

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Практикум



Минск БГМУ 2019

УДК 54(076.5)(075.8)
ББК 24я73
Л12

Рекомендовано Научно-методическим советом университета
в качестве практикума 19.12.2018 г., протокол № 4

Авторы: В. В. Хрусталёв; Т. В. Латушко; Т. В. Прохорова; О. А. Бондарец; С. С. Сароко

Рецензенты: канд. мед. наук, доц. каф. биологической химии А. В. Колб; каф. биоорганической химии

Лабораторные работы по общей химии : практикум / В. В. Хрусталёв [и др.]. – Минск : БГМУ,
Л12 2019. – 35 с.

ISBN 978-985-21-0239-1.

Содержит материал, необходимый для подготовки к экспериментальным работам по общей химии и проведения расчетов по их результатам. В конце практикума приведены примеры типовых заданий на коллоквиуме.

Предназначен для студентов 1-го курса лечебного, педиатрического, медико-профилактического и военно-медицинского факультетов.

УДК 54(076.5)(075.8)
ББК 24я73

ISBN 978-985-21-0239-1

© УО «Белорусский государственный
медицинский университет», 2019

ПРЕДИСЛОВИЕ

Практикум предназначен для студентов лечебного, педиатрического, медико-профилактического и военно-медицинского факультетов, изучающих предмет «Общая химия». Для каждого занятия приведено описание экспериментальной работы, вопросы по технике проведения опытов и по практическому использованию соответствующих методов в медико-биологических исследованиях и в лабораторной диагностике.

Результаты экспериментальных работ следует записывать непосредственно в специально отведенные места практикума, а затем проводить последующие расчеты.

Перед началом выполнения экспериментальных работ студенты должны ознакомиться с правилами техники безопасности в химической лаборатории. В конце изучения предмета «Общая химия» предусмотрен коллоквиум, содержащий 20 заданий по всем изученным темам. Рубрикация коллоквиума и примеры заданий приведены в конце практикума.

Занятие 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. Нельзя пробовать на вкус и вдыхать какие-либо 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 необходимо смыть его водой, а не обрабатывать пораженный участок смоченным тампоном, так как при этом вещество еще глубже проникает в кожу. При работе с концентрированными растворами кислот и щелочей необходимо надевать резиновые перчатки.

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

8. При разбавлении концентрированных кислот водой необходимо лить кислоту в воду, а не наоборот, интенсивно перемешивая получаемый раствор.

9. Растворы в химической лаборатории недопустимо набирать в пипетку ртом. Их можно набирать в пипетку Мора или в градуированную пипетку только при помощи груши или пипетатора, а также с помощью дозатора.

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

11. Нагревая жидкость, держать пробирку нужно так, чтобы ее отверстие было направлено в сторону, противоположную от вас и соседей по работе.

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

13. При вспышке паров легковоспламеняющихся жидкостей (ацетон, эфир, бензол и др.) для ее ликвидации необходимо пользоваться сухим песком и огнетушителем, но не водой!

14. При возгорании одежды нельзя допускать быстрых движений: это раздувает пламя. Для тушения загоревшейся одежды нужно набросить на пострадавшего 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 приборы следует тушить только сухим песком, но не водой или пенным огнетушителем.

17. При прекращении подачи воды требуется перекрыть все краны.

Занятие 2 ВВЕДЕНИЕ В ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ АНАЛИЗА

Лабораторная работа. Измерение объемов растворов в титриметрическом анализе.

Цель работы: ознакомиться с мерной посудой, используемой в титриметрическом анализе, и приобрести навыки работы 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).

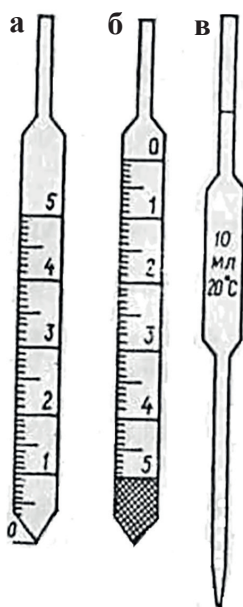


Рис. 1. Пипетки:
а, б — градуированные; в — пипетка Мора

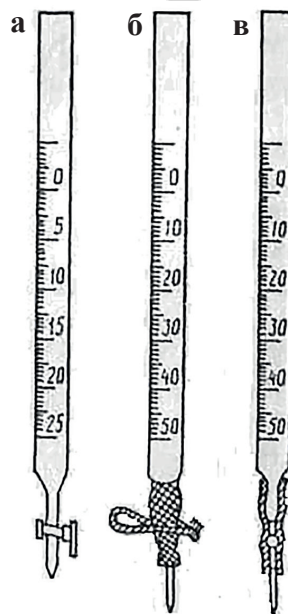


Рис. 2. Бюретки:
а — с краном; б — с зажимом; в — с шариковым затвором

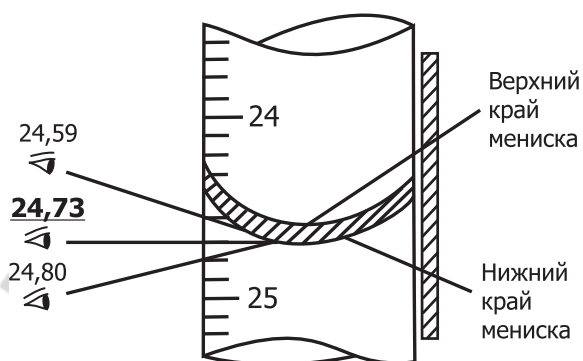


Рис. 3. Отсчеты по бюретке при различных положениях глаза (правильный результат подчеркнут)

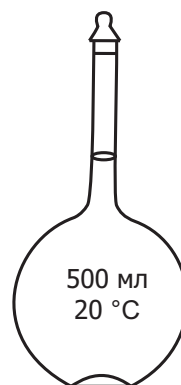


Рис. 4. Мерная колба

Вопросы для обсуждения:

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

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

Для отбора воды пипеткой Мора поступают следующим образом:

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

При работе с пипетатором — опускают пипетку до дна емкости с водой, надевают на верхний конец пипетки пипетатор, заполняют пипетку водой до метки (по нижнему краю мениска), подкручивая колесико на пипетаторе. Затем переносят пипетку вместе с одетым на нее 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 — выставляют необходимый объем на дозаторе, надевают необходимый одноразовый наконечник на дозатор, нажимают на кнопку дозатора, опускают наконечник в жидкость, отпускают кнопку — жидкость набирается в наконечник. Затем переносят дозатор с отобранной жидкостью в колбу и нажимают на кнопку дозатора — жидкость выдувается в колбу.

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

При работе с градуированными пипетками для предотвращения ошибок прежде всего внимательно рассматривают тип пипетки (см. рис. 1, *а*, *б*) и определяют цену деления на ее шкале. С помощью пипетки первого типа (рис. 1, *а*) максимальный объем жидкости, на который рассчитана пипетка, отмеряют таким же способом, как и пипеткой Мора (см. рис. 1, *в*). Пипетка второго типа (рис. 1, *б*) в нижней части имеет неградуированный нерабочий объем, и работают с ней только в области градуированной шкалы.

