

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО МЕДИЦИНСКОЙ ХИМИИ

Практикум для студентов,
обучающихся по специальности «Лечебное дело»



Минск БГМУ 2025

УДК 54:61(076.5)(075.8)
ББК 24+5я73
Л12

Рекомендовано Научно-методическим советом университета в качестве
практикума 26.06.2025 г., протокол № 10

А в т о р ы: Н. Н. Ковганко, Т. В. Латушко, Т. В. Прохорова, О. В. Ачинович, В. В. По-
бойнев, А. А. Акуневич

Р е ц е н з е н т ы: канд. хим. наук, доц., зав. каф. органической химии Белорусского
государственного технологического университета С. Г. Михалёнок; каф. химии и методики
преподавания химии Белорусского государственного педагогического университета имени
Максима Танка

Лабораторные работы по медицинской химии : практикум для студентов, обучаю-
щихся по специальности «Лечебное дело» / Н. Н. Ковганко, Т. В. Латушко, Т. В. Про-
хорова [и др.]. – Минск : БГМУ, 2025. – 52 с.

ISBN 978-985-21-1989-4.

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 лечебного факультета, обучающихся по специальности
«Лечебное дело» по учебной дисциплине «Медицинская химия».

УДК 54:61(076.5)(075.8)
ББК 24+5я73

Учебное издание

Ковганко Николай Николаевич
Латушко Татьяна Викторовна
Прохорова Татьяна Владимировна и др.

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО МЕДИЦИНСКОЙ ХИМИИ

Практикум для студентов, обучающихся по специальности «Лечебное дело»

Ответственный за выпуск Н. Н. Ковганко
Компьютерный набор О. И. Смирновой
Компьютерная вёрстка Н. М. Федорцовой

Подписано в печать 31.07.25. Формат 60×84/8. Бумага писчая «Снегурочка».
Ризография. Гарнитура «Times».
Усл. печ. л. 6,04. Уч.-изд. л. 2,4. Тираж 601 экз. Заказ 591.

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.

ISBN 978-985-21-1989-4

© УО «Белорусский государственный
медицинский университет», 2025

ПРЕДИСЛОВИЕ

Практикум предназначен для студентов лечебного факультета, изучающих учебную дисциплину «Медицинская химия». Для каждого занятия приведены описание экспериментальной работы, техника проведения опытов. В вопросах к зачету обозначено практическое использование 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 отведённые места практикума, а затем проводить последующие расчёты.

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 поражённое место водой. Запрещается обрабатывать поражённый участок смоченным тампоном, так как при этом вещество ещё 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. Зажжённую 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. Загрязнённое ртутью место обезвреживают водным раствором хлорида железа (III) с массовой долей 20 % или засыпают серой.

13. При возникновении вспышки легко воспламеняющихся 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).

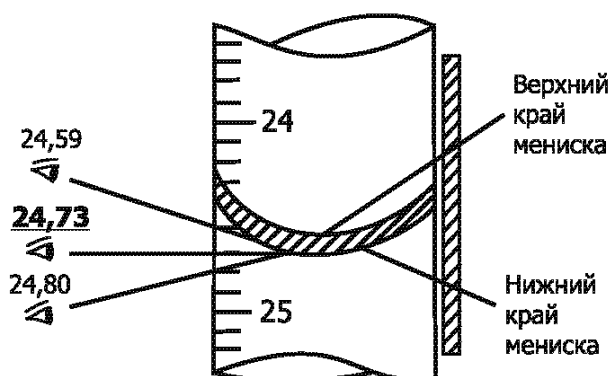


Рис. 1. Отсчеты по бюретке при различных положениях глаза (правильный результат подчеркнут)

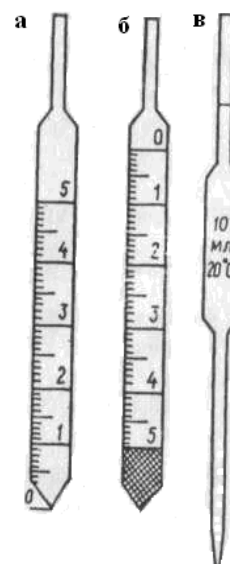


Рис. 2. Пипетки:
а, б — градуированные;
в — пипетка Мора

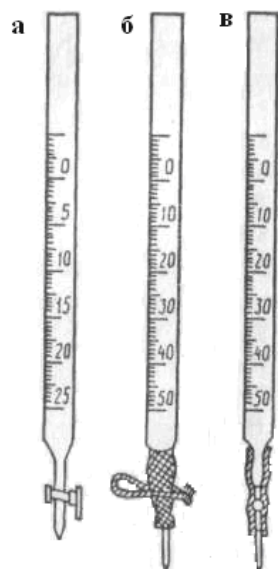


Рис. 3. Бюретки:

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

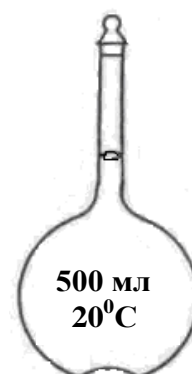


Рис. 4. Мерная колба

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 неё воздух и надевают на пипетку. Опускают пипетку до дна ёмкости 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 ёмкость, из которой производится ее отбор, до тех пор, пока нижний мениск жидкости не коснётся 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 ёмкости с водой, надевают на верхний конец пипетки пипетатор, путём подкручивания колёсика на пипетаторе заполняют пипетку водой до метки (по нижнему краю мениска). Затем переносят пипетку вместе с надетым на неё пипетатором в колбу и нажимают на рычаг пипетатора, а затем снимают его, касаются 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 (ещё 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 отсчёты 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 ещё два раза и вычисляют среднее арифметическое трёх полученных измерений. Вычисляют объем одной капли воды, вытекающей из бюретки, разделив полученное значение на 50.

$$V_{\text{одной капли}} = (\text{_____} + \text{_____} + \text{_____}) / (3 \cdot 50) = \text{_____} \text{ мл}$$

Вывод: освоены правила работы с мерной посудой, используемой в титриметрическом анализе. Определён 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 AlCl_3 , ZnSO_4 , NaOH и 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 AlCl_3 и в одну из пробирок с раствором ZnSO_4 . Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнения реакций образования гидроксокомплексов в «молекулярном», полном и сокращённом ионном виде, дают названия полученным соединениям.

$\text{AlCl}_3 +$

$\text{ZnSO}_4 +$

Добавляют по каплям концентрированный раствор аммиака в одну из пробирок с раствором AlCl_3 и в одну из пробирок с раствором ZnSO_4 . Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнения реакций в «молекулярном», полном и сокращённом ионном виде, дают названия полученным соединениям.

$\text{AlCl}_3 +$

$\text{ZnSO}_4 +$

Вывод: гидроксокомплексы с комплексообразователем Al^{3+} _____, чем амминокомплексы. Гидроксокомплексы с комплексообразователем Zn^{2+} _____, как амминокомплексы.

