

Министерство сельского хозяйства и продовольствия
Республики Беларусь

Учреждение образования
«Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия
ветеринарной медицины»

Кафедра химии

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ОБЩЕЙ И АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие для студентов учреждений высшего
образования по специальности 1 – 74 03 02 «Ветеринарная медицина»

Витебск
ВГАВМ
2017

УДК 54(07)
ББК 24.1
Х73

Рекомендовано к изданию редакционно-издательским советом
УО «Витебская ордена «Знак Почета» государственная
академия ветеринарной медицины»
от 14 июня 2016, (протокол № 2)

Авторы:

доктор биологических наук, профессор *В. М. Холод*, кандидат биологических наук, доцент *И. Ю. Постраш*, кандидат биологических наук, доцент *Л. Н. Громова*, старший преподаватель *Т. В. Пипкина*, старший преподаватель *О. В. Господарик*, старший преподаватель *А. В. Бизунов*

Рецензенты:

кандидат ветеринарных наук, доцент *Н. Г. Толкач*; кандидат биологических наук, доцент, *Е. Н. Кудрявцева*

Лабораторные работы по общей и аналитической химии :
Х73 учеб. – метод. пособие для студентов учреждений высшего образования по специальности 1 – 74 03 02 «Ветеринарная медицина» / В. М. Холод [и др.]. – Витебск : ВГАВМ, 2017. - 48 с.
ISBN

Учебно-методическое пособие включает работы по общей химии, химии элементов и основам качественного и количественного анализа. Представлены лабораторные работы по термодинамике, кинетике химических реакций, свойствам растворов электролитов и неэлектролитов, буферным и коллоидным растворам.

Приведены работы по свойствам наиболее важных биогенных элементов и их соединений с описанием аналитических реакций обнаружения катионов и анионов.

Включены работы, позволяющие ознакомиться с методами титриметрического анализа (кислотно-основное, комплексонометрическое титрование) и физико-химическими методами (спектральные, хроматографические методы).

УДК 54(07)
ББК 24.1

ISBN

© УО «Витебская ордена «Знак Почета»
государственная академия ветеринарной
медицины», 2017

Содержание

Введение	4
Общие правила работы в химической лаборатории	5
Ведение лабораторного журнала	6
Лабораторная работа № 1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации	7
Лабораторная работа № 2. Влияние различных факторов на скорость химической реакции. Смещение химического равновесия	8
Лабораторная работа № 3. Растворы. Приготовление растворов разной концентрации	11
Лабораторная работа № 4. Гидролиз солей	15
Лабораторная работа № 5. Приготовление и свойства буферных растворов	17
Лабораторная работа № 6. Получение и свойства коллоидных растворов	20
Лабораторная работа № 7. Свойства растворов высокомолекулярных соединений (ВМС)	21
Лабораторная работа № 8. Окислительно-восстановительные реакции	23
Лабораторная работа № 9. Метод кислотно-основного титрования. Определение карбонатной жесткости воды	24
Лабораторная работа № 10. Метод комплексонометрии. Определение общей жесткости воды	26
Лабораторная работа № 11. Спектральные методы анализа. Фотометрическое определение меди в растворе	28
Лабораторная работа № 12. Хроматографические методы анализа. Ионнообменная хроматография	30
Лабораторная работа № 13. Свойства s-элементов и их соединений. Качественные реакции на катионы s-элементов	31
Лабораторная работа № 14. Свойства p-элементов и их соединений. Качественные реакции на анионы p-элементов	32
Лабораторная работа № 15. Свойства d-элементов и их соединений. Качественные реакции на катионы d-элементов	35
Литература	38
Приложение	39

Введение

Химия является одной из естественно-научных дисциплин, создающих необходимую теоретическую базу для изучения дисциплин предклинического и клинического цикла, формирующих навыки работы с химическими веществами, лабораторным оборудованием и технику лабораторной работы. Настоящее учебно-методическое пособие представляет собой руководство к выполнению лабораторных работ. Оно включает работы, отражающие наиболее важные разделы по общей и аналитической химии, которые необходимы студентам для понимания химических основ процессов жизнедеятельности, основных закономерностей протекания биохимических процессов, современных физико-химических методов аналитических исследований.