Для отбора требуемого объема воды с помощью градуированных пипеток поступают так же, как и в случае с пипеткой Мора.

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

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

Задание выполняют по следующему плану:

1. Заливают в бюретку воду через воронку, слегка приподнимая ее, чтобы ускорить заполнение.

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 вытеснит пузырьки воздуха.

3. Добавляют в бюретку воду, убирают воронку и устанавливают уровень воды на нулевой отметке шкалы (по нижнему краю мениска).

4. Выливают из бюретки 50 капель воды и определяют их объем по шкале бюретки в миллилитрах, определяют объем 50 капель еще два раза и вычисляют среднее арифметическое трех полученных результатов:

Вычисляют объем одной капли воды, вытекающей из бюретки, разделив полученное значение на 50.

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

Вопросы для обсуждения:

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

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

ЗАНЯТИЕ 3

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ С ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ

Лабораторная работа. Приготовление заданного объема титранта (раствора соляной кислоты с определенной концентрацией) путем разбавления раствора большей концентрации.

Цель работы: научиться готовить растворы путем разбавления и выполнять расчеты при разбавлении растворов.

Реактивы и приборы: 1) соляная кислота с массовой долей хлористого водорода в интервале 10–20 %; 2) набор ареометров; 3) мерные колбы, градуированные пипетки.

Задание: приготовить _____ мл титранта (раствора HCl) с молярной концентрацией _____ моль/л.

1. Измеряют плотность концентрированного раствора HCl ареометром и по справочной табл. 1 определяют массовую долю HCl в нем.

Таблица 1

Зависимость плотности соляной кислоты от массовой доли HCl

Массовая доля HCl, %	Плотность водного раствора HCl, г/см ³	Массовая доля HCl, %	Плотность водного раствора HCl, г/см ³	Массовая доля HCl, %	Плотность водного раствора HCl, г/см ³
2	1,0081	14	1,0676	26	1,1288
4	1,0179	16	1,0777	28	1,1391
6	1,0278	18	1,0878	30	1,1492
8	1,0377	20	1,0980	32	1,1594
10	1,0476	22	1,1083	34	1,1693
12	1,0576	24	1,1185	36	1,1791

2. Вычисляют, сколько миллилитров концентрированного раствора HCl необходимо взять, чтобы путем его разбавления водой в мерной колбе получить раствор с заданной молярной концентрацией.

Поскольку при разбавлении водой количество (n) и масса (m) HCl не изменяется, для расчета объема концентрированной HCl можно использовать закон эквивалентов (принцип эквивалентности):

$$C_{N1} \cdot V_1 (\text{конц. р-ра}) = C_{N2} \cdot V_2 (\text{разб. р-ра}) \quad (f_{\text{эKB}}(\text{HCl}) = 1)$$

1) ρ (конц. р-ра HCl) = _____ г/мл;

2) ω (HCl в конц. р-ре) = _____ %;

3) рассчитаем молярную концентрацию концентрированного раствора HCl по его массовой доле.

В 100 г раствора содержится _____ г HCl.

$$n(\text{HCl}) = m / M = \text{_____} / \text{_____} = \text{_____} \text{ моль.}$$

Объем 100 г раствора рассчитаем, зная его плотность:

$$V(\text{р-ра HCl}) = m(\text{р-ра HCl}) / \rho(\text{р-ра HCl}) = \text{_____} / \text{_____} = \text{_____} \text{ мл,}$$

$$C_M(\text{р-ра HCl}) = n(\text{HCl}) / V(\text{р-ра HCl}) = \text{_____} / \text{_____} = \text{_____} \text{ моль/л,}$$

$$C_N(\text{р-ра HCl}) = C_M(\text{р-ра HCl}) / f_{\text{эKB}} = \text{_____} / \text{_____} = \text{_____} \text{ моль/л;}$$

4) по закону эквивалентов рассчитаем объем концентрированного раствора HCl, необходимый для приготовления разбавленного раствора HCl с заданными характеристиками:

$$V_1(\text{конц. р-ра HCl}) = C_{N2} \cdot V_2(\text{разб. р-ра HCl}) / C_{N1}(\text{конц. р-ра HCl}) = \\ = (\text{_____} \cdot \text{_____}) / \text{_____} = \text{_____} \text{ мл.}$$

3. В мерную колбу до половины ее объема наливают дистиллированную воду. Заполняют градуированную пипетку концентрированным раствором соляной кислоты и переносят вычисленный ранее объем концентрированного раствора кислоты в мерную колбу.

4. Раствор в колбе перемешивают. Осторожно доливают воду до метки (по нижнему краю мениска), добавляя последние капли глазной пипеткой.

5. Закрывают колбу пробкой и тщательно перемешивают раствор, несколько раз перевернув колбу вверх дном.

Вопросы для обсуждения:

1. Предложите альтернативный способ расчета объема концентрированного раствора, необходимого для приготовления разбавленного, используя те же исходные данные.

2. Является ли, по вашему мнению, альтернативный способ более рациональным, чем приведенный выше?

3. В каких случаях (при знании каких характеристик концентрированного и разбавленного растворов) использование закона эквивалентов особенно эффективно?

Вывод: путем разбавления концентрированного раствора приготовлен раствор HCl объемом _____ мл с молярной концентрацией _____ моль/л.

ЗАНЯТИЕ 4 КИСЛОТНО-ОСНОВНОЕ ТИТРОВАНИЕ

Лабораторная работа. Стандартизация титранта по раствору первичного стандарта.

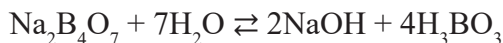
Цель работы: стандартизировать титрант (раствор соляной кислоты) по раствору первичного стандарта (тетрабората натрия).

Посуда: бюретка вместимостью 25 мл, пипетка Мора, колбы для титрования (3 штуки), воронка.

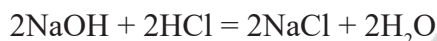
Реактивы: рабочий раствор соляной кислоты с приблизительным значением концентрации HCl в интервале 0,05–0,2 моль/л; раствор первичного стандарта $C_N(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 0,1000$ моль/л; индикатор метилоранж.

Ход работы

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



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



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



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

Заполняют бюретку раствором HCl. В три конические колбы для титрования вносят пипеткой Мора по 10,0 мл раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и 1 каплю метилоранжа. Раствор становится желтым. Из бюретки добавляют по каплям раствор соляной кислоты и постоянно перемешивают раствор в колбе. Титрование заканчивают, когда желтая окраска индикатора переходит в оранжевую. Результат титрования записывают в табл. 2 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 заметное изменение окраски, не исчезающее после перемешивания, происходит при добавлении всего одной капли титранта.

Таблица 2

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

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

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

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

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

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

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

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

Вопросы для обсуждения:

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

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

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

ЗАНЯТИЕ 5**ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ.
ПЕРМАНГАНОМЕТРИЯ**

Лабораторная работа. Определение содержания железа (II) в растворе.

Цель работы: установить массу Fe^{2+} в заданном объеме анализируемого раствора FeSO_4 .

Оборудование: бюретка, пипетка Мора, мерный цилиндр, конические колбы для титрования, воронки.

