10^{-5}.$$

Сравним значения произведения концентраций ионов и термодинамической константы растворимости ( $K_S^0$ ) малорастворимых сильных электролитов:

$$2,5 \times 10^{-5} \gg 2,30 \times 10^{-9} \quad (\text{для осадка } \text{CaC}_2\text{O}_4)$$

$$2,5 \times 10^{-5} > 2,35 \times 10^{-5} \quad (\text{для осадка } \text{CaSO}_4)$$

Для того, чтобы понять, почему в пробирке № 2 не образуется осадок, сравните с термодинамической константой растворимости произведение активностей (а не концентраций) ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$ . Для этого воспользуйтесь уравнением для расчета ионной силы в растворе и уравнением для расчета среднего коэффициента активности по ионной силе. Обратите внимание: при расчете величины ионной силы следует учитывать присутствие всех четырех типов ионов в конечном растворе ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ).

$$I =$$


---


$$-\lg f_{\pm} =$$


---


$$f_{\pm} =$$


---


$$a =$$


---

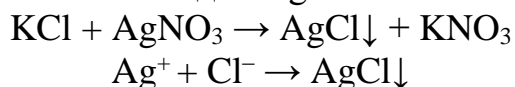
Активность ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  в растворе составляет \_\_\_\_\_ моль/л, а произведение активностей равно \_\_\_\_\_.  
 \_\_\_\_\_  $< 2,35 \times 10^{-5}$  (для осадка  $\text{CaSO}_4$ ).

**Вывод:** осадок образуется, если произведение \_\_\_\_\_ ионов малорастворимого сильного электролита больше его термодинамической константы растворимости (условие образования осадка).

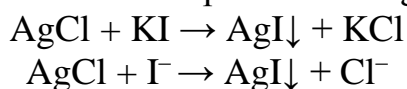
**Задание 2.** Изучить влияние конкурирующих равновесий на гетерогенное равновесие «осадок-раствор».

**Опыт 1.** Смещение гетерогенного равновесия в направлении образования менее растворимого соединения.

В пробирку наливают 2–3 капли раствора  $\text{KCl}$  и добавляют 2–3 капли раствора  $\text{AgNO}_3$ . Образуется белый осадок  $\text{AgCl}$ .



К полученному осадку  $\text{AgCl}$  добавляют несколько капель раствора  $\text{KI}$ . Осадок приобретает желтый цвет за счет образования  $\text{AgI}$ .



Происходит смещение исходного гетерогенного равновесия в сторону образования осадка  $\text{AgI}$  желтого цвета.

Константа растворимости  $\text{AgI}$ :  $K_S^0(\text{AgI}) = 8,3 \times 10^{-17}$

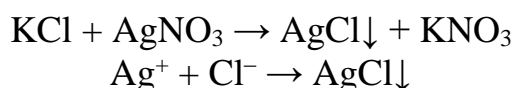
Константа растворимости  $\text{AgCl}$ :  $K_S^0(\text{AgCl}) = 1,8 \times 10^{-10}$

Сравним значения значения  $K_S^0$ :  $K_S^0(\text{AgI}) \ll K_S^0(\text{AgCl})$

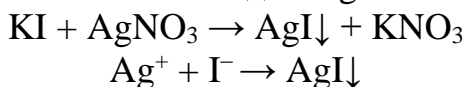
**Вывод:** Смещение исходного гетерогенного равновесия происходит в сторону \_\_\_\_\_.

**Опыт 2.** Смещение гетерогенного равновесия за счет образования комплексных соединений.

В пробирку наливают 2–3 капли раствора  $\text{KCl}$  и добавляют 2–3 капли раствора  $\text{AgNO}_3$ . Образуется белый осадок  $\text{AgCl}$ .



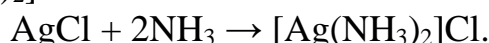
В другую пробирку наливают 2-3 капли раствора KI и добавляют 2-3 капли раствора AgNO<sub>3</sub>. Образуется желтый осадок AgI.



К осадкам в каждую пробирку добавляют по 2-3 капли раствора аммиака. Размешивают содержимое пробирок стеклянной палочкой.

Осадок AgI практически не растворяется в растворе аммиака.

Осадок AgCl растворяется в водном растворе аммиака с образованием комплексного иона [Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sup>+</sup>.

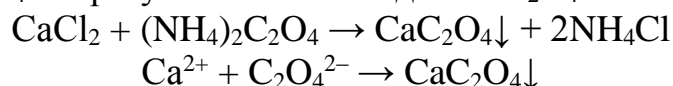


**Вывод:** Осадок AgI практически нерастворим в растворе аммиака, в отличие от осадка AgCl, потому что \_\_\_\_\_.

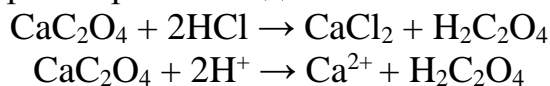
**Опыт 3.** Смещение гетерогенного равновесия в направлении образования слабой кислоты.

В двух пробирках получают осадок оксалата кальция CaC<sub>2</sub>O<sub>4</sub>.

В пробирку наливают 2-3 капли раствора CaCl<sub>2</sub> и добавляют 2-3 капли раствора (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>. Образуется белый осадок CaC<sub>2</sub>O<sub>4</sub>.



Добавляют в одну пробирку несколько капель 2М раствора соляной кислоты (HCl) до полного растворения осадка.



В другую пробирку добавляют столько же капель 2М раствора уксусной кислоты (CH<sub>3</sub>COOH).



Оксалат кальция практически нерастворим в уксусной кислоте.

Константа диссоциации  $K_{\text{дисс}}(\text{HCl}) = 1 \times 10^7$ .

Константа диссоциации  $K_{\text{дисс}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,75 \times 10^{-5}$ .

Константа диссоциации  $K_{\text{дисс}1}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 5,5 \times 10^{-2}$ .

Константа диссоциации  $K_{\text{дисс}2}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 5,4 \times 10^{-5}$ .

Сравним значения  $K_{\text{дисс}} : K_{\text{дисс}}(\text{HCl}) \gg K_{\text{дисс}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ ;

$K_{\text{дисс}}(\text{CH}_3\text{COOH}) < K_{\text{дисс}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ .

**Вывод:** осадок оксалата кальция растворяется в соляной кислоте и практически нерастворим в уксусной кислоте, так как \_\_\_\_\_.

### Вопросы для обсуждения:

1. В чем преимущество использования константы растворимости по сравнению с использованием растворимости, выраженной в массе вещества на 100 г растворителя или в форме молярной концентрации насыщенного раствора?
2. Как добиться выпадения осадка  $\text{CaSO}_4$  в пробирке № 2 из задания 1?
3. Можно ли использовать эксперименты из данной лабораторной работы для проведения качественного анализа?

## Занятие 12

### 7.2 ПОВЕРХНОСТНОЕ НАТЯЖЕНИЕ

**Лабораторная работа.** Зависимость поверхностного натяжения растворов от длины углеродной цепи поверхностно-активных веществ.

**Цель работы:** изучить влияние длины углеводородной цепи ПАВ на величину поверхностного натяжения растворов.

**Реактивы и оборудование:** 0,1М водные растворы  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ ,  $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ ,  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ , дистиллированная вода; сталагмометры, химические стаканы, резиновые груши.

### Ход работы

Для определения поверхностного натяжения жидкостей используют сталагмометр Траубе, поэтому этот метод определения поверхностного натяжения называется сталагмометрическим. Сталагмометр Траубе представляет собой изогнутую трубку с расширением между двумя нанесенными на ней метками, указывающими объем данного прибора. В ходе лабораторной работы необходимо подсчитать число капель исследуемых растворов ПАВ и воды, которые вытекают из данного одинакового объема сталагмометра.

Прибор заполняют исследуемым раствором с помощью резиновой груши. После того, как уровень жидкости поднимется выше верхней метки сталагмометра, грушу убирают. Дожидаются, когда уровень жидкости опустится до верхней метки, после чего начинают подсчет числа капель, вытекающих из трубки. Подсчет числа капель останавливают, когда уровень жидкости достигнет нижней метки сталагмометра.

Капля вытекает из капилляра и отрывается под действием силы тяжести. Поверхностное натяжение стремится противодействовать вытеканию капли, так как ее образование связано с увеличением поверхности жидкости.

Чем больше поверхностное натяжение, тем больше должна быть масса капли, чтобы преодолеть поверхностное натяжение и оторваться от капилляра. Значит, поверхностное натяжение  $\sigma$  пропорционально плотности  $\rho$  и обратно пропорционально числу капель, которые вытекли из одного и того же объема.

Формула для определения поверхностного натяжения:

$$\frac{\sigma}{\sigma_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\rho \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}} \cdot n}; \quad \sigma = \sigma_{\text{H}_2\text{O}} \frac{\rho \cdot n_{\text{H}_2\text{O}}}{\rho_{\text{H}_2\text{O}} \cdot n},$$

где  $\sigma$  и  $\sigma_{\text{H}_2\text{O}}$  — поверхностное натяжение исследуемой жидкости и воды,  $\rho$  и  $\rho_{\text{H}_2\text{O}}$  — плотности исследуемой жидкости и воды;  $n$  и  $n_{\text{H}_2\text{O}}$  — число капель исследуемой жидкости и воды.