2.2. ПРИМЕНЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ В КАЧЕСТВЕННОМ АНАЛИЗЕ

Лабораторная работа. Химические свойства цианокомплексов.

Цель работы: изучить химические свойства жёлтой кровяной соли.

Реактивы и посуда: водные растворы $K_4[Fe(CN)_6]$, $Al_2(SO_4)_3$, H_2SO_4 , $ZnSO_4$, $CuSO_4$ и $FeCl_3$, 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 $Al_2(SO_4)_3$ и 1–2 капли раствора H_2SO_4 , выжидают несколько минут. Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнение реакции в «молекулярном», полном и сокращённом ионном виде, дают название полученному комплексному соединению.

$Al_2(SO_4)_3 +$

В одну из пробирок добавляют по каплям раствор $ZnSO_4$. Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнение реакции в «молекулярном», полном и сокращённом ионном виде, дают название полученному комплексному соединению.

$ZnSO_4 +$

В одну из пробирок добавляют по каплям раствор $CuSO_4$. Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнение реакции в «молекулярном», полном и сокращённом ионном виде, дают название полученному комплексному соединению.

$CuSO_4 +$

В одну из пробирок добавляют по каплям раствор $FeCl_3$. Описывают наблюдаемые изменения и приводят уравнение реакции в «молекулярном», полном и сокращённом ионном виде, дают название полученному комплексному соединению.

$FeCl_3 +$

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

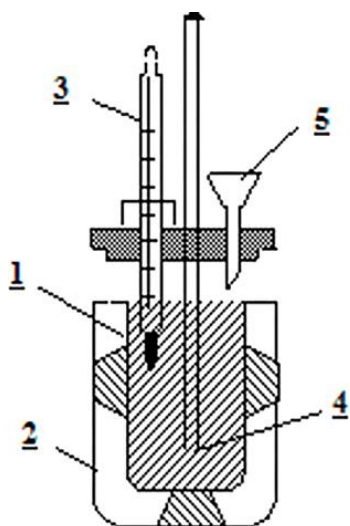


Рис. 5. Схема калориметра:
1 — стакан с раствором (реакционная камера); 2 — внешний сосуд (термоизолирующий материал); 3 — термометр; 4 — мешалка (стеклянная палочка); 5 — воронка

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.

Ход работы

В калориметрический стакан известной массы (_____ г) наливают 125 мл 1н раствора NaOH ($\rho_{\text{ш}} = 1,037$, 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 ($V_{\text{ш}}$), мл	125
Объем раствора HCl ($V_{\text{к}}$), мл	125
Температура раствора NaOH ($t_{\text{ш}}$), °С	
Температура раствора HCl ($t_{\text{к}}$), °С	
Начальная температура: $t_1 = 0,5(t_{\text{ш}} + t_{\text{к}})$, °С	
Температура после нейтрализации (t_2), °С	

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):

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

$C_1 = 0,752$ Дж/г · К — удельная теплоемкость стекла,

$C_2 = 4,182$ Дж/г · К — удельная теплоемкость раствора.

Рассчитывают теплоту нейтрализации, используя формулу:

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

где $\Delta t = t_2 - t_1$, = _____ °С; C — общая теплоёмкость калориметра; N — конечная концентрация раствора (0,5 моль/л); V — общий объем раствора (0,25 л).

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

Составляют термохимическое уравнение реакции нейтрализации:



$$Q = -\Delta H,$$

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

Вычисляют относительную погрешность опыта, если $\Delta H_{\text{теор.}} = -57,0$ кДж/моль. Относительная погрешность (%) равна:

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

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

3.2. 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- α — 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 расчёта ΔG (ккал/моль) и K_d при 37,0 °С — 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 ΔG (ккал/моль) и K_d при 37,0 °C и записывают их в табл. 2. Повторяют данный шаг для наиболее вероятной структуры комплекса «TGF- α -EGFR» и анализируют полученные результаты.

Таблица 2

Рассчитанные величины ΔG (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- α -EGFR
ΔG , ккал/моль		
K_d		

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

3.3. 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 ΔG (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 гемагглютинаина 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 и в открывшемся окне загружают полученную на предыдущем этапе модель комплекса трипептида и подмембранного домена. Вводят значение температуры «37 °С» и нажимают кнопку «Submit Prodigy». В открывшемся окне находят рассчитанные алгоритмом значения ΔG (ккал/моль) и K_d при 37,0 °С и записывают их в табл. 3. Повторяют данный шаг для моделей остальных комплексов и анализируют полученные результаты.

Таблица 3

Рассчитанные величины ΔG (ккал/моль) и K_d при 37,0 °С для моделей комплексов подмембранного домена гемагглютинина вируса гриппа H1N1 и четырех трипептидов

Комплекс				
ΔG , ккал/моль				
K_d				

Вывод: среди четырех протестированных трипептидов наибольшим сродством к подмембранному домену гемагглютинина H1N1 обладает _____, что можно объяснить _____

ЗАНЯТИЕ 4

3.4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

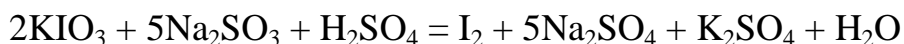
Лабораторная работа. Изучение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

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

Реактивы и посуда: 0,01М раствор Na_2SO_3 , 1%-ный раствор крахмала, 0,01М раствор KIO_3 в 0,25М растворе H_2SO_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 полуреакции 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 счёт 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 объёмах:

- в пробирку № 1 — 1 мл Na₂SO₃ и 0,25 мл крахмала;
- в пробирку № 2 — 0,5 мл Na₂SO₃, 0,5 мл H₂O и 0,25 мл крахмала;
- в пробирку № 3 — 0,25 мл Na₂SO₃, 0,75 мл H₂O и 0,25 мл крахмала.

В **другие** три пробирки вносят по 1 мл 0,01М раствора йодата калия (KIO₃) 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. 4.

Таблица 4

Результаты эксперимента

№ пробирки	Объемы исходных растворов, мл				Объем общий, мл	Конечная концентрация Na ₂ SO ₃ , С, моль/л	Время реакции (до появления синей окраски), t, с	Средняя скорость реакции, моль/л·с
	Na ₂ SO ₃ 0,01М	вода	крахмал	KIO ₃ 0,01М				
№ 1	1,00	–	0,25	1,00	2,25	C ₁ =	t ₁ =	v _{ср.1} =
№ 2	0,50	0,50	0,25	1,00	2,25	C ₂ =	t ₂ =	v _{ср.2} =
№ 3	0,25	0,75	0,25	1,00	2,25	C ₃ =	t ₃ =	v _{ср.3} =

Проводят расчёт конечной молярной концентрации сульфита натрия с учётом его разведения при сливании растворов по формуле и вносят результаты в табл. 5:

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

C₁(Na₂SO₃) = _____

C₂(Na₂SO₃) = _____

C₃(Na₂SO₃) = _____

Проводят расчёт средней скорости окисления сульфита натрия за измеренный интервал времени при различных его концентрациях по следующей формуле и вносят результаты в табл. 4:

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

v_{ср.1} = _____

v_{ср.2} = _____

v_{ср.3} = _____

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. 5.