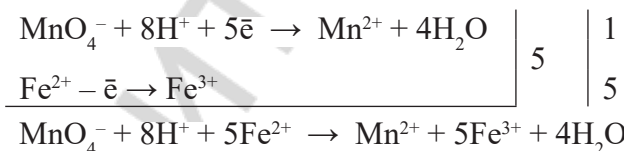
Реактивы: анализируемый раствор FeSO_4 , раствор KMnO_4 с точно известной концентрацией, 1М раствор серной кислоты.

Ход работы

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



Полуреакции:



$$M(\text{Fe}^{2+}) = 56 \text{ г/моль}, f_{\text{экв}}(\text{FeSO}_4) = 1, M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ г/моль}, f_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$$

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

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

Бюретку заполняют раствором KMnO_4 . Все отсчеты объема 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 по 10,00 мл анализируемого раствора FeSO_4 с помощью пипетки Мора. Содержимое колб титруют при комнатной температуре раствором KMnO_4 до появления устойчивой бледно-розовой окраски (не исчезающей вскоре после добавления очередной капли раствора KMnO_4). Результаты вносят в табл. 3.

Таблица 3

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

- $V_{\text{cp}}(\text{KMnO}_4) = (V_1 + V_2 + V_3) / 3 = (\text{---} + \text{---} + \text{---}) / 3 = \text{---}$ мл.
- $C_N(\text{Fe}^{2+}) = (C_N(\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{cp}}(\text{KMnO}_4)) / V(\text{Fe}^{2+}) = (\text{---} \cdot \text{---}) / \text{---} = \text{---}$ моль/л.
- $m(\text{Fe}^{2+}) = C_N(\text{Fe}^{2+}) \cdot M(\text{Fe}^{2+}) \cdot f_{\text{экв}}(\text{FeSO}_4) \cdot V = \text{---} \cdot \text{---} \cdot \text{---} \cdot \text{---} = \text{---}$ г.

Вопросы для обсуждения:

- Почему описанным выше методом можно определить концентрацию ионов Fe^{2+} в пробе исключительно в кислой среде?
- Можно ли для создания кислой среды использовать соляную кислоту вместо серной?
- Могут ли посторонние примеси влиять на точность результатов эксперимента?
- Обратите внимание на постепенное изменение цвета и прозрачности «перетитрованных» растворов. Какая химическая реакция в них протекает? Запишите соответствующее уравнение реакции и уравняйте его электронно-ионным методом.

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

Занятие 6

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ. ЙОДОМЕТРИЯ

Лабораторная работа. Определение массы вещества в образце методом йодометрии.

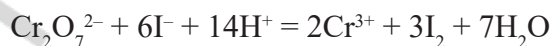
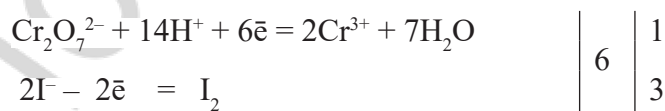
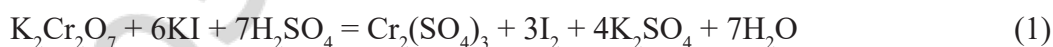
Цель работы: определить массу предложенной для анализа навески дихромата калия.

Оборудование: бюретка, пипетка Мора, мерный цилиндр, колбы для титрования, воронки, мерная колба (100 мл) для приготовления анализируемого раствора из навески $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

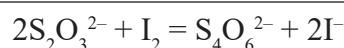
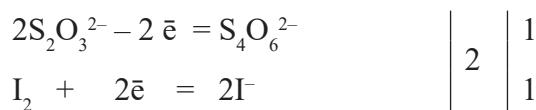
Реактивы: навеска $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (выдается преподавателем каждому студенту); титрант — раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с установленной концентрацией (0,02 М); раствор KI с $\omega(\text{KI}) = 5\%$ — вспомогательный восстановитель; 1М H_2SO_4 для создания среды; индикатор — 0,5%-ный раствор крахмала.

Ход работы

Прием заместительного титрования в данном случае заключается в «замещении» дихромата калия эквивалентным количеством йода.



$$f_{\text{экв}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 1/6, \quad f_{\text{экв}}(\text{KI}) = 1.$$



$$f_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1, \quad f_{\text{экв}}(\text{I}_2) = 1/2.$$

$$n_{\text{экв}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = n_{\text{экв}}(\text{I}_2) = n_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3),$$

а это значит, что

$$n_{\text{экв}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = n_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3),$$

$$V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot C_{\text{N}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot C_{\text{N}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3).$$

Готовят раствор дихромата калия. Для этого навеску $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ переносят в мерную колбу (100 мл) и растворяют в небольшом объеме воды. Аккуратно добавляют воду до метки (последние капли — глазной пипеткой) и тщательно перемешивают.

Бюретку заполняют раствором тиосульфата натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) с известной концентрацией. С помощью мерного цилиндра в колбы для титрования вливают 10 мл 1 М раствора H_2SO_4 и 5 мл раствора KI . При этом раствор должен оставаться бесцветным. Затем вносят с помощью пипетки Мора в колбы для титрования по 10,00 мл приготовленного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Колбы оставляют стоять в темном месте 3–5 минут для полного выделения йода. Выделившийся йод титруют раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до появления светло-желтой (соломенной) окраски раствора, добавляют 1 мл раствора крахмала и продолжают титровать от темно-синей до бесцветной окраски (из-за наличия в растворе катионов Cr^{3+} раствор в точке эквивалентности будет иметь бледную серо-голубую окраску). Результаты записывают в табл. 4.

Таблица 4

Результаты эксперимента

Номер титрования	Вторичный стандарт $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$		Исследуемый раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
	$C_{\text{N}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$, моль/л	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$, мл	$V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$, мл
1	0,0200		10,0
2	0,0200		10,0
3	0,0200		10,0

Обработка результатов эксперимента

$$1. V_{\text{ср}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = (V_1 + V_2 + V_3) / 3 = (\underline{\quad} + \underline{\quad} + \underline{\quad}) / 3 = \underline{\quad} \text{ мл.}$$

$$2. C_{\text{N}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = (V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)) / V(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = (\underline{\quad} \cdot \underline{\quad}) / \underline{\quad} = \underline{\quad} \text{ моль/л.}$$

$$3. m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = C_{\text{N}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot f_{\text{экв}}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) \cdot V_0,$$

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \underline{\quad} \cdot \underline{\quad} \cdot \underline{\quad} \cdot 0,1 = \underline{\quad} \text{ г.}$$

Вопросы для обсуждения:

1. Почему цвет сухой соли в эксперименте оранжевый, а цвет ее водного раствора желтый?
2. Попробуйте уравнять реакцию между йодом и тиосульфатом натрия электронно-атомным методом.
3. В некоторых бюретках раствор тиосульфата натрия приобретает белую окраску и становится непрозрачным. Какая химическая реакция может вызвать такие изменения?
4. Аналитические весы позволяют определить массу навески с гораздо большей точностью, чем описанный выше метод. В чем цель применения йодометрического определения массы дихромата калия?

Вывод: методом йодометрии, используя способ заместительного титрования, определили массу навески дихромата калия, которая составила _____ мг.