Для разбавленных водных растворов  $\rho \sim 1$  г/мл, тогда  $\sigma = \sigma_{\text{H}_2\text{O}} \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n}$ , где  $\sigma_{\text{H}_2\text{O}} = 72,8$  мДж/м<sup>2</sup> при 20 °С.

Итак, для определения поверхностного натяжения достаточно подсчитать число капель исследуемого раствора и воды, вытекающих из одного и того же объема сталагмометра.

Считают число капель воды и число капель 0,1М водных растворов спиртов в указанном порядке: H<sub>2</sub>O, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, C<sub>3</sub>H<sub>7</sub>OH, C<sub>4</sub>H<sub>9</sub>OH, C<sub>5</sub>H<sub>11</sub>OH.

$n(\text{H}_2\text{O}) = \underline{\hspace{2cm}}$ ;  $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \underline{\hspace{2cm}}$ ;  $n(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = \underline{\hspace{2cm}}$ ;  
 $n(\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}) = \underline{\hspace{2cm}}$ ;  $n(\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}) = \underline{\hspace{2cm}}$ .

Рассчитывают поверхностное натяжение 0,1М водных растворов этих спиртов.

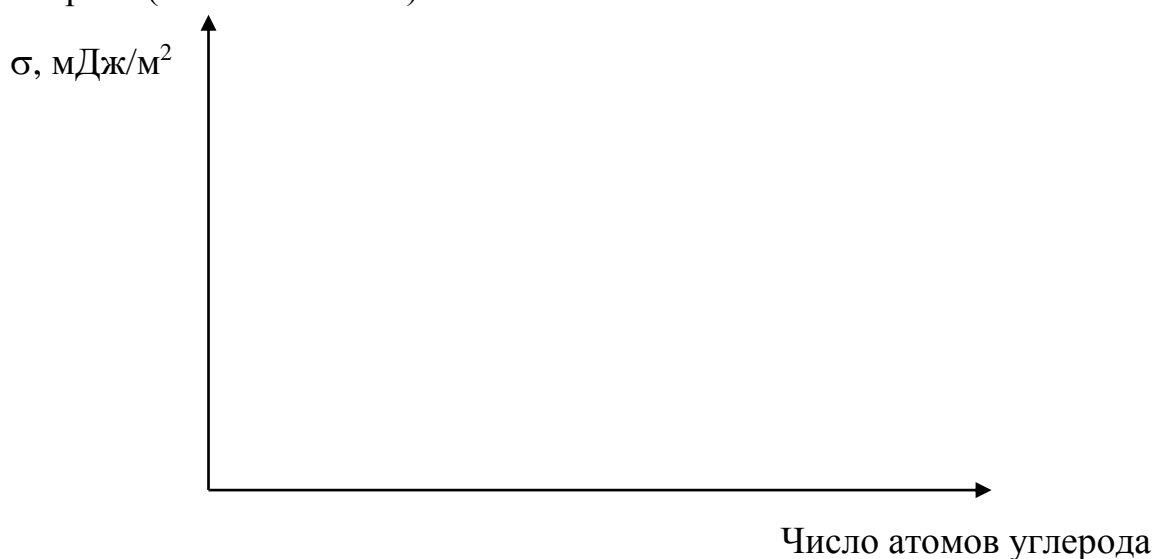
$$\sigma(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = (\underline{\hspace{2cm}} / \underline{\hspace{2cm}}) \times 72,8 \text{ мДж/м}^2 = \underline{\hspace{2cm}}.$$

$$\sigma(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = (\underline{\hspace{2cm}} / \underline{\hspace{2cm}}) \times 72,8 \text{ мДж/м}^2 = \underline{\hspace{2cm}}.$$

$$\sigma(\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}) = (\underline{\hspace{2cm}} / \underline{\hspace{2cm}}) \times 72,8 \text{ мДж/м}^2 = \underline{\hspace{2cm}}.$$

$$\sigma(\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}) = (\underline{\hspace{2cm}} / \underline{\hspace{2cm}}) \times 72,8 \text{ мДж/м}^2 = \underline{\hspace{2cm}}.$$

Строят кривую зависимости  $\sigma$  от числа углеродных атомов в молекулах спиртов (число атомов С).



**Вопросы для обсуждения:**

1. Является ли полученная зависимость линейной?
2. Как ориентированы молекулы спиртов на границе раздела фаз?
3. Почему плотность жидкости влияет на величину поверхностного натяжения согласно приведенной выше формуле для проведения расчетов в методе сталагмометрии?

**Вывод:** результаты работы показывают, что существует \_\_\_\_\_ зависимость поверхностного натяжения водных растворов спиртов от длины углеводородной цепи их молекул.

## Занятие 13

### 7.3 ХРОМАТОГРАФИЯ

**Лабораторная работа.** Анализ хроматограмм и масс-спектров.

**Цель работы:** научиться анализировать хроматограммы, полученные методом высокоэффективной жидкостной хроматографии с масс-спектрометрией.

**Материалы и оборудование:** хроматограммы и масс-спектры двух синтетических пептидов, являющихся фрагментом аминокислотной последовательности рецептор-связывающего домена парвовируса В19 (пептид с последовательностью DKFAKAVYQQFVEFYEKVT и пептид с последовательностью DKFAKAVWQQFVEFYEKVT), калькулятор.

#### Ход работы

В данной работе необходимо проанализировать хроматограммы и масс-спектры двух синтетических пептидов, являющихся фрагментом рецептор-связывающего домена парвовируса В19 и отличающихся друг от друга одной аминокислотной заменой: пептид с аминокислотной последовательностью DKFAKAVYQQFVEFYEKVT (пептид DT19Y) и с аминокислотной последовательностью DKFAKAVWQQFVEFYEKVT (пептид DT19W). При наличии приведенной замены тирозина на триптофан парвовирус В19 полностью утрачивает способность прикрепляться к своему рецептору и заражать клетки.

**Задание 1.** Анализ хроматограмм пептида DT19Y и пептида DT19W.

Хроматограммы, полученные для синтетического пептида DT19Y и пептида DT19W, приведены на рис. 6 и рис. 7 соответственно.

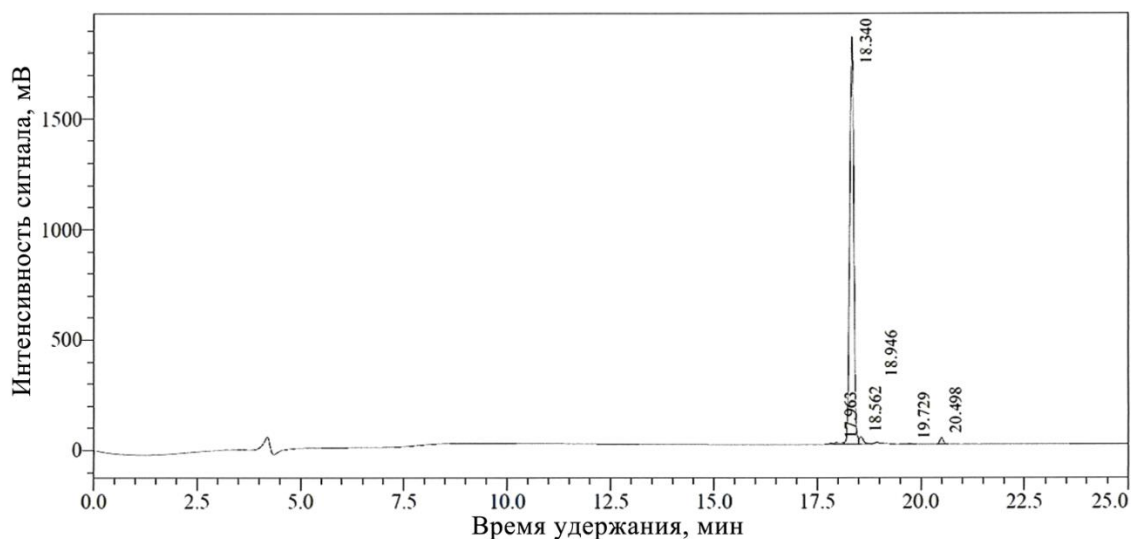


Рис. 6. Хроматограмма пептида DT19Y. Данные о градиенте элюента: в начале элюции — 95% ацетонитрила и 5% воды; на 25-й минуте — 35% ацетонитрила и 65% воды