Таблица 5

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		

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.

Реактивы и оборудование: исследуемые растворы № 1 и № 2, два стаканчика ёмкостью 50 мл, стеклянная палочка, универсальная индикаторная бумага, УЛК «Химия» в сборке для потенциометрии, портативный рН-метр, дистиллированная вода, фильтровальная бумага.

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. 6. Стеклянную палочку моют, протирают фильтровальной бумагой досуха и аналогичным образом определяют рН раствора № 2. Записывают полученные результаты в табл. 6.

Таблица 6

Результаты эксперимента

№ раствора	рН по универсальному индикатору	рН по потенциометру	рН по портативному рН-метру	[H ⁺], моль/л
1				
2				

Задание 2. Определение рН растворов № 1 и № 2 с помощью потенциометра.

Перед началом работы знакомятся с инструкцией к прибору. Исследуемый раствор наливают в чистый стаканчик, электроды 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 (электроддвижущую силу, В). Определив температуру раствора, находят значение потенциала хлорсеребряного электрода (электрода сравнения) при данной температуре по табл. 6. 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. 7, В).

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 приведённой ниже схеме.

Таблица 8

Результаты эксперимента

Номер раствора	1	2	3
Объем 0,1М раствора CH_3COOH , мл	9,0	5,0	1,0
Объем 0,1М раствора CH_3COONa , 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. 8: $\text{pH} = \text{pK}_d(\text{кислоты}) + \lg([\text{соль}]/[\text{кислота}])$, $\text{pK}_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$.

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

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

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

б) Экспериментальное определение рН раствора.

Измеряют рН в каждом растворе с помощью портативного рН-метра. Полученные значения рН записывают в табл. 9.

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. 9.

Таблица 9

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. 10.

Таблица 10

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.

ЧАСТЬ 5 ОСНОВЫ ТИТРИМЕТРИЧЕСКОГО АНАЛИЗА

ЗАНЯТИЕ 8

5.1. ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА. КИСЛОТНО-ОСНОВНОЕ ТИТРОВАНИЕ

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

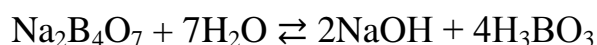
Цель работы: стандартизировать титрант (раствор соляной кислоты) по раствору первичного стандарта (тетрабората натрия).

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

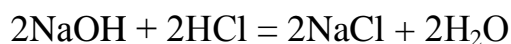
Реактивы: рабочий раствор соляной кислоты с приблизительным значением концентрации HCl 0,1 моль/л, раствор первичного стандарта $C_N(Na_2B_4O_7) = 0,1000$ моль/л, индикатор метилоранж.

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 $f_{\text{экв}}(Na_2B_4O_7) = 1/2$, $f_{\text{экв}}(HCl) = 1$, $M(HCl) = 36,5$ г/моль

Заполняют бюретку раствором HCl. В три конические колбы для титрования вносят пипеткой Мора по 10,0 мл раствора $Na_2B_4O_7$ и 1 каплю метилоранжа. Раствор становится жёлтым. Из бюретки добавляют по каплям раствор соляной кислоты и постоянно перемешивают раствор в колбе. Титрование заканчивают, когда жёлтая окраска индикатора переходит в оранжевую. Результат титрования записывают в табл. 11 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 до-

бавлении всего одной капли титранта происходит заметное изменение окраски, не исчезающее после перемешивания.

Таблица 11

Результаты эксперимента

Номер титрования	Первичный стандарт — $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$		Титрант — 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. $V_{\text{ср.}}(\text{HCl}) = (V_1 + V_2 + V_3) / 3 = (\text{_____} + \text{_____} + \text{_____}) / 3 = \text{_____}$ 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:

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

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

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

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 HCl :

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

ЗАНЯТИЕ 9

5.2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЕ ТИТРОВАНИЕ.

ПЕРМАНГНАТОМЕТРИЯ

Лабораторная работа. Определение массы вещества в заданном объёме раствора.

Цель работы: установить массу $\text{Fe}(\text{II})$ в заданном объёме анализируемого раствора FeSO_4 способом прямого титрования.

Оборудование: бюретка, пипетка Мора, мерный цилиндр, конические колбы для титрования, воронки, пипетаторы и резиновые груши.

Реактивы: анализируемый раствор FeSO_4 , раствор KMnO_4 с точно известной концентрацией 0,0500 М, 1М раствор серной кислоты.

Ход работы

Ионы Fe^{2+} легко окисляются ионами MnO_4^- без нагревания. В кислой среде реакция протекает по уравнению:



Полуреакции:

$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$		1
	5	
$\text{Fe}^{2+} - \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$		5

$$M(\text{Fe}^{2+}) = 56 \text{ г/моль}, f_{\text{экв}}(\text{FeSO}_4) = 1$$

$$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ г/моль}, f_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$$

$$n_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) = n_{\text{экв}}(\text{FeSO}_4)$$

$$C_N(\text{KMnO}_4) \cdot V(\text{KMnO}_4) = C_N(\text{FeSO}_4) \cdot V(\text{FeSO}_4)$$

Бюретку заполняют раствором KMnO_4 . Все отсчёты объёма раствора KMnO_4 проводят по верхнему краю мениска. В три конические колбы для титрования вносят с помощью мерного цилиндра по 10 мл раствора H_2SO_4 и с помощью пипетки Мора — по 10,00 мл анализируемого раствора FeSO_4 . Содержимое колб титруют при комнатной температуре раствором KMnO_4 до появления устойчивой бледно-розовой окраски, не исчезающей после добавления очередной капли раствора KMnO_4 . Результаты вносят в таблицу 12.

Таблица 12

Результаты эксперимента

Номер титрования	Титрант KMnO_4		Исследуемый раствор FeSO_4
	$C_N(\text{KMnO}_4)$, моль/л	$V(\text{KMnO}_4)$, мл	$V(\text{FeSO}_4)$, мл
1	0,0500		10,0
2	0,0500		10,0
3	0,0500		10,0

Обработка результатов эксперимента

1. $V_{\text{ср.}}(\text{KMnO}_4) = (V_1 + V_2 + V_3)/3 = (\underline{\quad} + \underline{\quad} + \underline{\quad})/3 = \underline{\quad}$ мл

2. $C_N(\text{Fe}^{2+}) = (C_N(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{ср.}}(\text{KMnO}_4)) / V(\text{Fe}^{2+}) = (\underline{\quad} \cdot \underline{\quad}) / \underline{\quad} = \underline{\quad}$ моль/л

3. $m(\text{Fe}^{2+}) = C_N(\text{Fe}^{2+}) \cdot M(\text{Fe}^{2+}) \cdot f_{\text{экв.}}(\text{FeSO}_4) \cdot V = \underline{\quad} \cdot \underline{\quad} \cdot \underline{\quad} \cdot \underline{\quad} = \underline{\quad}$ г

Вывод: методом перманганатометрии, способом прямого титрования, определили массу Fe^{2+} в заданном объеме ($\underline{\quad}$ мл). Масса ионов железа двухвалентного составила $\underline{\quad}$ мг.