ЗАНЯТИЕ 7

КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Лабораторная работа. Установление изотоничности раствора хлорида натрия и сыворотки крови по реакции эритроцитов.

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;
- центрифуга.

Ход работы

В первую пробирку наливают 10 мл раствора с массовой долей NaCl 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 марлевой салфеткой). Через 10 минут содержимое пробирок центрифугируют в течение 10 минут при режиме 1,5–2 тыс. об/мин. Наблюдения записывают в табл. 5.

Таблица 5

Результаты эксперимента

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

Вопросы для обсуждения:

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

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

ЗАНЯТИЕ 8

КИСЛОТНОСТЬ БИОЛОГИЧЕСКИХ ЖИДКОСТЕЙ

Лабораторная работа. Определение активной кислотности биологических жидкостей.

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

Приборы и реактивы: исследуемые растворы № 1 и № 2; два стаканчика емкостью 50 мл; стеклянная палочка; универсальная индикаторная бумага; УЛК «Химия» в сборке для потенциометрии; дистиллированная вода; фильтровальная бумага.

Ход работы

Задание 1. Определение pH 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 pH. Определяют pH исследуемого раствора и записывают его значение в таблицу результатов опыта. Стеклянную палочку моют, протирают куском фильтровальной бумаги и определяют pH раствора № 2. Записывают полученные результаты определения в табл. 6.

Результаты эксперимента

№ раствора	pH по универсальному индикатору	pH по потенциометру	[H ⁺], моль/л
1			
2			

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

Перед началом работы знакомятся с инструкцией к прибору. Исследуемый раствор наливают в чистый стаканчик, опускают электроды в раствор на 1,5 см. При этом электроды не должны касаться ни стенок, ни дна стаканчика. Определяют температуру раствора (°C) и разность потенциалов между стеклянным и хлорсеребряным электродами (электродвижущую силу, В). Зная температуру, находят значение потенциала хлорсеребряного электрода (электрода сравнения) по табл. 7. Затем по приведенной ниже формуле рассчитывают pH в растворе:

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

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

Таблица 7

Зависимость стандартного потенциала хлорсеребряного электрода от температуры

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

Перед определением pH второго раствора электроды осторожно промывают дистиллированной водой и капли воды с электродов убирают фильтровальной бумагой. Результаты записывают в табл. 6 и рассчитывают активную кислотность растворов по формуле: $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$.

$$[\text{H}^+]_1 = 10^{-\text{pH}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ моль/л,}$$

$$[\text{H}^+]_2 = 10^{-\text{pH}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ моль/л.}$$

Вопросы для обсуждения:

1. Объясните происхождение числа «0,058» в формуле для расчета pH через разность потенциалов двух электродов.
2. Почему для измерения pH используют систему из стеклянного и хлорсеребряного электродов, а не водородный электрод?
3. В pH-метрах доступна такая опция, как калибровка по растворам с известным pH. По какой причине pH-метр необходимо калибровать непосредственно перед использованием?

Вывод: среда в растворе № 1 _____,

среда в растворе № 2 _____.

Активная кислотность 1-го раствора _____, чем 2-го раствора. Чем меньше pH, тем _____ активная кислотность.

Точность потенциометрического метода _____, чем колориметрического.

ЗАНЯТИЕ 9 БУФЕРНЫЕ СИСТЕМЫ

Лабораторная работа. Приготовление буферных растворов и исследование механизма буферного действия.

Цель работы: научиться готовить буферные растворы; рассчитывать рН в них, 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);
- индикаторы: универсальный индикатор, фенолфталеин, метилоранж.

Ход работы

Задание 1. Готовят растворы по приведенной ниже схеме (табл. 8).

Таблица 8

Результаты эксперимента

Номер раствора	1	2	3
Объем 0,1М раствора CH_3COOH , мл	9	5	1
Объем 0,1М раствора CH_3COONa , мл	1	5	9
рН вычисленный			
рН экспериментальный			

рН вычисляют по уравнению:

$$\text{pH} = \text{p}K_{\text{д}}(\text{кислоты}) + \lg\left(\frac{[\text{соль}]}{[\text{кислота}]}\right),$$

$$\text{p}K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75,$$

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

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

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

Полученные данные вносят в табл. 8.

Экспериментальное определение рН раствора

Полоску универсальной индикаторной бумаги помещают на листок фильтровальной бумаги. Приготовленный в пробирке раствор перемешивают и наносят с помощью чистой стеклянной палочки на полоску индикаторной бумаги, сравнивают окраску со шкалой рН. Значение рН записывают в табл. 8.

Вывод: значение рН, рассчитанное по уравнению Гендерсона–Гассельбаха, _____ величине рН, определенной с помощью индикаторной бумаги.

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 с помощью универсального индикатора.

Результаты записывают в табл. 9.

Результаты эксперимента

	Исходный раствор № 2	2 мл раствора № 2 + 2 мл воды	2 мл раствора № 2 + 4 мл воды
pH	4,75		

Вывод: разбавление водой _____ величину pH буферного раствора.

б) Влияние добавления кислоты.

Наливают в пробирку 2 мл буферного раствора № 3.

В другую пробирку наливают 2 мл воды. Определяют pH с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Затем добавляют в обе пробирки по 2 капли 0,1М раствора HCl. Перемешивают и снова определяют pH.

Результаты записывают в табл. 10.

Таблица 10

Результаты эксперимента

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

Вывод: добавление небольшого количества кислоты _____ величину pH буферного раствора.

Вопросы для обсуждения:

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

ЗАНЯТИЕ 10**ГЕТЕРОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ**

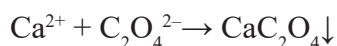
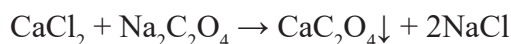
Лабораторная работа. Получение гетерогенных систем «осадок – раствор» и смещение равновесия в гетерогенных системах «осадок – раствор»

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

Ход работы

Задание 1. Изучить условие образования осадка малорастворимого сильного электролита.

В пробирку наливают 2 мл раствора CaCl₂ с концентрацией 0,01 моль/л. Добавляют 2 мл раствора Na₂C₂O₄ с концентрацией 0,01 моль/л.

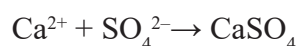
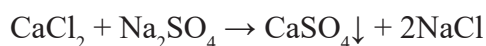


Образовался осадок оксалата кальция (CaC₂O₄) белого цвета.

Результаты эксперимента

Ион, концентрация, моль/л	Ион, концентрация, моль/л	Концентрация ионов после смешивания	Произведение концентрации ионов после смешивания	K_S^0	Наблюдения
Ca ²⁺ 0,01	C ₂ O ₄ ²⁻ 0,01			$2,30 \cdot 10^{-9}$	
Ca ²⁺ 0,01	SO ₄ ²⁻ 0,01			$2,35 \cdot 10^{-5}$	

В другую пробирку наливают 2 мл раствора CaCl₂ с концентрацией 0,01 моль/л. Добавляют 2 мл раствора Na₂SO₄ с концентрацией 0,01 моль/л.



Концентрации ионов после смешивания рассчитывают и вносят в табл. 11.