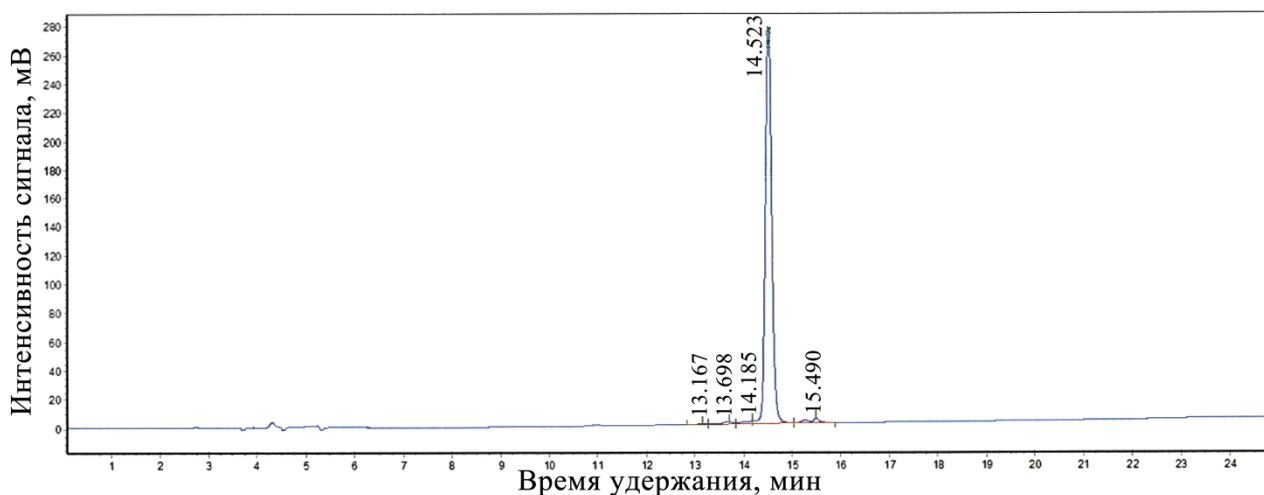


Рис. 7. Хроматограмма пептида DT19W. Данные о градиенте элюента: в начале элюции — 33% ацетонитрила и 67% воды; на 25-й минуте — 58% ацетонитрила и 42% воды

Характеристика пиков на хроматограммах пептида DT19Y и пептида DT19W приведена в табл. 17 и табл. 18 соответственно. Определите степень очистки каждого из синтетических пептидов путем расчета процента площади главного пика относительно суммы площадей всех пиков на хроматограмме.

Таблица 17

**Характеристика пиков на хроматограмме для пептида DT19Y**

Номер пика	Время удержания, мин	Площадь, отн. единицы	Процент от общей площади (степень очистки), %
1	17,963	135609	
2	18,340	12573263	
3	18,562	209551	
4	18,946	46207	
5	19,729	21915	
6	20,498	177430	

Таблица 18

**Характеристика пиков на хроматограмме пептида DT19W**

Номер пика	Время удержания, мин	Площадь, отн. единицы	Процент от общей площади (степень очистки), %
1	13,167	5011	
2	13,698	25668	
3	14,185	26979	
4	14,523	2429951	
5	15,490	2	

Воспользовавшись прямыми, приведенными на рис. 8, найдите отношение ацетонитрила к воде, при котором были получены главные пики на хроматограммах пептида DT19Y и пептида DT19W, считая, что в ходе хроматографирования градиент растворителей изменялся линейно.



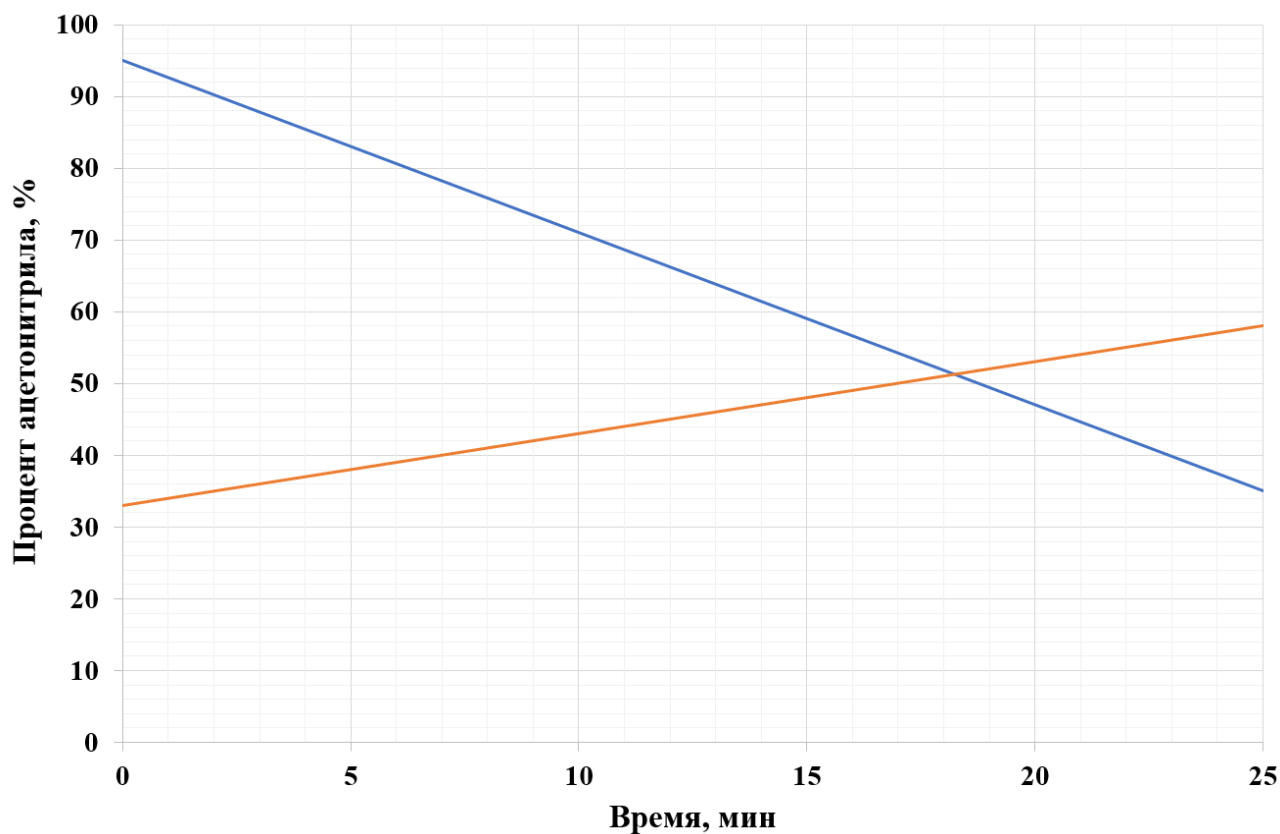


Рис. 8. Изменение процента ацетонитрила в его смеси с водой с течением времени в процессе хроматографирования

Структурная формула ацетонитрила приведена на рис. 9.

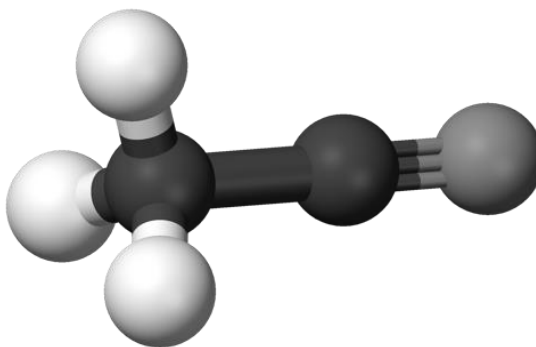


Рис. 9. Структурная формула ацетонитрила. Атом азота обозначен серым цветом, атомы углерода — темно-серым, атомы водорода — светло-серым

Главный пик на хроматограмме для пептида DT19Y был получен при отношении ацетонитрил:вода, равном \_\_\_\_\_; главный пик на хроматограмме для пептида DT19W был получен при отношении ацетонитрил:вода, равном \_\_\_\_\_.

**Задание 2.** Анализ масс-спектров пептида DT19Y и пептида DT19W.

Рассчитайте молекулярную массу каждого пептида, исходя из данных, приведенных на масс-спектрах пептидов (рис. 10 и 11).