ЧАСТЬ 6 ЭЛЕКТРОХИМИЯ

ЗАНЯТИЕ 10

6.1. ПОТЕНЦИОМЕТРИЯ

Лабораторная работа. 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

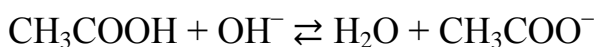
Задание 1. Определить концентрацию уксусной кислоты в растворе.

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. Стеклоанный 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 приведённой ниже формуле:

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

где Е — разность потенциалов (по результатам измерения, В), $\varphi_{\text{х.с.}}$ — потенциал хлорсеребряного электрода при данной температуре (табл. 7), В.

Далее раствор кислоты титруют, добавляя щелочь из бюретки порциями, объем которых указан в табл. 14. При этом протекает реакция:



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

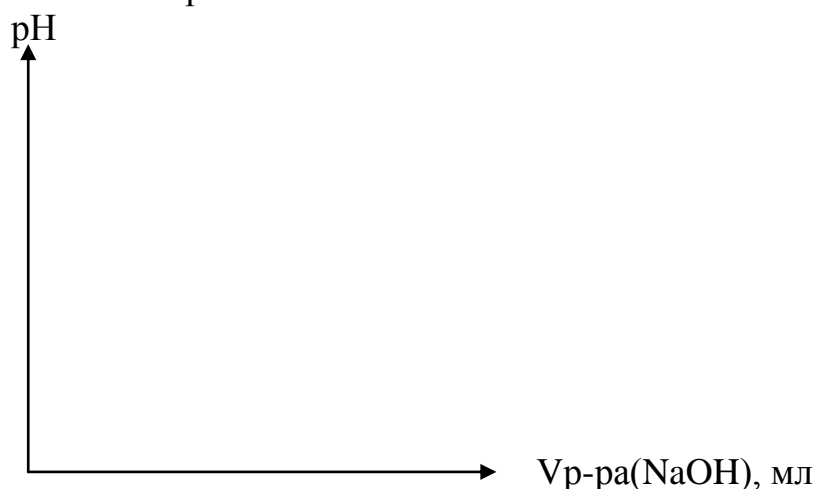
Таблица 13

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		

№ п/п	Объем каждой порции титранта, мл	Общий объем титранта по бюретке, мл	Разность потенциалов, В	рН раствора
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.

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

По закону эквивалентов рассчитывают концентрацию кислоты:

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

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 рН раствора. В данном случае 50 % кислоты прореагировало, в результате чего количество соли в растворе равно количеству кислоты.

$$C(\text{CH}_3\text{COOH}) = C(\text{CH}_3\text{COO}^-),$$

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

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

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

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 11

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⁻¹) при данной температуре и рассчитывают постоянную сосуда (K_c , см⁻¹) по формуле:

$$K_c = \kappa_{\text{КСl}} / L = \underline{\hspace{2cm}} \text{ См} \cdot \text{см}^{-1} / \underline{\hspace{2cm}} \text{ См} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ см}^{-1}.$$

Таблица 14

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

Температура, °С	Удельная электрическая проводимость κ , См·см ⁻¹
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⁻³ в моль·см⁻³, так как удельная электрическая проводимость (κ) выражена в См·см⁻¹, а молярная (λ_m) — в См·см²·моль⁻¹.

Рассчитывают удельную и молярную электрическую проводимость раствора уксусной кислоты:

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

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

Величину молярной электрической проводимости при бесконечном разбавлении (λ_m^0) для уксусной кислоты вычисляют по уравнению Кольрауша (значения подвижностей ионов H^+ и CH_3COO^- берут из табл. 15):

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

Таблица 15

Подвижность ионов H^+ и CH_3COO^- в зависимости от температуры

Температура, °С	Подвижность ионов U (См·см ² ·моль ⁻¹)	
	H^+	CH_3COO^-
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 (α) и константу диссоциации (K_d) уксусной кислоты:

$$\alpha(\text{CH}_3\text{COOH}) = \lambda_m / \lambda_m^0 = \text{_____} / \text{_____} = \text{_____},$$

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

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.

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

ЧАСТЬ 7 ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ

ЗАНЯТИЕ 12

7.1. ГЕТЕРОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ

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

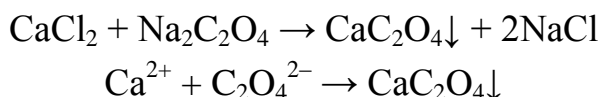
Цель работы: научиться получать гетерогенные системы «осадок–раствор» и провести экспериментальные исследования по смещению равновесия в гетерогенных системах «осадок–раствор».

Реактивы и оборудование: растворы CaCl_2 , $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, Na_2SO_4 , KCl , KI , AgNO_3 , NH_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, HCl , CH_3COOH ; пробирки.

Ход работы

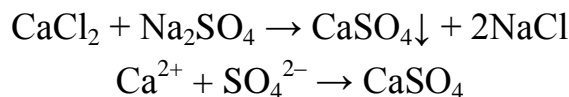
Задание 1. Изучить условие образования осадка малорастворимого сильного электролита.

В пробирку наливают 2 мл раствора 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 (CaC_2O_4) белого цвета.

В другую пробирку наливают 2 мл раствора CaCl_2 с концентрацией 0,01 моль/л. Добавляют 2 мл раствора Na_2SO_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
Ca^{2+} 0,01	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ 0,01			$2,30 \times 10^{-9}$	
Ca^{2+} 0,01	SO_4^{2-} 0,01			$2,35 \times 10^{-5}$	

Результаты эксперимента

Концентрации ионов после смешивания рассчитывают и вносят в табл. 18. 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:

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

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

Для того чтобы понять, почему в пробирке № 2 не образуется осадок, сравните с термодинамической константой растворимости произведение активностей (а не концентраций) ионов Ca^{2+} и 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 (Ca^{2+} , Na^+ , SO_4^{2-} , Cl^-).

$$I = \underline{\hspace{15cm}}$$

$$-\lg f_a = \underline{\hspace{15cm}}$$

$$f_a = \underline{\hspace{15cm}}$$

$$a = \underline{\hspace{15cm}}$$

Активность ионов Ca^{2+} и SO_4^{2-} в растворе составляет _____ моль/л, а произведение активностей равно _____.

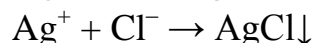
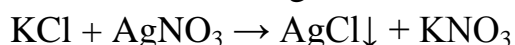
$$\underline{\hspace{10cm}} < 2,35 \times 10^{-5} \text{ (для осадка CaSO}_4\text{)}.$$

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

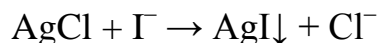
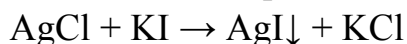
Задание 2. Изучить влияние конкурирующих равновесий на гетерогенное равновесие «осадок–раствор».