Лабораторные работы являются достаточно простыми в выполнении, что является необходимым условием для студентов 1-го курса, не имеющих еще навыков лабораторной работы, но дает им возможность освоить основные необходимые элементы лабораторной техники и получить общее представление о работе в лаборатории. Описание техники выполнения лабораторных работ позволяет студентам заранее подготовиться к ее выполнению и не терять время на ее изучение во время проведения лабораторных занятий. Это способствует более продуктивному использованию времени лабораторно-практических занятий, что особенно важно в условиях небольшого числа часов, отведенных на дисциплину.

Учебно-методическое пособие построено по общей схеме: формулируется цель занятия, описываются последовательность и техника выполнения лабораторной работы, протокол оформления работы и выводы, которые необходимо сделать. Оно включает 15 работ по наиболее важным разделам общей, неорганической химии, количественного анализа, титриметрическим и физико-химическим методам, которые широко используются в клинико-биохимическом и фармацевтическом анализе. Представлены работы по титриметрии, комплексонометрии, абсорбционной спектрометрии, хроматографическому анализу. Работы по изучению отдельных групп химических соединений составлены с учетом возможности их использования при проведении качественного анализа, в ветеринарно-фармацевтической практике.

Учебно-методическое пособие предназначено для студентов факультета ветеринарной медицины при изучении дисциплины «Общая химия с основами аналитической». Пособие составлено в соответствии с государственным образовательным стандартом и типовой учебной программой для высших учебных заведений по специальности 1-74 03 02 «Ветеринарная медицина». Оно может быть использовано также при прохождении дисциплины «Химия» специальности

1-74 03 01 «Зоотехния» и дисциплины «Общая и аналитическая химия» специальности 1-74 03 04 «Ветеринарная санитария и экспертиза».

Общие правила работы в химической лаборатории

1. Ознакомьтесь с вывешенными в лаборатории правилами и примите их к сведению.
2. Прежде чем приступить к работе по данной теме, тщательно изучите ее описание, подготовьте необходимые приборы и реактивы.
3. Работайте тщательно, аккуратно, без излишней торопливости. Во время работы будьте предельно внимательны. Только при аккуратной работе можно получить правильные результаты. В работе следует пользоваться только незагрязненными реактивами и чистой посудой.
4. Выполняйте только порученную вам работу. Используйте оборудование лаборатории только по прямому назначению. Не выполняйте работу на неисправном оборудовании. Обо всех неисправностях немедленно сообщайте преподавателю.
5. Все емкости с реактивами, используемые при работе, должны быть снабжены этикетками с четким названием вещества или химической формулой. Пользоваться реактивами без этикеток запрещается.
6. Работы с вредными веществами проводите только под тягой! Концентрированные кислоты и щелочи наливайте осторожно, под тягой в вытяжном шкафу, не уносите их на свои рабочие места.
7. Твердые вещества следует брать из банок сухим шпателем либо специальной ложкой и не загрязнять одно вещество другим.
8. Не выливайте излишки взятого реактива в общую склянку во избежание возможного загрязнения содержимого склянки.
9. Если в описании работы специально не указано сколько нужно взять вещества, то брать следует в возможно меньшем количестве: жидкостей – не более 8-10 капель (при помощи пипетки), сухих веществ – несколько кристаллов.
10. Если концентрированная кислота или щелочь попали на кожу, то смойте ее водопроводной водой и, по указанию преподавателя, обработайте это место нейтрализующим раствором.
11. При нагревании жидкостей не держите пробирку или колбу отверстием к себе или в сторону находящегося рядом человека.
12. Не выливайте в раковину отработанные концентрированные кислоты и щелочи, а пользуйтесь для этого банками, установленными под тягой.
13. При всех несчастных случаях следует немедленно обращаться к преподавателю, ведущему занятие.
14. По окончании работы следует вымыть всю бывшую в употреблении посуду и привести в порядок свое рабочее место.