При смешивании исходных растворов равных объемов общий объем раствора возрастает вдвое, а концентрации ионов уменьшаются в 2 раза:

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

Произведение концентраций ионов после смешивания:

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

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

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

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

Для того, чтобы понять, почему в пробирке № 2 не образуется осадок, сравните с термодинамической константой растворимости произведение активностей (а не концентраций) ионов Ca²⁺ и SO₄²⁻. Для этого воспользуйтесь уравнением для расчета ионной силы в растворе и уравнением для расчета среднего коэффициента активности по ионной силе.

$$I = \underline{\hspace{10cm}}$$

$$-\lg f_{\pm} = \underline{\hspace{10cm}}$$

$$f_{\pm} = \underline{\hspace{10cm}}$$

$$a = \underline{\hspace{10cm}}$$

Активность ионов Ca²⁺ и SO₄²⁻ в растворе составляет _____ моль/л, а произведение активностей равно _____.

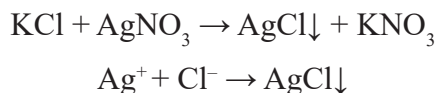
$$\underline{\hspace{10cm}} < 2,35 \cdot 10^{-5} \quad (\text{для осадка CaSO}_4).$$

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

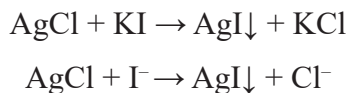
Задание 2. Изучить влияние конкурирующих равновесий на гетерогенное равновесие «осадок – раствор».

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

В пробирку наливают 2–3 капли раствора KCl и добавляют 2–3 капли раствора AgNO₃. 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.

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

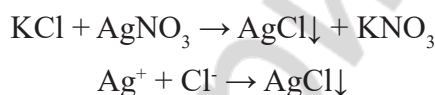
Константа растворимости AgCl: $K_s^0(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

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

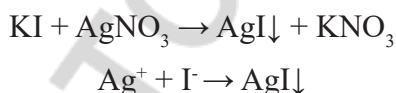
Вывод: смещение исходного гетерогенного равновесия происходит в сторону _____

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

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



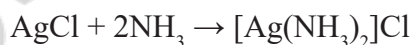
В другую пробирку наливают 2–3 капли раствора KI и добавляют 2–3 капли раствора AgNO₃. Образуется желтый осадок AgI:



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 $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$:

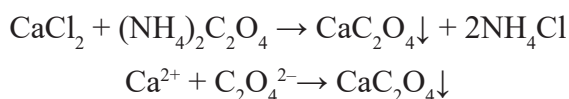


Вывод: осадок AgI практически нерастворим в растворе аммиака, в отличие от осадка AgCl, потому что _____

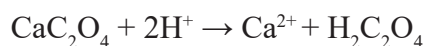
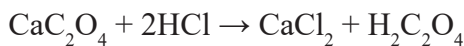
Опыт 3. Смещение гетерогенного равновесия в направлении образования слабой кислоты.

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 2M раствора соляной кислоты (HCl) до полного растворения осадка:



В другую пробирку добавляют столько же капель 2М раствора уксусной кислоты (CH_3COOH):



Оксалат кальция практически нерастворим в уксусной кислоте.

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

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

Константа диссоциации $K_{\text{дис1}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 5,5 \cdot 10^{-2}$.

Константа диссоциации $K_{\text{дис2}}(\text{HC}_2\text{O}_4^-) = 5,4 \cdot 10^{-5}$.

Сравним значения $K_{\text{дис}}$:

$$K_{\text{дис}}(\text{HCl}) \gg K_{\text{дис}}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4),$$

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

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

Вопросы для обсуждения:

1. В чем преимущество использования константы растворимости по сравнению с использованием растворимости, выраженной в массе вещества на 100 г растворителя или в форме молярной концентрации насыщенного раствора?
2. Как добиться выпадения осадка CaSO_4 в пробирке № 2 из задания 1?
3. Можно ли использовать эксперименты из данной лабораторной работы для проведения качественного анализа?

ЗАНЯТИЕ 11 ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Лабораторная работа. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.

Цель работы: определить величину теплового эффекта реакции нейтрализации.

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

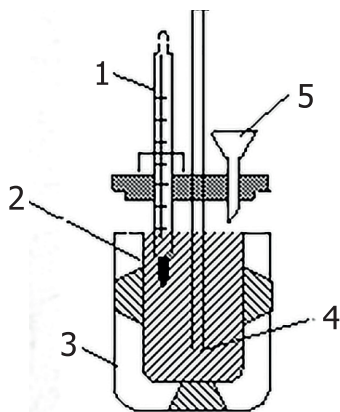


Рис. 5. Схема калориметра:

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

Ход работы

В калориметрический стакан известной массы (_____ г) наливают 125 мл 1н раствора NaOH ($\rho = 1,037$, г/мл). В другой стакан наливают 125 мл 1н раствора HCl ($\rho = 1,014$, 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. Следите за тем, чтобы термометр был опущен в раствор. Результаты опыта записывают в табл. 12.

Таблица 12

Результаты эксперимента

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

Общая масса растворов:

$$m_2 = (\rho_{щ} V_{щ} + \rho_к V_к) = (1,037 \cdot 125 + 1,014 \cdot 125) = 256,4 \text{ г.}$$

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

$$C = m_1 C_1 + m_2 C_2 = \text{_____} \cdot 0,752 + 256,4 \cdot 4,184 = \text{_____} \text{ Дж/К,}$$

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

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

Рассчитывают теплоту нейтрализации, используя формулу:

$$Q = (\Delta t \cdot C) / (N \cdot V),$$

где $\Delta t = t_2 - t_1 = \text{_____}$ °C,

C — общая теплоемкость калориметра,

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

V — общий объем раствора (0,25 л).

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

Составляют термохимическое уравнение реакции нейтрализации:



$$Q = -\Delta H$$

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

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

Относительная погрешность (%) равна:

$$((\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H) / \Delta H_{\text{теор}}) \cdot 100 \% = \text{_____}$$

Вопросы для обсуждения:

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

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

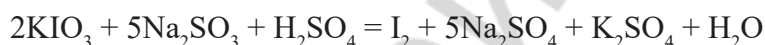
ЗАНЯТИЕ 12 ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Лабораторная работа. Влияние концентрации сульфита натрия на скорость реакции окисления сульфита йодатом калия в кислой среде.

Цель работы: изучить влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

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 легко обнаружить по появлению синей окраски у ранее бесцветного раствора за счет присутствия в нем крахмала. Фактически, мы измеряем время, необходимое для появления йода в концентрации, достаточной для посинения крахмала.

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

Ход работы

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

- в пробирку № 1 — 1 мл Na_2SO_3 и 0,25 мл крахмала;
- в пробирку № 2 — 0,5 мл Na_2SO_3 , 0,5 мл H_2O и 0,25 мл крахмала;
- в пробирку № 3 — 0,25 мл Na_2SO_3 , 0,75 мл H_2O и 0,25 мл крахмала.

В **другие три** пробирки вносят по 1 мл 0,01М раствора йодата калия (KIO_3) в 0,25М растворе серной кислоты.

Сливают попарно растворы сульфита натрия и йодата калия (KIO_3), измеряя промежуток времени от момента сливания растворов до появления синего окрашивания по секундомеру. Заносят результаты в табл. 13.