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

В пробирку наливают 2–3 капли раствора KCl и добавляют 2–3 капли раствора AgNO_3 . Образуется белый осадок AgCl .



К полученному осадку AgCl добавляют несколько капель раствора KI . Осадок приобретает желтый цвет за счет образования AgI .



Происходит смещение исходного гетерогенного равновесия в сторону образования осадка AgI желтого цвета.

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

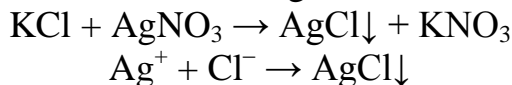
$$\text{Константа растворимости AgCl: } K_S^0(\text{AgCl}) = 1,8 \times 10^{-10}$$

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

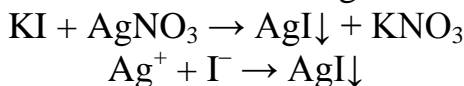
Вывод: Смещение исходного гетерогенного равновесия происходит в сторону _____.

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

В пробирку наливают 2–3 капли раствора KCl и добавляют 2–3 капли раствора AgNO₃. Образуется белый осадок AgCl.



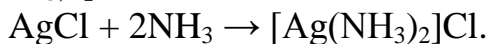
В другую пробирку наливают 2–3 капли раствора KI и добавляют 2–3 капли раствора AgNO₃. Образуется желтый осадок AgI.



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(NH₃)₂]⁺.

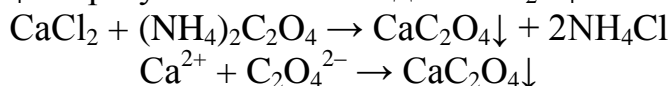


Вывод: Осадок AgI практически нерастворим в растворе аммиака, в отличие от осадка AgCl, потому что _____.

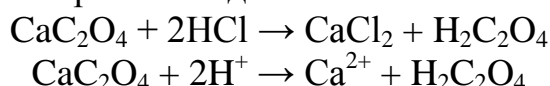
Опыт 3. Смещение гетерогенного равновесия в направлении образования слабой кислоты.

В двух пробирках получают осадок оксалата кальция CaC₂O₄.

В пробирку наливают 2–3 капли раствора CaCl₂ и добавляют 2–3 капли раствора (NH₄)₂C₂O₄. Образуется белый осадок CaC₂O₄.



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 (CH₃COOH).



Оксалат кальция практически нерастворим в уксусной кислоте.

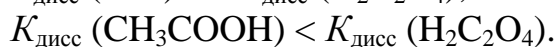
Константа диссоциации $K_{\text{дисс}}(\text{HCl}) = 1 \times 10^7$.

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



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

ЗАНЯТИЕ 13

7.2. ТЕОРИЯ АДСОРБЦИИ

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 C_2H_5OH , C_3H_7OH , C_4H_9OH , $C_5H_{11}OH$, 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 σ пропорционально плотности ρ и обратно пропорционально числу капель, которые вытекли из одного и того же объема.

Формула для определения поверхностного натяжения:

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

где σ и σ_{H_2O} — поверхностное натяжение исследуемой жидкости и воды; ρ и ρ_{H_2O} — плотности исследуемой жидкости и воды; n и n_{H_2O} — число капель исследуемой жидкости и воды.

Для разбавленных водных растворов $\rho \sim 1$ г/мл, тогда $\sigma = \sigma_{H_2O} \frac{n_{H_2O}}{n}$, где $\sigma_{H_2O} = 72,8$ мДж/м² 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_2O , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$, $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$.

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

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

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

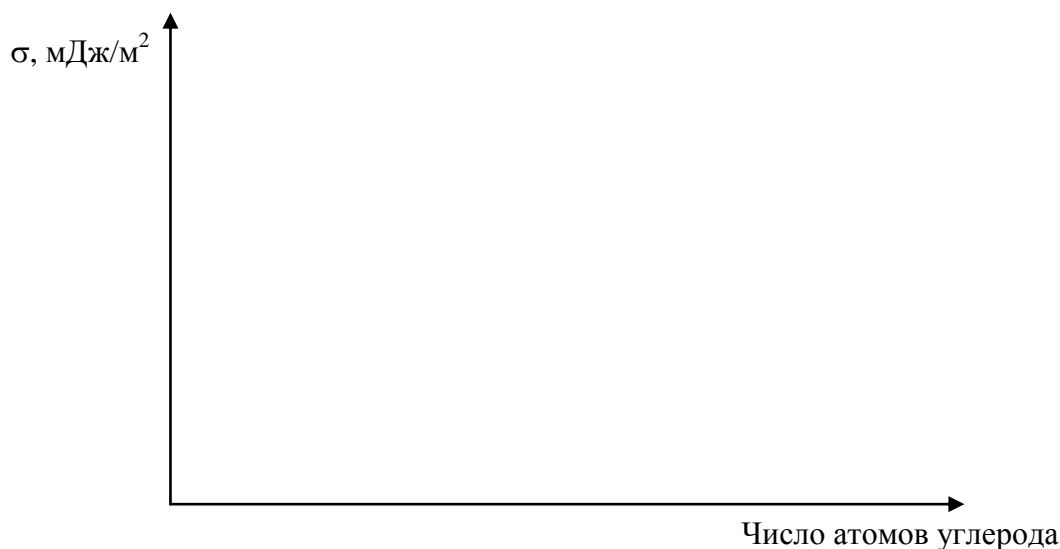
$$\sigma(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = (\underline{\hspace{2cm}} / \underline{\hspace{2cm}}) \times 72,8 \text{ мДж/м}^2 = \underline{\hspace{2cm}}.$$

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

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

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

Строят кривую зависимости σ от числа углеродных атомов в молекулах спиртов (число атомов С).



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

ЗАНЯТИЕ 14

7.3. ХРОМАТОГРАФИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА

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 трипфтофан 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.