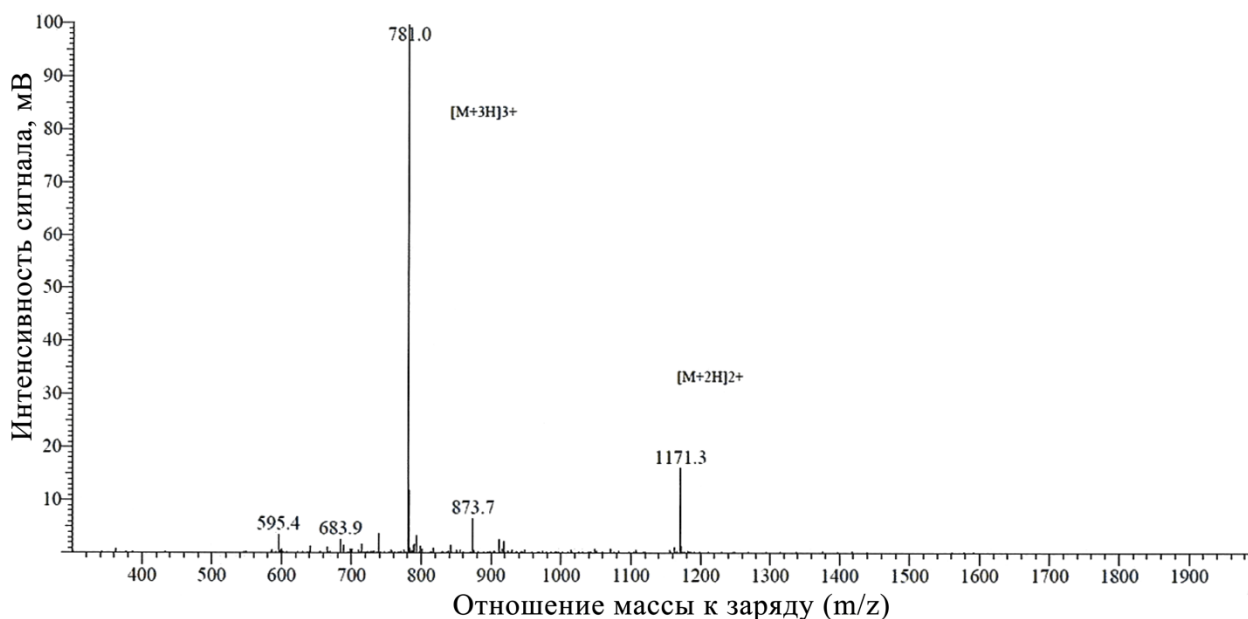


Рис. 10. Масс-спектр для пептида DT19Y

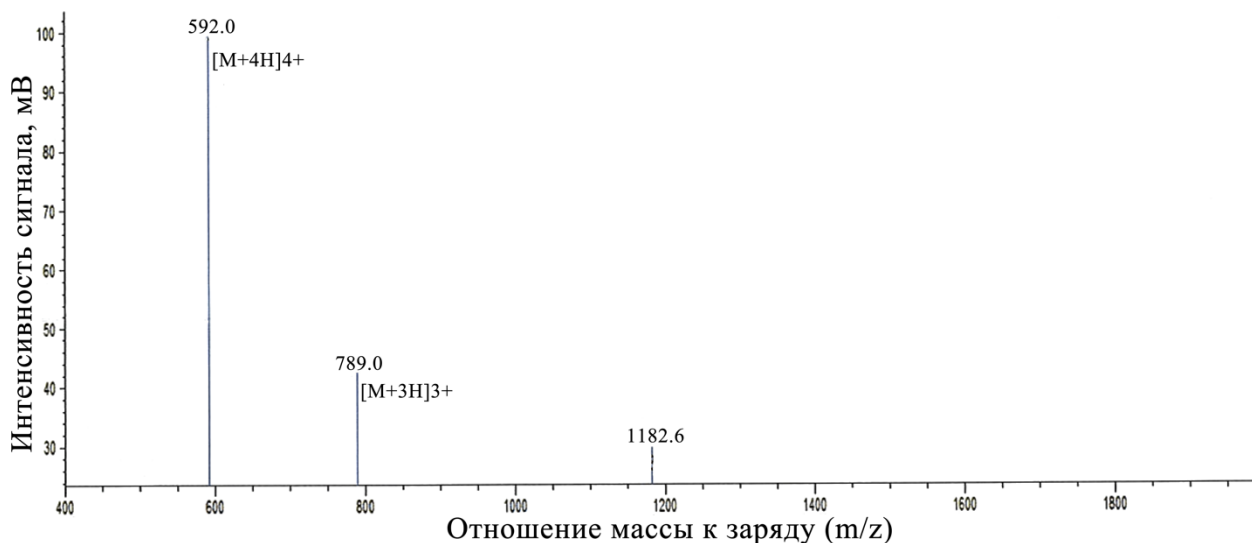


Рис. 11. Масс-спектр для пептида DT19W

Молекулярная масса пептида DT19Y равна \_\_\_\_\_; молекулярная масса пептида DT19W равна \_\_\_\_\_.

Определите, какому иону соответствует пик 595,4 на масс-спектре пептида DT19Y и какому иону соответствует пик 1182,6 на масс-спектре пептида DT19W. Добавьте эту информацию на масс-спектры.

**Вопросы для обсуждения:**

1. Какой из растворителей является более полярным: ацетонитрил или вода?
2. Какой из двух пептидов является более гидрофильным согласно анализу хроматограмм?

3. Соответствуют ли различия в степени гидрофобности пептидов различиям в степени гидрофобности между остатком тирозина (0,26 по шкале Эйзенберга) и остатком триптофана (0,81 по шкале Эйзенберга)?

**Вывод:** результаты работы дают основание предполагать, что замена тирозина на триптофан в пептиде DKFAKAVYQQFVEFYEKVT \_\_\_\_\_ повлияла на его структуру, так как \_\_\_\_\_

---

## Часть 8. ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

### Занятие 14

#### 8.1 ПОЛУЧЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

**Лабораторная работа.** Получение коллоидных растворов методом конденсации и изучение их оптических свойств.

**Цель работы:** научиться получать коллоидные растворы методом конденсации, изучить оптические свойства коллоидных растворов.

**Оборудование и реактивы:** лазерная указка, штатив с пробирками, 0,01н 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

**Задание 1.** Получить коллоидные растворы методами физической и химической конденсации.

**Опыт 1.** *Получение золя йодида серебра.*

К раствору KI (1/2 пробирки) приливают 1–2 капли раствора AgNO<sub>3</sub>, наблюдают образование осадка. Затем встряхивают пробирку. Наблюдают растворение осадка и появление опалесцирующего золя AgI:

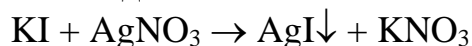


Схема мицеллы золя AgI:

---

**Опыт 2.** *Получение золя серы.*

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

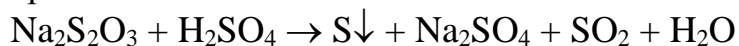


Схема мицеллы золя серы:

---

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

К раствору  $K_4[Fe(CN)_6]$  (1/2 пробирки) добавляют 1–2 капли раствора  $CuSO_4$ . Наблюдают образование осадка. Встряхивают пробирку. Наблюдают образование золя красно-кирпичного цвета:

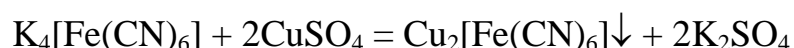


Схема мицеллы золя  $Cu_2[Fe(CN)_6]$ :

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

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

**Задание 2.** Изучить оптические свойства полученных коллоидных растворов.

Четыре пробирки с полученными коллоидными растворами рассматривают на черном фоне. Обращают внимание на наличие или отсутствие слабого голубоватого свечения вокруг растворов (опалесценции). Сравнивают результаты с таковыми для раствора электролита (KI).

Направляют на каждую из пробирок по очереди луч лазерной указки. В коллоидных растворах видно, как луч указки проходит сквозь раствор (наблюдается эффект Тиндаля), а в истинном растворе можно заметить только отражение луча на границе между стеклом и раствором, но не сам луч. Полученные результаты записывают в табл. 19.

Таблица 19

Результаты эксперимента

Система	Метод получения и тип реакции	Цвет	Опалесценция	Наличие эффекта Тиндаля	Вывод
Раствор KI					
Золь иодида серебра					
Золь серы					
Золь гексацианоферрата(II) меди					
Золь канифоли					

**Вопросы для обсуждения:**

1. Почему рассеянный за счет опалесценции свет обогащен голубыми оттенками?
2. Почему луч лазерной указки не виден в воздухе и в истинном растворе?
3. Для какого из четырех полученных коллоидных растворов характерна наименее интенсивная опалесценция при наличии эффекта Тиндаля? Чем это можно объяснить?

**Вывод:** отличительными оптическими свойствами коллоидных растворов являются: \_\_\_\_\_.

## Занятие 15

### 8.2 КООГУЛЯЦИЯ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

**Лабораторная работа.** Устойчивость коллоидных растворов.

**Цель работы:** научиться экспериментально определять пороги коагуляции для электролитов по отношению к данному золю, знак заряда частиц золя по значениям порогов коагуляции; экспериментально подтвердить, что растворы белка (желатина) повышают порог коагуляции, т.е. обладают защитным действием.

**Реактивы и приборы:** золь гидроксида железа(III), 0,7М раствор KCl, 0,01М раствор K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 0,001М раствор K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, 0,1% раствор желатина, колбы для титрования, бюретки, пипетки Мора на 10 мл, пипетаторы и резиновые груши.

#### Ход работы

**Задание 1.** Определить пороги коагуляции для трех электролитов по отношению к золю гидроксида железа(III).

В три колбы для титрования вносят пипеткой Мора по 10 мл раствора золя гидроксида железа(III). Каждую колбу с раствором золя титруют соответственно растворами электролитов KCl, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> до появления мути (в данном случае сопровождается переходом к более светлой окраске раствора). Муть заметна при сравнении с исходным золем и степень мутности должна быть одинакова во всех трех колбах.