Результаты эксперимента

№ пробирки	Объемы растворов, мл				Конечная концентрация сульфита натрия C , моль/л	Время реакции (до появления синей окраски) t , с	Средняя скорость реакции V , моль/(л · с)
	Na_2SO_3 , 0,01М	Вода	Крахмал	KIO_3 , 0,01М			
№ 1	1,00	–	0,25	1	$C_1 =$	$t_1 =$	$V_1 =$
№ 2	0,50	0,50	0,25	1	$C_2 =$	$t_2 =$	$V_2 =$
№ 3	0,25	0,75	0,25	1	$C_3 =$	$t_3 =$	$V_3 =$

Проводят расчет конечной молярной концентрации сульфита натрия с учетом его разведения при сливании растворов по формуле:

$$C(\text{Na}_2\text{SO}_3) = (0,01 \cdot V(\text{Na}_2\text{SO}_3)) / V_{\text{общ}}$$

$$C_1 = \underline{\hspace{10cm}}$$

$$C_2 = \underline{\hspace{10cm}}$$

$$C_3 = \underline{\hspace{10cm}}$$

Рассчитывают среднюю скорость окисления сульфита натрия за измеренный интервал времени при различных его концентрациях по следующей формуле и вносят результаты в таблицу:

$$V = C(\text{Na}_2\text{SO}_3) / t$$

$$V_1 = \underline{\hspace{10cm}}$$

$$V_2 = \underline{\hspace{10cm}}$$

$$V_3 = \underline{\hspace{10cm}}$$

Вопросы для обсуждения:

1. Почему интенсивность синей окраски различна в трех пробирках после протекания реакции?
2. Каким методом расчета скорости реакции мы пользовались в этом опыте: прямым или косвенным?
3. Как можно определить точное время, за которое выделится весь йод в каждой из пробирок?

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

ЗАНЯТИЕ 13 КОНДУКТОМЕТРИЯ

Лабораторная работа. Кондуктометрическое определение степени и константы диссоциации уксусной кислоты.

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

Ход работы

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

Стакан, в котором находятся электроды, промываем небольшим количеством (20 мл) раствора 0,01М КСl. Затем наливаем раствор КСl до метки, аккуратно опускаем комбиниро-

ванный электрод и термометр в стакан с раствором. Записываем значение электрической проводимости (L) и температуру. Из табл. 14 находим κ_{KCl} при данной температуре и рассчитываем K_c по формуле:

$$K_c = \kappa_{\text{KCl}} / L = \underline{\hspace{2cm}} / \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}}$$

Таблица 14

Зависимость удельной электрической проводимости 0,01М 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 промываем дистиллированной водой, затем раствором _____ М уксусной кислоты. Наливаем этот раствор в стакан до метки, аккуратно опускаем электрод и термометр. Измеряем электрическую проводимость раствора уксусной кислоты так же, как измеряли электрическую проводимость раствора хлорида калия. Переводим концентрацию уксусной кислоты из моль/дм³ в моль/см³, так как удельная электрическая проводимость выражена в См/см, а молярная — в См · см² · моль⁻¹.

Затем рассчитываем λ_m , α и K_d по уравнениям:

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

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

Величину молярной электрической проводимости при бесконечном разбавлении λ_m^0 для уксусной кислоты вычисляем по уравнению Кольрауша:

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

$$\alpha = \lambda_m / \lambda_m^0 = \underline{\hspace{2cm}} / \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$K_d = \alpha^2 C / (1 - \alpha) = (\underline{\hspace{2cm}} \cdot \underline{\hspace{2cm}}) / (1 - \underline{\hspace{2cm}}) = \underline{\hspace{2cm}}$$

Значения подвижностей ионов H^+ и CH_3COO^- берем из табл. 15.

Таблица 15

Подвижность ионов 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

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

Вопросы для обсуждения:

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

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

Занятие 14 ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПРОЦЕССЫ. ПОТЕНЦИОМЕТРИЯ

Лабораторная работа. Определение концентрации раствора слабой кислоты и ее константы диссоциации методом потенциометрического титрования.

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

Приборы и реактивы: потенциометр, магнитная мешалка, бюретка для титрования, пипетка Мора на 10 мл, стакан для титрования, 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. Измеряют значение pH исходного раствора с помощью потенциометра, состоящего из стеклянного и хлорсеребряного электродов. Расчет проводят по приведенной ниже формуле:

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

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

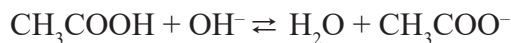
Далее титруют раствор кислоты, добавляя щелочь из бюретки порциями, объем которых указан в табл. 16.

Таблица 16

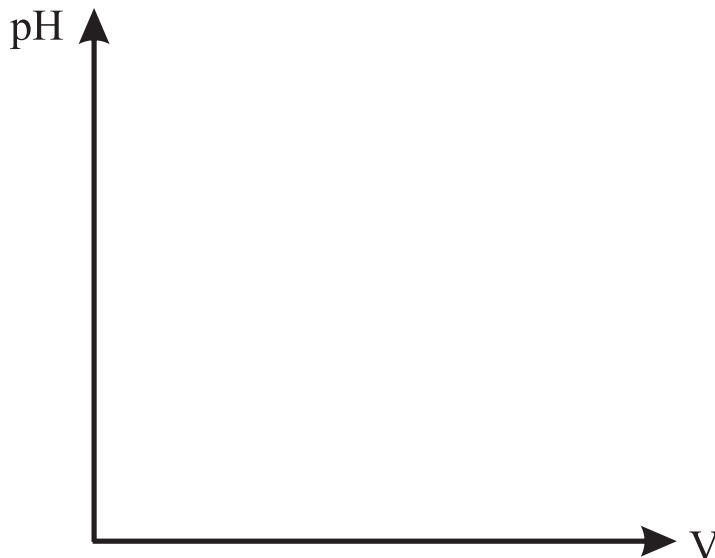
Результаты эксперимента

№ п/п	Объем каждой порции титранта (0,1М NaOH), мл	Общий объем титранта по бюретке, мл	pH раствора
1	0	0	
2	4	4	
3	4	8	
4	1,2	9,2	
5	0,6	9,8	
6	0,2	10	
7	0,2	10,2	
8	0,6	10,8	
9	1,2	12	
10	4	16	

При этом протекает реакция:



Измеряем pH раствора после добавления каждой порции титранта. Результаты измерений записываем в табл. 16. По данным таблицы строим кривую зависимости pH раствора от общего объема титранта.



По кривой потенциометрического титрования определяем эквивалентный объем титранта. Чертим перпендикуляр с середины скачка титрования на кривой титрования на ось X.

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

По закону эквивалентов рассчитываем концентрацию кислоты:

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

Задание 2. Определить константу диссоциации уксусной кислоты.

В стакан с помощью пипетки Мора отмеряем 10 мл раствора уксусной кислоты, добавляем 20 мл воды и приливаем из бюретки половину эквивалентного объема титранта гидроксида натрия. Измеряем pH раствора. В этом случае 50 % кислоты прореагировало и в растворе количество соли равно количеству кислоты:

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

тогда из уравнения $K_d = ([\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]) / [\text{CH}_3\text{COOH}]$ следует, что $K_d = [\text{H}^+]$

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

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

Вопросы для обсуждения:

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

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

Занятие 15 ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ

Лабораторная работа. Определение зависимости поверхностного натяжения растворов от длины углеводородной цепи поверхностно-активных веществ.