Ведение лабораторного журнала

Лабораторный журнал – это отчет студента о выполнении лабораторной работы, его ведение обязательно для студента.

В лабораторном журнале описывается ход выполнения лабораторной работы, отмечаются наблюдаемые явления, заносятся результаты измерений, приводятся вычисления и выводы.

Оформление каждой работы следует начинать с новой страницы. Следует отводить поля для дополнительных замечаний. Записи нужно делать аккуратно и разборчиво.

Примерная форма протокола лабораторной работы

Дата проведения.

Название лабораторной работы.

Цель работы.

Ход работы (краткое описание методики).

Уравнения протекающих реакций.

Результаты измерений (при необходимости сводятся в таблицу).

Расчеты.

Вывод (отражается достижение цели эксперимента).

Внимание! При изучении свойств элементов и их соединений (лабораторные работы № 13-15) записываются наблюдаемые явления (выпадение осадка, выделение газа, изменение цвета раствора). Если реакции протекают в водном растворе, то кроме уравнений в молекулярном виде следует записывать ионные уравнения.

После оформления работы студент защищает ее у преподавателя, отвечая на вопросы, связанные с принципом проведения опытов, оценкой полученных результатов и выводов. Преподаватель подписывает лабораторную работу, после чего она считается выполненной.

Лабораторная работа № 1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации

Цель работы. Получить представление о калориметрическом методе определения теплового эффекта химических реакций.

Выполнение лабораторной работы

Отмерьте мерным цилиндром 25 мл раствора щелочи с концентрацией 1 моль/л, перелейте раствор в калориметр (термос) и измерьте его температуру (t_1). Затем отмерьте другим цилиндром 25 мл раствора соляной кислоты с концентрацией 1 моль/л, аккуратно перелейте ее в калориметр, быстро перемешайте, закройте термос пробкой с термометром и следите за изменением температуры. Когда температура достигнет максимума, запишите ее значение (t_2).

Вычисления. Сделайте расчеты теплоты, выделившейся в ходе эксперимента ΔH (эксп.).

Для этого вычислите выделившуюся в калориметре теплоту по формуле:

$$Q = C_p \cdot \Delta t,$$

где $C_p = 0,22$ кДж/К - теплоемкость калориметра.

Эта теплота постепенно, по мере выравнивания температуры, передается в окружающую среду и может быть принята равной по абсолютному значению изменению энтальпии:

$$\Delta H = -Q.$$

Для определения экспериментального значения теплового эффекта реакции (ΔH° (эксп.)) нужно сделать пересчет на 1 моль реагирующей кислоты или основания, что соответствует 1 моль образовавшейся воды:



$$\Delta H^\circ_{\text{эксп.}} = -\frac{Q}{n} = -\frac{Q}{C_n \cdot V},$$

где n – химическое количество к-ты;

C - концентрация к-ты (1 моль/л);

V - объем к-ты, л.

Для вычисления теоретического значения ΔH° (теор.) используйте первое следствие из закона Гесса и справочные данные: $\Delta H^\circ(\text{H}^+) = 0$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{OH}^-) = -230$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -286$ кДж/моль.

Рассчитайте абсолютную (Δ) и относительную (δ) ошибки эксперимента.