Рассчитывают порог коагуляции  $\gamma$  для каждого электролита по формуле:

$$\gamma = \frac{V \cdot C \cdot 1000}{V_0},$$

где C — концентрация электролита, моль/л; V — объем раствора электролита, мл; V<sub>0</sub> — объем раствора золя, мл;  $\gamma$  — порог коагуляции, ммоль/л.

Данные опыта и результаты расчетов записывают в табл. 20.

Таблица 20

Результаты эксперимента

Номер опыта	Раствор электролита для титрования	Объем золя, мл	Концентрация электролита, моль/л	Объем электролита, мл	Порог коагуляции, ммоль/л
1	KCl	10,0			
2	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	10,0			
3	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	10,0			

**Задание 2.** Определить знак заряда частиц золя гидроксида железа(III) по значениям порогов коагуляции.

Находят соотношение между порогами коагуляции данными электролитами, полученными в задании 1.

На основании полученных данных делают вывод о знаке заряда иона-коагулянта и знаке заряда частиц золя гидроксида железа(III), записывают схему строения мицеллы золя.

---

---

---

**Задание 3.** Проверить защитные свойства желатина.

В колбу вносят пипеткой Мора 10 мл раствора золя и 0,1 мл 0,1% раствора желатина. Титруют этот раствор раствором КСl. Рассчитывают порог коагуляции раствора КСl по отношению к золю гидроксида железа(III) после добавления желатина ( $\gamma_{ж}$ ).

$$\gamma = \frac{V \cdot C \cdot 1000}{V_0} = (\text{_____} \cdot \text{_____} \cdot 1000) / 10 = \text{_____} \text{ ммоль/л}$$

Определяют, во сколько раз увеличился порог коагуляции золя после добавления желатина.

---

**Вопросы для обсуждения:**

1. В чем заключается механизм коагуляции золя электролитами?
2. За счет чего желатин повышает порог коагуляции золя?
3. Какие соли можно использовать для проведения аналогичного эксперимента с золем, гранулы которого имеют противоположный знак заряда?

**Вывод:** определили знак заряда частиц золя гидроксида железа(III) \_\_\_\_\_, подтвердили защитные свойства желатина на основании \_\_\_\_\_.

---

## Часть 9. ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ БИОПОЛИМЕРОВ

### Занятие 16

#### 9.1 ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ РАСТВОРОВ БИОПОЛИМЕРОВ

**Лабораторная работа.** Определение степени набухания желатина при различных значениях рН.

**Цель работы:** экспериментальным путем определить зависимость степени набухания белков от значения рН раствора.

**Реактивы и приборы:** четыре раствора с различным значением рН, сухой желатин, истинный раствора желатина, раствор сульфата аммония, дистиллированная вода, четыре мерные пробирки, стеклянная палочка.

#### Ход работы

**Задание 1.** Определение степени набухания желатина при различных значениях рН среды.

Вносят в сухие мерные пробирки на 10 мл по 0,5 мл порошка желатина ( $V_0$ ) и добавляют до верхней метки следующие растворы: в первую — 0,1М НСl раствор, во вторую —  $1 \cdot 10^{-5}$ М НСl раствор, в третью —  $1 \cdot 10^{-5}$ М NaOH раствор, в

четвертую — 0,1М NaOH раствор. Содержимое пробирок перемешивают палочкой. Через 30 минут определяют объем набухшего желатина (V) и рассчитывают степень набухания ( $\alpha$ ) по приведенной ниже формуле:

$$\alpha = \frac{V - V_0}{V_0}$$

Полученные данные вносят в табл. 21.

Таблица 21

Результаты эксперимента

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

Строят график зависимости степени набухания ( $\alpha$ ) от рН среды и делают вывод о влиянии рН среды на степень набухания желатина, находят значение рН в изоэлектрической точке.



**Задание 2.** Обратимое высаливание желатина из раствора.

К раствору белка в пробирке приливают по каплям насыщенный раствор сульфата аммония до выпадения белка в осадок. Затем, добавляя в пробирку воду, добиваются полного растворения осадка.

**Вопросы для обсуждения:**

1. При проведении опыта при высокой температуре в аудитории порог набухания в пробирках 1 и 4 определить невозможно. Почему?
2. Что представляет собой желатин?
3. Какой заряд имеет желатин в пробирках 1 и 4? За счет каких процессов?

4. В чем принципиальное отличие процесса высаливания белка из раствора от денатурации?

**Вывод:** ИЭТ желатина \_\_\_\_\_. Степень набухания желатина имеет минимальное значение при \_\_\_\_\_.

## Занятие 17

### 9.2 МАКРОМОЛЕКУЛЯРНЫЙ ДОКИНГ

**Лабораторная работа.** Докинг пептидных лигандов с рецептором.

**Цель работы:** осуществить макромoleкулярный докинг эпидермального фактора роста и трансформирующего фактора роста альфа с рецептором эпидермального фактора роста и провести анализ полученных структур (вычислить свободную энергию Гиббса, константу диссоциации комплексов, сделать вывод об аффинности лигандов к рецептору).

**Материалы и оборудование:** PDB-файлы «1egf.pdb» (EGF — эпидермальный фактор роста), «1tgf.pdb» (TGF- $\alpha$  — трансформирующий фактор роста альфа), «1egfr.pdb» (EGFR — рецептор эпидермального фактора роста), «EGF-EGFR.pdb» (нативный комплекс эпидермального фактора роста с его рецептором); персональный компьютер; для проведения докинга используется программа Hex 8.0.0, для визуализации полученных комплексных структур — RasMol (PyMOL или другой аналог), для расчета  $\Delta G$  (ккал/моль) и  $K_d$  при 37,0 °C — алгоритм PRODIGY, доступный по ссылке <https://wenmr.science.uu.nl/prodigy/>.

#### Ход работы

1. Открывают программу Hex 8.0.0.

2. Загружают структуры рецептора и лиганда, докинг которых необходимо провести.

Для загрузки структуры рецептора переходят во вкладку «File» и выбирают: File ... Open ... Receptor. В открывшемся окне выбирают файл «1egfr.pdb» и нажимают кнопку «ОК».

Для загрузки структуры лиганда снова переходят во вкладку «File» и выбирают: File ... Open ... Ligand. В открывшемся окне выбирают файл «1egf.pdb» и нажимают кнопку «ОК».

3. Запускают докинг рецептора и лиганда, которые были загружены. Для этого переходят во вкладку «Controls» и выбирают: Controls ... Docking. В открывшемся окне в строке «Correlation Type» выбирают «Shape+Electro+DARS» и нажимают кнопку «Activate».

Докинг выбранных молекул занимает около трех минут, после чего на экране появятся лучшие 500 конформаций комплекса, ранжированные от более вероятной к менее вероятной.

4. Переходят во вкладку «File» и сохраняют первые 10 структур: File ... Save ... Range.

5. Повторяют шаги 2–4 с файлами «1egfr.pdb» и «1tgf.pdb».

6. Полученные в ходе докинга и сохраненные PDB-файлы открывают в программе для визуализации структур. Среди лучших 10 моделей каждого комплекса



выбирают ту, структура которой в большей степени соответствует нативному комплексу эпидермального фактора роста и его рецептора (файл «EGF-EGFR.pdb»).

7. Переходят на сайт <https://wenmr.science.uu.nl/prodigy/> и в открывшемся окне загружают выбранную на предыдущем этапе наиболее вероятную структуру комплекса «EGF-EGFR». Вводят значение температуры «37 °C» и нажимают кнопку «Submit Prodigy». В открывшемся окне находят рассчитанные алгоритмом значения  $\Delta G$  (ккал/моль) и  $K_d$  при 37,0 °C и записывают их в табл. 22. Повторяют данный шаг для наиболее вероятной структуры комплекса «TGF- $\alpha$ -EGFR» и анализируют полученные результаты.

Таблица 22

Рассчитанные величины  $\Delta G$  (ккал/моль) и  $K_d$  при 37,0 °C для моделей комплексов эпидермального фактора роста и трансформирующего фактора роста альфа с рецептором эпидермального фактора роста

Комплекс	EGF-EGFR	TGF- $\alpha$ -EGFR
$\Delta G$ , ккал/моль		
$K_d$		

#### Вопросы для обсуждения:

1. Можно ли предполагать на основании полученных результатов, что TGF- $\alpha$  является агонистом EGFR?

2. Какой тип докинга осуществляет алгоритм Hex 8.0.0: гибкий или жесткий?

3. Почему в алгоритме PRODIGY одним из исходных параметров является температура?

**Вывод:** расчетная свободная энергия Гиббса для комплекса EGF-EGFR \_\_\_\_\_, чем для комплекса TGF- $\alpha$ -EGFR. Исходя из этого, эпидермальный фактор роста обладает \_\_\_\_\_ аффинностью к рецептору эпидермального фактора роста, чем трансформирующий фактор роста альфа.

### 9.3 ДИЗАЙН ПЕПТИДНЫХ ПРЕПАРАТОВ С ПОМОЩЬЮ МАКРОМОЛЕКУЛЯРНОГО ДОКИНГА

**Лабораторная работа.** Поиск блокатора подмембранного домена гемагглютинаина вируса гриппа H1N1 методом макромолекулярного докинга.