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

Ход работы

В данной работе необходимо подсчитать число капель исследуемых растворов ПАВ и воды, которые вытекают из одного и того же объема. Для определения поверхностного натяжения используют сталагмометр Траубе, поэтому этот метод определения поверхностного натяжения называется сталагмометрическим.

Заполняем прибор раствором выше верхней метки, и когда ее уровень опустится до верхней метки, начинаем считать число капель, которые вытекают из трубки, до тех пор, пока уровень не достигнет нижней метки.

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:

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

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

Для разбавленных водных растворов $\rho \sim 1$ г/мл, тогда

$$\sigma = \sigma_{\text{H}_2\text{O}} \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n},$$

где $\sigma_{\text{H}_2\text{O}} = 72,8$ мДж/м² при 20 °С.

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

Считаем число капель воды и число капель 0,1М водных растворов спиртов в указанном порядке: H₂O, C₂H₅OH, C₃H₇OH, C₄H₉OH, C₅H₁₁OH.

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

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

Рассчитываем поверхностное натяжение этих спиртов.

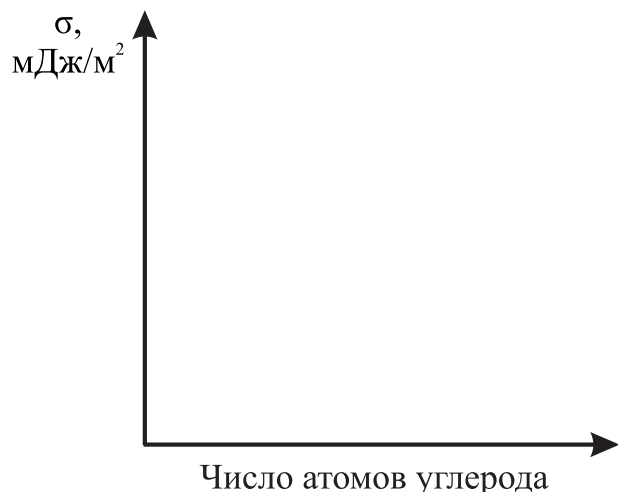
$$\sigma(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \left(\underline{\hspace{1cm}} / \underline{\hspace{1cm}} \right) \cdot 72,8 \text{ мДж/м}^2 = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$\sigma(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}) = \left(\underline{\hspace{1cm}} / \underline{\hspace{1cm}} \right) \cdot 72,8 \text{ мДж/м}^2 = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$\sigma(\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}) = \left(\underline{\hspace{1cm}} / \underline{\hspace{1cm}} \right) \cdot 72,8 \text{ мДж/м}^2 = \underline{\hspace{2cm}}$$

$$\sigma(\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}) = \left(\underline{\hspace{1cm}} / \underline{\hspace{1cm}} \right) \cdot 72,8 \text{ мДж/м}^2 = \underline{\hspace{2cm}}$$

Строим кривую зависимости σ от числа углеродных атомов в молекулах спиртов (n атомов С).



Вопросы для обсуждения:

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

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

Занятие 16

**ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ.
УСТОЙЧИВОСТЬ И КОАГУЛЯЦИЯ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ**

Лабораторная работа 1. Получение коллоидных растворов методом конденсации и изучение их оптических свойств

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

Реактивы и приборы: аппарат Тиндаля, 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 иодида серебра.

К раствору KI (1/2 пробирки) приливаем по каплям при встряхивании раствор AgNO₃. Наблюдаем появление опалесцирующего золя AgI:

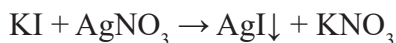


Схема мицеллы золя AgI:

Опыт 2. Получение золя серы.

К раствору Na₂S₂O₃ (1/2 пробирки) приливаем 4–5 капель раствора H₂SO₄. Через несколько минут образуется опалесцирующий золь серы:

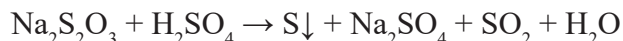


Схема мицеллы золя серы:

Опыт 3. Получение золя гексацианоферрата (II) меди.

К раствору $K_4[Fe(CN)_6]$ (1/2 пробирки) приливаем по каплям при встряхивании раствор $CuSO_4$. Наблюдаем образование золя красно-кирпичного цвета:

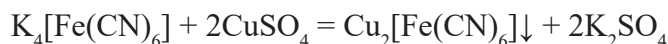


Схема мицеллы золя $Cu_2[Fe(CN)_6]$:

Опыт 4. Получение золя канифоли методом замены растворителя.

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

Задание 2. Изучить оптические свойства полученных коллоидных растворов.

В ящик, разделенный на два отделения, в одном из которых горит электрическая лампочка (упрощенный аппарат Тиндаля), через верхнее отверстие помещаем по очереди пробирки: с раствором электролита KI, затем с коллоидными растворами. Если в пробирке коллоидный раствор, то через боковое отверстие наблюдаем яркую светящуюся полосу (конус Тиндаля), образующуюся в результате прохождения света через отверстие в перегородке между двумя отделениями ящика. Возвращаем пробирки в штатив и направляем на каждую из пробирок по очереди луч лазерной указки, наблюдаем эффект Тиндаля в коллоидных растворах. Полученные результаты записываем в табл. 17.

Таблица 17

Результаты эксперимента

Система	Метод получения и тип реакции	Внешний вид золя (цвет, опалесценция)	Наличие конуса Тиндаля	Вывод
Раствор электролита				
Золь иодида серебра				
Золь серы				
Золь гексацианоферрата (II) меди				
Золь канифоли				

Вопросы для обсуждения:

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

Вывод: изучили некоторые методы получения коллоидных растворов: _____

Отличительные свойства коллоидных растворов: _____

Лабораторная работа 2. Изучение коагулирующего действия электролитов на золь и определение знака заряда частиц золя. Проверка защитных свойств желатина.

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, то есть обладают защитным действием.

Реактивы и приборы: золя гидроксида железа (III), 0,7М раствор KCl, 0,01М раствор K_2SO_4 , 0,001М раствор K_3PO_4 , 0,1%-ный раствор желатина, колбы для титрования, бюретки, пипетки Мора на 10 мл.

Ход работы

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

В три колбы для титрования вносим пипеткой Мора по 10 мл раствора золя гидроксида железа (III). Каждую колбу с раствором золя титруем соответственно растворами электролитов KCl, K_2SO_4 , K_3PO_4 до появления мути (сопровождается в данном случае переходом к более светлой окраске раствора). Муть заметна при сравнении с исходным золем и должна быть одинакова во всех трех колбах.

Рассчитаем порог коагуляции γ для каждого электролита по формуле:

$$\gamma = V \cdot C \cdot 1000 / V_0,$$

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 записываем в табл. 18.

Таблица 18

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			
2	K_2SO_4	10			
3	K_3PO_4	10			

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

Находим соотношение между порогами коагуляции данными электролитами, полученными в задании 1. На основании полученных данных делаем вывод о знаке заряда иона-коагулянта и знаке заряда частиц золя гидроксида железа (III).