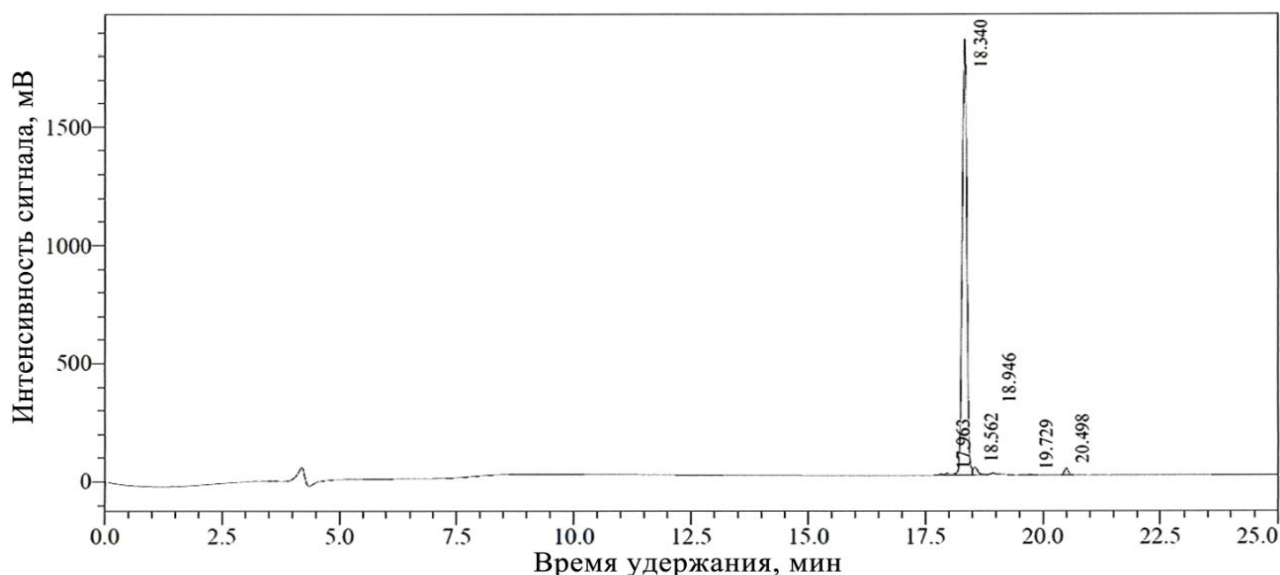


Рис. 6. Хроматограмма пептида DT19Y. Данные о градиенте элюента: в начале элюции — 95 % ацетонитрила и 5 % воды; на 25-й минуте — 35 % ацетонитрила и 65 % воды

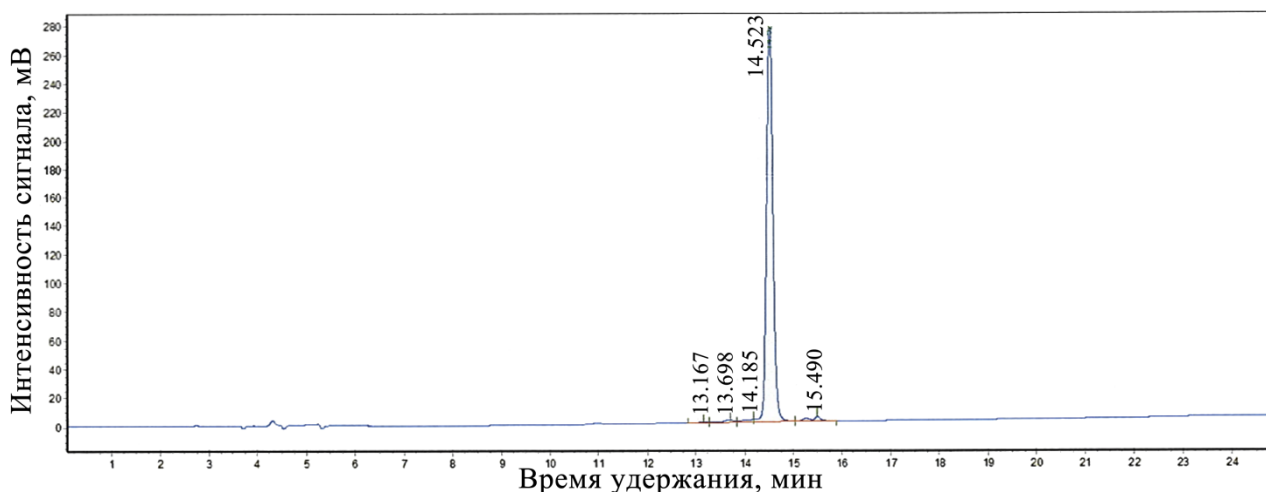


Рис. 7. Хроматограмма пептида DT19W. Данные о градиенте элюента: в начале элюции — 33 % ацетонитрила и 67 % воды; на 25-й минуте — 58 % ацетонитрила и 42 % воды

Характеристика пиков на хроматограммах пептида DT19Y и пептида DT19W приведена в табл. 17 и 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.

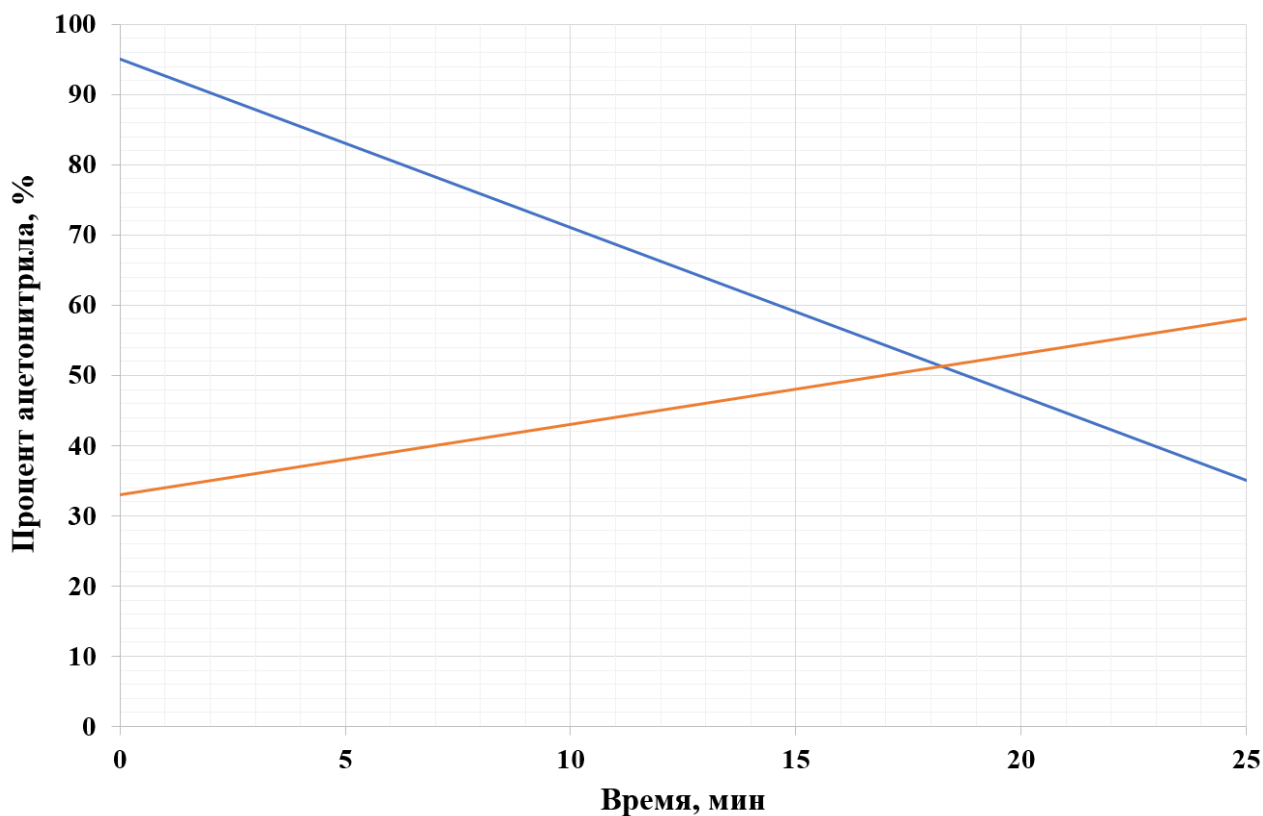


Рис. 8. Изменение процента ацетонитрила в его смеси с водой с течением времени в процессе хроматографирования

Структурная формула ацетонитрила приведена на рис. 9.