**Цель работы:** найти трипептид, отличающийся наибольшей аффинностью к подмембранному домену гемагглютинаина.

**Материалы и оборудование:** PDB-файл со структурой подмембранного домена гемагглютинаина вируса гриппа H1N1, набор моделей трипептидов с формилированным и ацетилированным N-концом, для проведения докинга используется программа Hex 8.0.0, для визуализации полученных комплексных структур — RasMol (PyMOL или другой аналог), для расчета  $\Delta G$  (ккал/моль) и  $K_d$  при 37,0 °C — алгоритм PRODIGY, доступный по ссылке <https://wenmr.science.uu.nl/prodigy/>.

## Ход работы

1. Группа разбивается на четыре малые группы. Исходя из известной аминокислотной последовательности подмембранного домена гемагглютинина вируса гриппа H1N1 (FWMCSNGSLQCRICI) каждая группа делает предположение о том, какой именно трипептид должен обладать к ней наибольшим сродством. В наборе есть трипептиды с формилированным и с ацетилированным N-концом. Количество возможных аминокислотных остатков ограничено следующими: H, T, S, D, Q, N, G.

2. Открывают программу Hex 8.0.0 и загружают структуру рецептора (WI14.pdb) и лиганда, докинг которого необходимо провести.

Для загрузки структуры рецептора переходят во вкладку «File» и выбирают: File ... Open ... Receptor. В открывшемся окне выбирают файл «WI14.pdb» и нажимают кнопку «ОК».

Для загрузки структуры лиганда снова переходят во вкладку «File» и выбирают: File ... Open ... Ligand. В открывшемся окне выбирают файл (название файла соответствует аминокислотной последовательности: файл «AcNQD.pdb», например, представляет собой ацетилированный трипептид Asn-Gln-Asp, а файл «fHTS.pdb» — формилированный трипептид His-Thr-Ser) и нажимают кнопку «ОК».

3. Запускают докинг рецептора и лиганда, которые были загружены. Для этого переходят во вкладку «Controls» и выбирают: Controls ... Docking. В открывшемся окне в строке «Correlation Type» выбирают «Shape+Electro+DARS» и нажимают кнопку «Activate».

Докинг выбранных молекул занимает около трех минут, после чего на экране появятся лучшие 500 конформаций комплекса, ранжированные от более вероятной к менее вероятной.

4. Переходят во вкладку «File» и сохраняют первую структуру: File ... Save ... Range.

5. Повторяют шаги 2–4 с остальными файлами моделей трипептидов и рецептора.

6. Переходят на сайт <https://wenmr.science.uu.nl/prodigy/> и в открывшемся окне загружают полученную на предыдущем этапе модель комплекса трипептида и подмембранного домена. Вводят значение температуры «37 °C» и нажимают кнопку «Submit Prodigy». В открывшемся окне находят рассчитанные алгоритмом значения  $\Delta G$  (ккал/моль) и  $K_d$  при 37,0 °C и записывают их в табл. 23. Повторяют данный шаг для моделей остальных комплексов и анализируют полученные результаты.

Таблица 23

**Рассчитанные величины  $\Delta G$  (ккал/моль) и  $K_d$  при 37,0 °C для моделей комплексов подмембранного домена гемагглютинина вируса гриппа H1N1 и четырех трипептидов**

Комплекс				
$\Delta G$ , ккал/моль				
$K_d$				

**Вопросы для обсуждения:**

1. Каким зарядом должен обладать подмембранный домен гемагглютина вируса гриппа при  $pH = 7,4$ , судя по его аминокислотной последовательности?

2. Как влияет на заряд трипептида формилирование или ацетилирование его N-конца?

3. Какие именно связи образуются на моделях комплексов исследованных трипептидов с подмембранным доменом гемагглютина?

**Вывод:** среди четырех протестированных трипептидов наибольшим сродством к подмембранному домену гемагглютина H1N1 обладает \_\_\_\_\_, что можно объяснить \_\_\_\_\_.

\_\_\_\_\_.

## РУБРИКАЦИЯ КОЛЛОКВИУМА ПО ДИСЦИПЛИНЕ «МЕДИЦИНСКАЯ ХИМИЯ»

### *Задачи и уравнения химических реакций*

1. Способы выражения состава раствора.
2. Реакции комплексообразования.
3. Титриметрический анализ.
4. Окислительно-восстановительные процессы.
5. Коллигативные свойства растворов. Теория слабых электролитов.
6. Основы химической термодинамики. Закон Гесса.
7. Химическая кинетика. Теория активных соударений Аррениуса.
8. pH в водных растворах.
9. pH в буферных растворах.
10. Строение частиц коллоидных растворов.

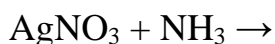
### *Теоретические вопросы*

11. Теоретические основы титриметрического метода анализа.
12. Осмос и осмотическое давление.
13. pH физиологических жидкостей.
14. Буферные системы организма.
15. Гетерогенные равновесия.
16. Законы термодинамики, молекулярный докинг.
17. Электрохимия.
18. Поверхностные явления.
19. Коллоидные растворы.
20. Растворы белков.

## ПРИМЕРЫ ЗАДАНИЙ НА КОЛЛОКВИУМЕ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «МЕДИЦИНСКАЯ ХИМИЯ»

1. Найдите массу  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , которая необходима для приготовления 150 мл раствора сульфата натрия с молярной концентрацией 0,04 моль/л.

2. Напишите реакцию комплексообразования в молекулярной и ионной форме:



3. Раствор щавелевой кислоты оттитровали с помощью 0,1М раствора гидроксида натрия в присутствии фенолфталеина. На титрование 10 мл раствора щавелевой кислоты ушло 12,5 мл раствора титранта. Найдите нормальность раствора щавелевой кислоты.

4. Закончите окислительно-восстановительную реакцию и расставьте коэффициенты в ней методом электронно-ионного баланса (методом полуреакций):



5. Температура замерзания раствора, приготовленного путем растворения 10 г пропановой кислоты ( $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ ) в 100 г воды, равна  $-2,54^\circ\text{C}$ . Рассчитайте константу диссоциации пропановой кислоты, если плотность полученного раствора равна 1,03 г/мл. Криоскопическая константа воды равна  $1,86 \text{ K}\cdot\text{кг/моль}$ .

6. Определите  $\Delta H_f^0$  реакции между сероводородом и кислородом (в молярном соотношении 2:1, соответственно).  $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{S}) = -20,6 \text{ кДж/моль}$ ,  $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}) = -285,8 \text{ кДж/моль}$ .

7. Во сколько раз повысится скорость реакции при повышении температуры от 20 до  $50^\circ\text{C}$ , если предэкспоненциальный множитель в уравнении Аррениуса остался прежним, а энергия активации равна 20 кДж/моль.

8. рК плавиковой кислоты (HF) равен 3,17. Найдите рН в растворе плавиковой кислоты с массовой долей HF, равной 0,01%. Плотность раствора равна 1,01 г/мл.

9. Определите рН в растворе, полученном в результате добавления 10 мл 0,05М раствора NaOH к 50 мл 0,15М раствора уксусной кислоты. рК для уксусной кислоты равно 4,75.

10. Напишите схему строения мицеллы золя, полученного при добавлении к избытку раствора KCl одной капли раствора  $\text{AgNO}_3$ .

11. Вещество, с использованием которого определяют концентрацию титранта перед титрованием, называется \_\_\_\_\_.

12. Наибольший вклад в осмотическое давление плазмы крови вносят катионы \_\_\_\_\_.

13. рН желудочного сока в норме находится в пределах: \_\_\_\_\_.

14. Для эффективного поддержания рН на уровне 5,0 необходимо использовать буфер с рК слабой кислоты в пределах от \_\_\_\_\_ до \_\_\_\_\_.

15. Термодинамическая константа растворимости — это произведение \_\_\_\_\_ катионов и анионов в степенях, равных коэффициентам в уравнении электролитической диссоциации данного электролита.

16. Уравнение Больцмана, отражающее статистическую трактовку 2-го закона термодинамики: \_\_\_\_\_.

17. Среди катионов металлов из ПА подгруппы периодической системы наименее подвижными в водном растворе являются катионы \_\_\_\_\_.

18. Приведите 3 примера поверхностно-активных веществ.

19. Коллоидный раствор обладает \_\_\_\_\_, но не \_\_\_\_\_ устойчивостью.

20. Заряд белка с  $pI = 4,5$  в растворе с  $pH = 7,4$  составляет \_\_\_\_\_.

## ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЗАЧЕТУ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «МЕДИЦИНСКАЯ ХИМИЯ»

1. Цель и задачи медицинской химии. Роль химии в развитии медицинской науки и практического здравоохранения. Учение В.И. Вернадского о биосфере. Макро- и микроэлементы в окружающей среде и организме человека. Связь эндемических заболеваний с особенностями биогеохимических провинций.