Протокол оформления работы

1. Экспериментальные значения температур:

$t_1 =$

$t_2 =$

$\Delta t = t_2 - t_1 =$

2. Экспериментальное значение энтальпии:

$$\Delta H^\circ(\text{эксп.}) = \frac{-Q}{n} = \frac{-Q}{C_n \cdot V}$$

3. Теоретическое значение энтальпии:

$$\Delta H^\circ(\text{теор.}) =$$

4. Абсолютная ошибка: $\Delta = \Delta H^\circ(\text{теор.}) - \Delta H^\circ(\text{эксп.}) =$

Относительная ошибка (%): $\delta = \frac{\Delta H^\circ(\text{теор.}) - \Delta H^\circ(\text{эксп.})}{\Delta H^\circ(\text{теор.})} \cdot 100 \% =$

Вывод:

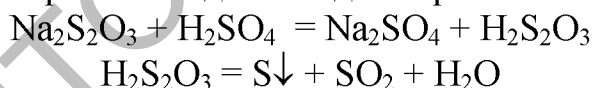
Лабораторная работа № 2. Влияние различных факторов на скорость химической реакции. Смещение химического равновесия

Цель работы. Изучить влияние концентрации реагирующих веществ и температуры на скорость химической реакции; изучить условия смещения химического равновесия.

Выполнение лабораторной работы

1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции изучается на примере взаимодействия серной кислоты H_2SO_4 и тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в результате которого выпадает осадок серы.



О скорости реакции судят по времени появления мути от образующейся серы. Время отсчитывают от начала реакции (момент сливания реактивов) до появления заметного для глаза помутнения. Поэтому во всех трех опытах изменение концентрации серы (до первого появления мути) имеет одно и то же значение, которое можно принять за 1. Тогда скорость выражается как величина, обратная времени.

Прделайте 3 опыта с разной концентрацией $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Опыт 1. В колбу емкостью 100 мл отмерьте из бюретки 15 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. В пробирку отмерьте из бюретки 10 мл H_2SO_4 . Вылейте кислоту из пробирки в колбу с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. В момент добавления H_2SO_4 включите секундомер. Отсчитайте число секунд, прошедших от момента сливания растворов до появления мути.

Опыт 2. Повторите опыт, изменив концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Для этого в колбу отмерьте из бюреток 10 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 5 мл воды и прибавьте

10 мл раствора H_2SO_4 , как в первом опыте. Замерьте время появления помутнения.

Опыт 3. Отмерьте в колбу 5 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 10 мл воды и добавьте 10 мл H_2SO_4 из пробирки. Отметьте время появления мути.

Результаты опыта занесите в таблицу и оформите в виде протокола. Протокол лабораторной работы приведен ниже. Сформулируйте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

2. Влияние температуры на скорость химической реакции.

Опыт 1. Отмерьте из бюретки в одну пробирку 15 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другую – 10 мл раствора H_2SO_4 . Поместите термометр в пробирку с серной кислотой и измерьте ее температуру. Слейте растворы в колбу вместимостью 100 мл и замерьте время появления мути.

Опыт 2. Отмерьте в 2 пробирки те же объемы растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Поместите пробирки в кипящую водяную баню, предварительно опустив в одну из них термометр, и нагрейте растворы на 10°C выше первоначальной температуры. Слейте растворы в колбу и отметьте время появления мути.

Опыт 3. Опыт повторите, нагрев растворы на 20°C выше первоначальной температуры.

Результаты опыта оформите в виде таблицы. Вычислите температурный коэффициент реакции по правилу Вант-Гоффа и сделайте вывод о влиянии температуры на скорость реакции.

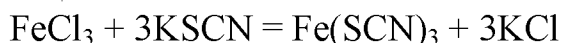
3. Влияние катализатора на скорость химической реакции.

Изучите зависимость скорости реакции от катализатора на примере реакции разложения пероксида водорода H_2O_2 .

Налейте в пробирку 1 мл 10 % H_2O_2 . Нагрейте пробирку и тлеющей лучиной проверьте выделение кислорода. Добавьте в раствор несколько кристаллов MnO_2 (катализатор) и снова проверьте выделение кислорода. Напишите уравнение реакции разложения пероксида водорода. Сделайте вывод о влиянии катализаторов на скорость химической реакции.

4. Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние равновесия.

Смещение равновесия можно наблюдать при проведении реакции между хлоридом железа (III) и тиоцианатом калия.