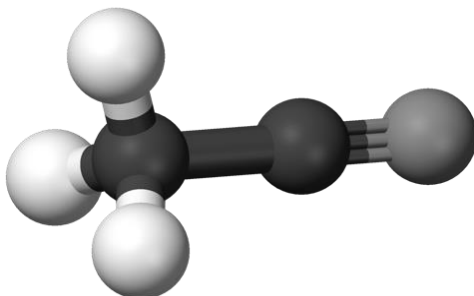


Рис. 9. Структурная формула ацетонитрила. Атом азота обозначен серым цветом, атомы углерода — темно-серым, атомы водорода — светло-серым

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, приведённых на масс-спектрах пептидов (рис. 10 и 11).

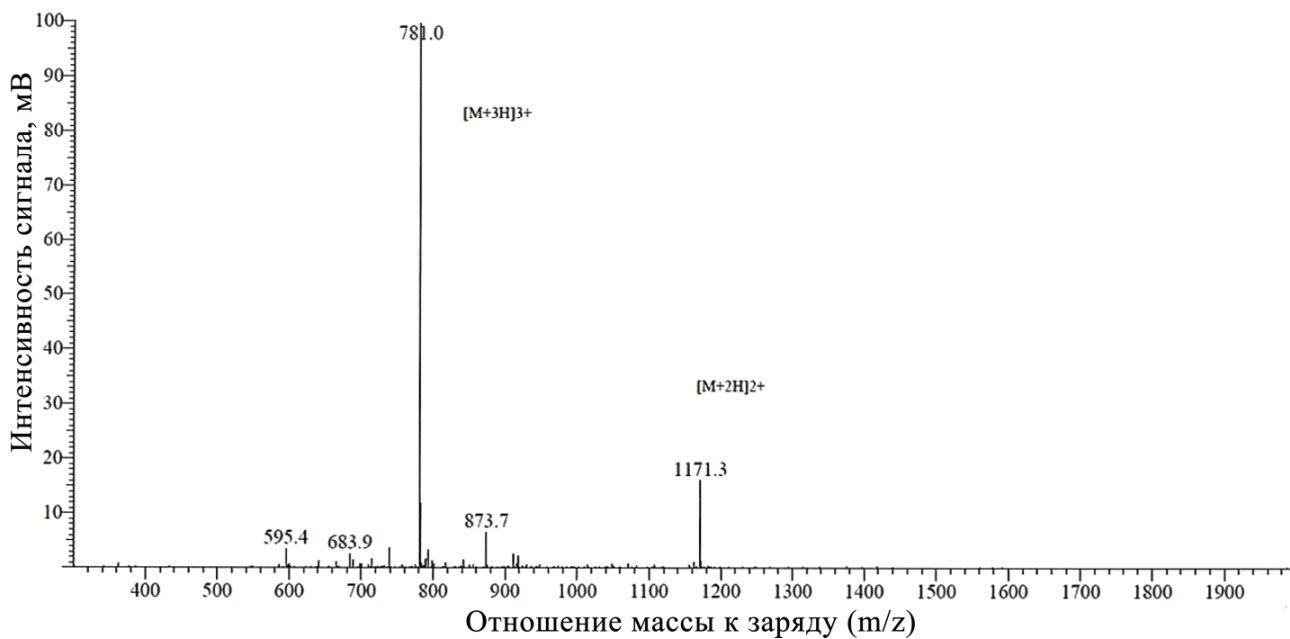


Рис. 10. Масс-спектр для пептида DT19Y

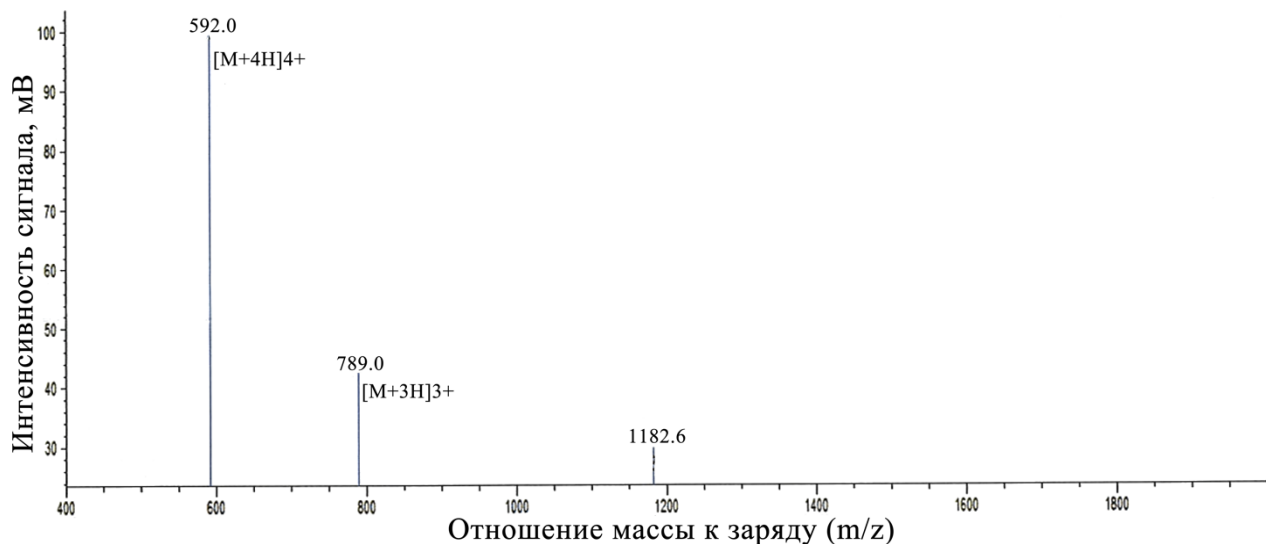


Рис. 11. Масс-спектр для пептида DT19W

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.