Задание 3. Проверить защитные свойства желатина.

В колбу вносим пипеткой Мора 10 мл раствора золя и 0,1 мл 0,1%-ного раствора желатина. Титруем этот раствор раствором KCl. Рассчитываем порог коагуляции раствора KCl по отношению к золю гидроксида железа (III) после добавления желатина ($\gamma_{ж}$):

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

Определим, во сколько раз увеличился порог коагуляции золя после добавления желатина:

Вопросы для обсуждения:

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

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

ЗАНЯТИЕ 17 ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ РАСТВОРОВ БИОПОЛИМЕРОВ

Лабораторная работа. Свойства растворов биополимеров.

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

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

Ход работы

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

Вносим в сухие мерные пробирки на 10 мл по 0,5 мл порошка желатина (V_0) и добавляем 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 перемешиваем палочкой. Через 30 минут определяем объем набухшего желатина (V) и рассчитываем степень набухания (α) по приведенной ниже формуле:

$$\alpha = (V - V_0) / V_0.$$

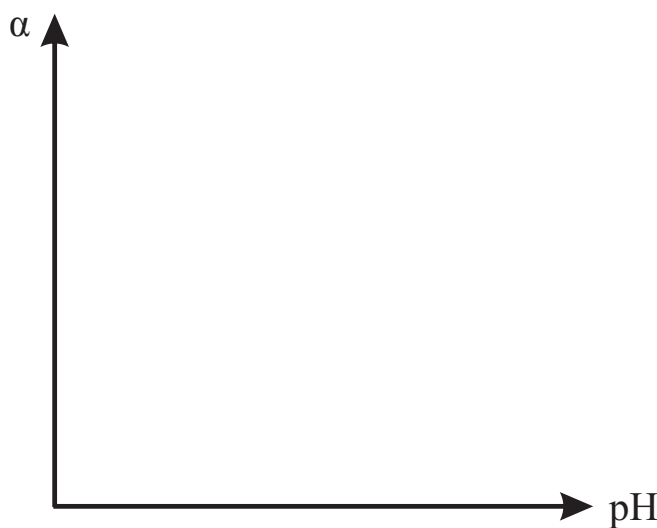
Полученные данные заносим в табл. 19.

Таблица 19

Результаты эксперимента

Система	рН среды	Объем полимера		Степень набухания
		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				

Строим график зависимости степени набухания (α) от рН среды и делаем вывод о влиянии рН среды на степень набухания желатина, находим значение рН в изоэлектрической точке (ИЭТ).



Задание 2. Обратимое высаливание желатина из раствора.

К раствору белка в пробирке прилейте насыщенный раствор сульфата аммония до выпадения белка в осадок. Затем, добавляя в пробирку воду, добейтесь полного растворения осадка.

Вопросы для обсуждения:

1. При проведении опыта при высокой температуре в аудитории порог набухания в пробирках 1 и 4 определить невозможно. Почему?
2. Что представляет собой желатин?
3. Какой заряд имеет желатин в пробирках 1 и 4? За счет каких процессов?
4. В чем принципиальное отличие процесса высаливания белка из раствора от денатурации?

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

ЗАНЯТИЕ 18 КОЛЛОКВИУМ

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.

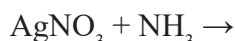
Теоретические вопросы

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.
17. Электрохимия.
18. Поверхностные явления.
19. Коллоидные растворы.
20. Растворы белков.

Пример задания на коллоквиуме

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 $1,03\text{ г/мл}$. Криоскопическая константа воды равна $1,86\text{ К} \cdot \text{кг/моль}$.

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

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

8. pK плавиковой кислоты (HF) равен $3,17$. Найдите pH в растворе плавиковой кислоты с массовой долей HF , равной $0,01\%$. Плотность раствора равна $1,01\text{ г/мл}$.

9. Определите pH в растворе, полученном в результате добавления $10\text{ мл } 0,05\text{M}$ раствора NaOH к $50\text{ мл } 0,15\text{M}$ раствора уксусной кислоты. pK для уксусной кислоты равен $4,75$.

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. pH желудочного сока в норме находится в пределах: _____.

14. Для эффективного поддержания pH на уровне $5,0$ необходимо использовать буфер с pK 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 $pH = 7,4$ будет _____.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. *Барковский, Е. В.* Общая химия : учеб. пособие / Е. В. Барковский, С. В. Ткачев, Л. Г. Петрушенко. Минск : Выш. шк., 2013. 639 с.
2. *Барковский, Е. В.* Основы биофизической и коллоидной химии : учеб. пособие / Е. В. Барковский, С. В. Ткачев, Л. И. Паневич. Минск : Выш. шк., 2009. 413 с.
3. *Барковский, Е. В.* Основы химии биогенных элементов : учеб. пособие / Е. В. Барковский, С. В. Ткачев. Минск : Выш. шк., 2011. 192 с.
4. *Болтromeюк, В. В.* Общая химия : учеб. пособие / В. В. Болтromeюк. Минск : Выш. шк., 2012. 624 с.
5. *Laboratory works and home tasks in general chemistry / V. V. Khrustalev [et al.].* Minsk : BSMU, 2016, 182 p.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
Занятие 1. Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.....	4
Занятие 2. Введение в титриметрические методы анализа.....	5
Занятие 3. Приготовление растворов с заданной концентрацией	7
Занятие 4. Кислотно-основное титрование	8
Занятие 5. Окислительно-восстановительные процессы. Перманганатометрия.....	10
Занятие 6. Окислительно-восстановительные процессы. Йодометрия.....	11
Занятие 7. Коллигативные свойства растворов.....	12
Занятие 8. Кислотность биологических жидкостей	13
Занятие 9. Буферные системы.....	15
Занятие 10. Гетерогенные равновесия	16
Занятие 11. Химическая термодинамика	19
Занятие 12. Химическая кинетика.....	21
Занятие 13. Кондуктометрия.....	22
Занятие 14. Электродные процессы. Потенциометрия	24
Занятие 15. Поверхностные явления.....	26
Занятие 16. Физическая химия дисперсных систем. Устойчивость и коагуляция коллоидных растворов.....	27
Занятие 17. Физическая химия растворов биополимеров.....	30
Занятие 18. Коллоквиум	31
Список использованной литературы.....	33

Учебное издание

Хрусталёв Владислав Викторович
Латушко Татьяна Викторовна
Прохорова Татьяна Владимировна и др.

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Практикум

Ответственный за выпуск В. В. Хрусталёв
Компьютерный набор О. И. Смирновой
Редактор О. В. Лавникович

Подписано в печать 19.12.18. Формат 60×84/8. Бумага офсетная.
Ризография. Гарнитура «Times».
Усл. печ. л. 4,18. Уч.-изд. л. 1,7. Тираж 366 экз. Заказ 85.

Издатель и полиграфическое исполнение: учреждение образования
«Белорусский государственный медицинский университет».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 1/187 от 18.02.2014.
Ул. Ленинградская, 6, 220006, Минск.

ISBN 978-985-21-0239-1



9 789852 102391

депозитарий БГМУ