2. Вода как универсальный растворитель в биосистемах. Физико-химические свойства воды, обуславливающие ее роль в процессах жизнедеятельности. Термодинамика растворения. Энтальпийный и энтропийный факторы и их связь с механизмом растворения. Идеальные растворы.

3. Понятие о растворимости твердых веществ, жидкостей и газов в жидкостях, ее зависимость от различных факторов. Законы Генри и Дальтона. Влияние электролитов на растворимость газов, жидкостей и твердых веществ. Растворимость газов в крови.

4. Гетерогенные равновесия в системе «насыщенный раствор – осадок малорастворимого электролита». Константа растворимости (термодинамическая, концентрационная). Условия образования и растворения осадков. Совмещенные однотипные и разнотипные конкурирующие химические равновесия в гетерогенных системах.

5. Процессы образования костной ткани, строение гидроксиапатита. Гетерогенные равновесия в жизнедеятельности организма человека: образование конкрементов при почечно-каменной и желчно-каменной болезнях, способы лечения и профилактики.

6. Способы выражения состава раствора: молярная концентрация, молярность, массовая доля, мольная доля. Расчеты в объемно-аналитических определениях. Принцип эквивалентности. Понятие химического эквивалента. Фактор эквивалентности. Молярная масса эквивалента. Количество вещества эквивалента. Молярная концентрация эквивалента. Закон эквивалентов.

7. Классификация титриметрических методов анализа. Основные способы титрования в объемном анализе. Общая характеристика методов кислотно-основного титрования: титранты и их стандартизация, фиксирование точки эквивалентности. Выбор индикатора. Значение титриметрического анализа в медико-биологических исследованиях.

8. Элементы теории растворов слабых электролитов. Константа ионизации слабого электролита. Закон разведения Оствальда. Основные положения теории сильных электролитов. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора как физиологическая константа.

9. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН) как количественная мера активной кислотности и щелочности. Виды кислотности биологических жидкостей. Кислотно-основные индикаторы. Колориметрические методы измерения рН. Интервал значений рН важнейших биологических жидкостей в зависимости от возраста.

10. Основные положения протолитической теории кислот и оснований. Молекулярные и ионные кислоты и основания. Сопряженная протолитическая пара. Классификация растворителей: протогенные, протофильные, амфипротонные. Вода как амфипротонный растворитель. Реакции нейтрализации, гидролиза, ионизации с точки зрения протолитической теории. Гидролиз аденозинтрифосфорной кислоты (АТФ) как универсальный источник энергии в организме.

11. Теория кислот и оснований Льюиса. Реакции нейтрализации, гидролиза, ионизации, образование и стабильность комплексных соединений с точки зрения теории Льюиса.

12. Прогнозирование направления окислительно-восстановительных процессов по стандартной энергии Гиббса и по величинам окислительно-восстановительных потенциалов. Электронно-ионный метод уравнения окислительно-восстановительных реакций. Общая характеристика методов окислительно-восстановительного титрования.

13. Метод перманганатометрии: титранты и их стандартизация, фиксирование точки эквивалентности. Метод йодометрии: титранты и их стандартизация, фиксирование точки эквивалентности, определение окислителей и восстановителей.

14. Коллигативные свойства разбавленных растворов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Полупроницаемые мембраны в организме. Осмолярность и осмоляльность биологических жидкостей и перфузионных растворов. Осмотическое давление плазмы крови. Распределение воды в организме между клетками и внеклеточной жидкостью. Плазмолиз и гемолиз. Гипо-, гипер- и изотонические растворы в медицине. Коллоидно-осмотическое (онкотическое) давление плазмы крови. Распределение воды в организме между сосудистым руслом и межклеточным пространством. Особенности регуляции водно-электролитного баланса в зависимости от возраста.

15. Законы Рауля: снижение давления насыщенного пара над раствором, повышение температуры кипения и понижение температуры его замерзания по сравнению с чистым растворителем. Криоскопия. Эбуллиоскопия.

16. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа, его физический смысл.

17. Классификация буферных систем и механизм их действия: равновесие между процессами электролитической диссоциации и гидролиза в паре сопряженной кислоты и основания. Расчет рН буферных систем по уравнению Гендерсона-Гассельбаха. Буферная емкость, факторы влияющие на ее величину. Буферные системы крови: гидрокарбонатная, гемоглобиновая, фосфатная и белковая. Понятие о кислотно-щелочном равновесии в биологических жидкостях. Респираторный и метаболический ацидоз и ацидемия, алкалоз и алкалемия у детей разного возраста.

18. Предмет и задачи химической кинетики. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов. Реакции простые и сложные, гомогенные и гетерогенные. Скорость гомогенных химических реакций и методы ее измерения.



19. Зависимость скорости реакции от концентрации. Кинетические уравнения. Константа скорости реакции. Порядок реакции. Закон действующих масс для скорости реакции. Кинетические уравнения реакций нулевого, 1-го и 2-го порядков. Период полупревращения: важность показателя для фармакологии и анестезиологии. Молекулярность реакций. Кинетический метод определения активности ферментов в сыворотке крови: диагностическая ценность, область применения.

20. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции. Энергетические диаграммы экзо- и эндотермических реакций. Энергетический барьер реакции. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Понятие о теориях активных соударений и переходного состояния. Основы методов вычислительной химии, позволяющих предсказывать строение переходного комплекса.

21. Понятие о кинетике сложных реакций: параллельных, последовательных, сопряженных, обратимых, цепных. Фотохимические реакции.

22. Механизм гомогенного и гетерогенного катализа. Энергетическая диаграмма каталитической реакции. Ферменты как биологические катализаторы, особенности их действия. Общая схема действия ферментов. Ферменты как мишени для разработки лекарственных средств. Строение активных центров металлоферментов. Понятие об изоморфном замещении, металлотоксикозах.

23. Современные представления о природе химической связи. Понятие о методе валентных связей. Представление о методе молекулярных орбиталей. Трехмерное строение молекул. Дипольные моменты и полярность молекул. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.

24. Координационная теория Вернера. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Внутриккомплексные соединения. Хелаты. Реакции комплексообразования. Константы нестойкости и устойчивости комплексов. Разрушение комплексных соединений. Характер связи в комплексах с точки зрения метода валентных связей. Комплексообразующая способность s-, p- и d-элементов. Дентатность лигандов. Биолиганды. Применение комплексных соединений в медицине. Цитотоксическое действие комплексов платины.

25. Электродные и окислительно-восстановительные потенциалы. Механизм возникновения электродного потенциала. Уравнение Нернста. Уравнение Нернста-Петерса. Стандартный водородный электрод. Измерение электродных потенциалов. Химические и концентрационные гальванические элементы. Расчеты электродвижущей силы.

26. Электроды сравнения и определения. Хлорсеребряный электрод. Ионоселективные электроды: стеклянный электрод. Устройство рН-метра. Потенциометрическое титрование, его сущность и использование в количественном анализе и медико-биологических исследованиях.

27. Жидкости и ткани организма как проводники второго рода. Удельная и молярная электрическая проводимости, их изменение с концентрацией раствора. Предельная молярная электрическая проводимость. Абсолютная скорость движения и подвижность ионов. Закон Кольрауша.

28. Кондуктометрия. Кондуктометрическое титрование, его сущность и использование в количественном анализе и медико-биологических исследованиях. Электрическая проводимость биологических жидкостей и тканей в норме и патологии.

29. Поверхностные явления и их значение в биологии и медицине. Поверхностная энергия и поверхностное натяжение. Поверхностно-активные и поверхностно-инактивные вещества. Изотерма поверхностного натяжения. Поверхностная активность. Правило Дюкло-Траубе. Адсорбция на границе раздела жидкость – газ и жидкость – жидкость. Уравнение Гиббса. Ориентация молекул в поверхностном слое. Структура биологических мембран.

30. Адсорбция на границе раздела твердое тело – газ и твердое тело – жидкость (раствор). Уравнения Ленгмюра и Фрейндлиха. Мономолекулярная и полимолекулярная адсорбция. Изотермы полимолекулярной адсорбции на твердой фазе. Основы иммуноферментного анализа. Хемосорбция. Адсорбция сильных электролитов (эквивалентная, избирательная, обменная). Значение адсорбционных процессов в биосистемах. Понятие об адсорбционной терапии. Иониты, их применение в медицине.

31. Классификация хроматографических методов анализа по доминирующему механизму разделения веществ и по агрегатному состоянию фаз. Адсорбционная, распределительная, эксклюзионная (гель-фильтрация), ионообменная и аффинная (биоспецифическая) хроматография: принцип методов и их особенности. Особенности высокоэффективной жидкостной хроматографии (ВЭЖХ) и газовой хроматографии, используемые детекторы. Применение хроматографических методов в медицине и биологии.

32. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности, по агрегатному состоянию фаз, по силе взаимодействия между дисперсной фазой и дисперсионной средой. Коллоидные растворы. Методы получения и очистки коллоидных растворов. Фильтрация, диализ, электродиализ, ультрафильтрация. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных растворов: броуновское движение, диффузия, осмотическое давление. Ультрацентрифугирование. Оптические свойства дисперсных систем. Эффект Фарадея-Гиндаля. Уравнение Рэлея. Электрические свойства дисперсных систем. Электрофорез и электроосмос. Заряд и строение двойного электрического слоя коллоидной частицы. Строение мицелл.

33. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных растворов. Коагуляция. Порог коагуляции. Правило Шульце-Гарди. Явление привыкания. Взаимная коагуляция. Понятие о теориях коагуляции. Пептизация. Коллоидная защита. Медико-биологическая роль процессов коагуляции, пептизации и коллоидной защиты.

34. Классификация и общие свойства грубодисперсных систем. Особенности молекулярно-кинетических и электрических свойств аэрозолей. Использование аэрозолей в медицине. Аэрозоли промышленного происхождения как причина возникновения заболеваний легких (силикоз, антракоз, алюминоз).

35. Способы получения и стабилизации суспензий. Молекулярно-кинетические и оптические свойства суспензий по сравнению с коллоидными растворами. Седиментационная и агрегативная устойчивость. Высококонцентрированные суспензии (пасты).

36. Методы получения и свойства эмульсий. Устойчивость эмульсий. Эмульгаторы, их природа и механизм действия. Определение типа эмульсий. Обращение фаз эмульсий. Разрушение эмульсий. Эмульсии как лекарственная форма.

37. Коллоидные поверхностно-активные вещества (ПАВ): мыла, детергенты. Мицеллообразование в растворах коллоидных ПАВ. Критическая концентрация мицеллообразования. Явление солюбилизации. Липосомы.

38. Классификация биополимеров. Химическое строение и пространственная форма макромолекул. Понятие о структуре биополимеров: белков, нуклеиновых кислот, полимерных углеводов, липидов, их комплексов. Типы связей в биополимерах. Спектральные методы изучения структуры биополимеров и их водных растворов: инфракрасная спектроскопия, спектроскопия кругового дихроизма, спектрофлуориметрия, рамановская спектроскопия, рентгеноструктурный анализ, ядерно-магнитный резонанс.

39. Механизм набухания и растворения биополимеров, влияние различных факторов на степень набухания. Вязкость растворов биополимеров. Уравнение Штаудингера и Марка-Хаувинка-Куна. Вязкость крови и других биологических жидкостей как диагностический показатель.

40. Понятие о полиэлектролитах, изоэлектрическая точка биополимера, методы ее расчета и измерения. Коллигативные свойства растворов высокомолекулярных соединений (ВМС). Уравнение Галлера.

41. Устойчивость растворов биополимеров и факторы, ее определяющие. Застудневание. Высаливание. Коацервация. Студни. Диффузия в студнях. Свойства студней: синерезис и тиксотропия.

42. Электрофорез белков и нуклеиновых кислот, фокусирование изоэлектрической точки. Применение электрофореза в диагностике гемоглинопатий, в качественном и количественном анализе протеомов.

43. Предмет и задачи химической термодинамики. Химическая термодинамика как основа биоэнергетики и медицинской химии. Системы: изолированные, закрытые, открытые. Понятие о фазе: гомогенные и гетерогенные системы. Процессы: изохорные, изобарные, изотермические, адиабатные.

44. Внутренняя энергия. Теплота и работа — две формы передачи энергии. Первый закон термодинамики. Изобарный и изохорный тепловые эффекты. Энтальпия.

45. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Стандартные теплоты образования и сгорания. Термохимические расчеты и их использование для энергетической характеристики биохимических процессов.

46. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии. Калорийность основных составных частей пищи и некоторых пищевых продуктов.

Расход энергии при различных режимах двигательной активности в зависимости от возраста.

47. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. Термодинамически обратимые и необратимые процессы. Статистическое и термодинамическое толкование энтропии. Второй закон термодинамики. Расчёт стандартной энтропии на основании экспериментальных данных о зависимости теплоемкости вещества от температуры. Критерии самопроизвольного протекания процессов и равновесного состояния изолированных систем.

48. Объединенное уравнение первого и второго законов термодинамики. Энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал). Энтальпийный и энтропийный факторы. Критерии самопроизвольного протекания процессов и равновесного состояния неизолированных систем. Экзо- и эндоэргонические процессы в организме. Принцип энергетического сопряжения.

49. Понятие о химическом равновесии. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия при изменении температуры, давления и концентрации. Принцип Ле-Шателье. Уравнения изотермы и изобары химической реакции.

50. Использование термодинамических расчетов согласно закону Гесса, второму закону термодинамики и объединенному уравнению первого и второго законов термодинамики в молекулярном и макромолекулярном докинге. Основы дизайна лекарственных соединений в рамках установления характера лиганд-рецепторных взаимоотношений согласно принципу минимума свободной энергии. Расчет константы ингибирования. Понятие о квантовохимических расчетах, позволяющих создавать реалистические модели лигандов и рецепторов для использования в молекулярном и макромолекулярном докинге.

## СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

### *Основная*

1. *Ткачѳв, С. В.* Общая химия : учеб. пособие / С. В. Ткачѳв, В. В. Хрусталѳв. Минск : Вышэйшая школа, 2020. 495 с.

### *Дополнительная*

2. *Болтromeюк, В. В.* Общая химия / В. В. Болтromeюк. Гродно : ГрГМУ, 2020. 576 с.

3. *Коллоквиум по медицинской химии* : сборник заданий / В. В. Хрусталев [и др.]. Минск : БГМУ, 2023. 39 с.

4. *Лабораторные работы по медицинской химии* : практикум / В. В. Хрусталев [и др.] Минск : БГМУ, 2023. 47 с.

5. *Химия элементов для провизоров* / Е. В. Барковский [и др.]. Минск : БГМУ, 2018. 212 с.

6. *Химическая термодинамика и кинетика для провизоров* / Е. В. Барковский [и др.]. Минск : БГМУ, 2018. 274 с.

7. *Медицинская химия* : учеб. / В. А. Калибабчук [и др. ] ; под ред. В. А. Калибабчук. 3-е изд., испр. Медицина, 2017. 400 с.

## ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	3
Часть 1. Введение в медицинскую химию.....	4
Занятие 1.....	4
1.1 Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.....	4
1.2 Знакомство с лабораторной посудой.....	5
Часть 2. Введение в координационную химию.....	8
Занятие 2.....	8
2.1 Получение комплексных соединений.....	8
2.2 Применение комплексных соединений в качественном анализе.....	9
Часть 3. Основы химической термодинамики и кинетики.....	11
Занятие 3.....	11
3.1 Химическая термодинамика.....	11
Занятие 4.....	13
3.2 Химическая кинетика.....	13
Часть 4. Термодинамика водных растворов.....	15
Занятие 5.....	15
4.1 Коллигативные свойства растворов.....	15
Занятие 6.....	16
4.2 Кислотность биологических жидкостей.....	16
Занятие 7.....	18
4.3 Буферные системы.....	18
Часть 5. Основы титриметрического анализа.....	20
Занятие 8.....	20
5.1 Кислотно-основное титрование.....	20
Часть 6. Электрохимия, окислительно-восстановительные процессы.....	21
Занятие 9.....	21
6.1 Потенциометрия.....	21
Занятие 10.....	24
6.2 Кондуктометрия.....	24
Часть 7. Поверхностные явления.....	26
Занятие 11.....	26
7.1 Гетерогенные равновесия.....	26
Занятие 12.....	29
7.2 Поверхностное натяжение.....	29
Занятие 13.....	31
7.3 Хроматография.....	31

Часть 8. Физическая химия дисперсных систем .....	35
Занятие 14.....	35
8.1 Получение коллоидных растворов .....	35
Занятие 15.....	37
8.2 Коагуляция коллоидных растворов.....	37
Часть 9. Физическая химия биополимеров.....	38
Занятие 16.....	38
9.1 Физическая химия растворов биополимеров .....	38
Занятие 17.....	40
9.2 Макромолекулярный докинг.....	40
9.3 Дизайн пептидных препаратов с помощью макромолекулярного докинга.....	41
Рубрикация коллоквиума по дисциплине «Медицинская химия».....	44
Примеры заданий на коллоквиуме по дисциплине «Медицинская химия» .....	45
Вопросы для подготовки к зачету по дисциплине «Медицинская химия».....	47
Список использованной литературы.....	53

Учебное издание

**Хрусталёв Владислав Викторович**  
**Хрусталёва Ольга Викторовна**  
**Латушко Татьяна Викторовна и др.**

# **ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО МЕДИЦИНСКОЙ ХИМИИ**

Практикум для студентов,  
обучающихся по специальности «Педиатрия»

Ответственный за выпуск В. В. Хрусталёв  
Компьютерный набор А. А. Акунович  
Компьютерная верстка А. В. Янушкевич

Подписано в печать 01.04.24. Формат 60×84/8. Бумага писчая «Снегурочка».

Ризография. Гарнитура «Times».

Усл. печ. л. 6,51. Уч.-изд. л. 2,79. Тираж 200 экз. Заказ 154.

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.