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 15

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, AgNO₃, H₂SO₄, Na₂S₂O₃, K₄[Fe(CN)₆], CuSO₄, 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 AgNO₃, наблюдают образование осадка. Затем встряхивают пробирку. Наблюдают растворение осадка и появление опалесцирующего золя AgI:

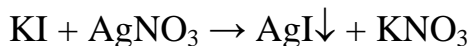


Схема мицеллы золя AgI:

Опыт 2. *Получение золя серы.*

К раствору Na₂S₂O₃ (1/2 пробирки) приливают 2–3 капли раствора H₂SO₄. Встряхивают пробирку. Через несколько минут образуется опалесцирующий золь серы:

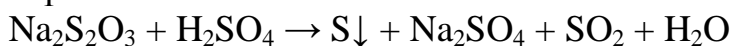


Схема мицеллы золя серы:

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

К раствору K₄[Fe(CN)₆] (1/2 пробирки) добавляют 1–2 капли раствора CuSO₄. Наблюдают образование осадка. Встряхивают пробирку. Наблюдают образование золя красно-кирпичного цвета:

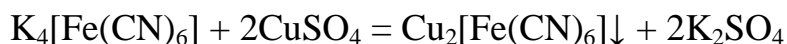


Схема мицеллы золя Cu₂[Fe(CN)₆]:

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 гексациано-феррата(II) меди					
Золь канифоли					

Вывод: отличительными оптическими свойствами коллоидных растворов являются: _____.

ЗАНЯТИЕ 16

8.2. УСТОЙЧИВОСТЬ И КОАГУЛЯЦИЯ 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_2SO_4 , 0,001М раствор K_3PO_4 , 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_2SO_4 , K_3PO_4 до появления мути (в данном случае сопровождается переходом к более светлой окраске раствора). Муть за-

метна при сравнении с исходным золем и степень мутности должна быть одинакова во всех трех колбах.

Рассчитывают порог коагуляции γ 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_0 — объем раствора золя, мл; γ — 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 ₂ SO ₄	10,0			
3	K ₃ PO ₄	10,0			

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

Находят соотношение между порогом 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 KCl. Рассчитывают порог коагуляции раствора KCl 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.

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

ЧАСТЬ 9 ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ БИОПОЛИМЕРОВ

ЗАНЯТИЕ 17

9.1. ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ РАСТВОРОВ БИОПОЛИМЕРОВ И ИХ РАСТВОРОВ

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 (α) 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 (α)
		исходного (V_0)	набухшего (V)	
0,1М раствор НСl				
$1 \cdot 10^{-5}$ М раствор НСl				
$1 \cdot 10^{-5}$ М раствор NaOH				
0,1М раствор NaOH				

Строят график зависимости степени набухания (α) 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.

Вывод: ИЭТ желатина _____. Степень набухания желатина имеет минимальное значение при _____.

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.

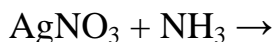
Теоретические вопросы

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 К·кг/моль.

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

7. Во сколько раз повысится скорость реакции при повышении температуры от 20 до 50 °С, 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 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. Современные представления о природе химической связи. Понятие о методе валентных связей. Представление о методе молекулярных орбиталей. Трёхмерное строение молекул. Дипольные моменты и полярность молекул. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.

3. Координационная теория Вернера. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Внутрикомплексные 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.

4. 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.

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

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

7. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии. Калорийность основных составных частей пищи и некоторых пищевых продуктов. Расход энергии при различных режимах двигательной активности.

8. 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 теплоёмкости вещества от температуры. Критерии самопроизвольного протекания процессов и равновесного состояния изолированных систем.

9. 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.

10. 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.

11. Использование термодинамических расчётов согласно закону Гесса, второму закону термодинамики и объединённому 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. Расчёт константы ингибирования.

12. Понятие о квантово-химических расчётах, позволяющих создавать реалистические модели лигандов и рецепторов для использования в молекулярном и макромолекулярном докинге.

13. 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.

14. 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.

15. 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.

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

17. 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, металлотоксинозах.

18. 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.

19. Способы выражения состава раствора: молярная концентрация, молярность, массовая доля, мольная доля.

20. Коллигативные свойства разбавленных растворов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Полупроницаемые мембраны в организме. Осмолярность и осмоляльность биологических жидкостей и перфузионных рас-

творов. 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.

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

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

23. 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.

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

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

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

27. Классификация буферных систем и механизм их действия: равновесие между процессами электролитической диссоциации и гидролиза в паре сопряжённой кислоты и основания. Расчет рН буферных систем по уравнению Гендерсона–Гассельбаха. Буферная емкость, факторы влияющие на её 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.

28. Классификация титриметрических методов анализа. Расчеты в объемно-аналитических определениях. Принцип эквивалентности. 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.

29. 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. 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.

30. 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.

31. 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.

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

33. 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.

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

35. 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.

36. 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.

37. 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.

38. 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–Тиндаля. Уравнение Рэлея. Электрические свойства дисперсных систем. Электрофорез и электроосмос. Заряд и строение двойного электрического слоя коллоидной частицы. Строение мицелл.

39. 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.

40. 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).

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

42. 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.

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

44. 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.

45. 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.

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

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

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

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

Основная

1. *Ткачёв, С. В.* Общая химия : учеб. пособие / С. В. Ткачёв, В. В. Хрусталёв. – Минск : Вышэйшая школа, 2020. – 495 с.

Дополнительная

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

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

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

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	3
ЧАСТЬ 1. ВВЕДЕНИЕ В МЕДИЦИНСКУЮ ХИМИЮ	4
Занятие 1	
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	
2.1. Получение комплексных соединений	8
2.2. Применение комплексных соединений в качественном анализе.....	9
ЧАСТЬ 3. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ И КИНЕТИКИ	10
Занятие 3	
3.1. Химическая термодинамика.....	10
3.2. Макромолекулярный докинг.....	11
3.3. Дизайн пептидных препаратов с помощью макромолекулярного докинга	13
Занятие 4	
3.4. Химическая кинетика.....	14
ЧАСТЬ 4. ТЕРМОДИНАМИКА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ.....	16
Занятие 5	
4.1. Коллигативные свойства растворов	16
Занятие 6	
4.2. Кислотность биологических жидкостей	17
Занятие 7	
4.3. Буферные системы	19
ЧАСТЬ 5. ОСНОВЫ ТИТРИМЕТРИЧЕСКОГО АНАЛИЗА	21
Занятие 8	
5.1. Титриметрические методы анализа. Кислотно-основное титрование.....	21
Занятие 9	
5.2. Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия	22
ЧАСТЬ 6. ЭЛЕКТРОХИМИЯ	24
Занятие 10	
6.1. Потенциометрия	24
Занятие 11	
6.2. Кондуктометрия	26
ЧАСТЬ 7. ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ	28
Занятие 12	
7.1. Гетерогенные равновесия	28

Занятие 13	
7.2. Теория адсорбции.....	31
Занятие 14	
7.3. Хроматографические методы анализа	33
ЧАСТЬ 8. ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ.....	37
Занятие 15	
8.1. Получение коллоидных растворов	37
Занятие 16	
8.2. Устойчивость и коагуляция коллоидных растворов	38
ЧАСТЬ 9. ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ БИОПОЛИМЕРОВ.....	40
Занятие 17	
9.1. Физическая химия растворов биополимеров и их растворов.....	40
Рубрикация коллоквиума по дисциплине «Медицинская химия».....	42
Примеры заданий на коллоквиуме по дисциплине «Медицинская химия»	43
Вопросы для подготовки к зачету по дисциплине «Медицинская химия»	45
Список использованной литературы.....	50