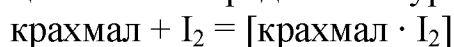
Раствор FeCl_3 имеет слабо - желтый цвет, растворы KSCN и KCl - бесцветны, раствор $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ - кроваво-красного цвета. Поэтому смещение равновесия при изменении концентрации одного из компонентов реакции сопровождается изменением интенсивности окраски раствора.

В 4 пробирки внесите по 5-7 капель 0,01 М раствора FeCl_3 и KSCN и перемешайте. Образуется раствор характерного кроваво-красного цвета, обуслов-

ленный присутствием малодиссоциирующего тиоцианата железа (III). Одну пробирку с полученным раствором сохраните для сравнения результатов опыта (эталон). В остальные пробирки добавьте следующие реактивы: в первую – 2-3 капли насыщенного раствора FeCl_3 , в другую – 2-3 капли насыщенного раствора KSCN , в третью – несколько кристаллов KCl .

Сравните интенсивность окраски полученных растворов с эталоном. По изменению интенсивности окраски определите направление смещения равновесия. Результаты наблюдений занесите в таблицу. Запишите выражение константы равновесия реакции. Сделайте вывод о влиянии концентрации исходных веществ и продуктов реакции на смещение равновесия.

5. Влияние температуры на химическое равновесие. При действии йода на крахмал образуется непрочное соединение сложного состава, имеющее синий цвет. В общем виде реакцию можно представить уравнением:



В 2 пробирки налейте по 2-3 мл раствора крахмала и добавьте по 2-3 капли йодной воды. Наблюдайте появление синей окраски.

Нагрейте одну из пробирок. Объясните наблюдаемые изменения на основании принципа Ле-Шателье. Укажите знак теплового эффекта прямой реакции. Запишите выражение константы равновесия реакции. Сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

Протокол оформления работы

Название работы

Цель:

Ход работы

Таблица 1- Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции

№ опыта	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл)	Объем H_2O (мл)	Объем H_2SO_4 (мл)	Время, τ (сек.)	Скорость, $v = 1/\tau$
1.	15	-	10		
2.	10	5	10		
3.	5	10	10		

Вывод:

Таблица 2 - Влияние температуры на скорость химической реакции

№ опыта	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл)	Объем H_2SO_4 (мл)	Температура, t ($^{\circ}\text{C}$)	Время, τ (сек.)	Скорость, $v = 1/\tau$
1.	15	10			
2.	15	10			
3.	15	10			

Вывод:

3. Влияние катализатора на скорость химической реакции

Уравнение реакции, наблюдения

Вывод:

Таблица 3 - Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние равновесия

№ опыта	Что добавлено	Изменение концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1.				
2.				
3.				

Наблюдение, выражение константы равновесия

Вывод:

5. Влияние температуры на химическое равновесие

Наблюдения, выражение константы равновесия

Вывод:

Лабораторная работа № 3.

Растворы. Приготовление растворов разной концентрации

Цель работы. Освоить технику приготовления растворов разной концентрации.

Выполнение лабораторной работы

Для приготовления растворов в качестве растворенного вещества используются твердые (безводные и кристаллогидраты) и жидкие вещества. В качестве растворителя используется дистиллированная вода.

Процесс приготовления растворов включает в себя следующие этапы:

1. Расчет необходимой навески растворенного вещества.
2. Взятие навески на электронных весах разной степени точности (в зависимости от необходимой точности).
3. Растворение навески.

Для приготовления растворов используется следующая мерная посуда: мерные колбы, мерные цилиндры, мензурки, химические стаканы.

Приготовленные растворы переливают в реактивные склянки и снабжают этикеткой с указанием вещества, раствор которого содержится в склянке и его концентрации.

Растворы можно приготовить по массе или по объему.

Приготовление раствора по массе (с известной массовой долей)

Приготовление раствора по массе (процентная концентрация или массовая доля) включает следующие этапы:

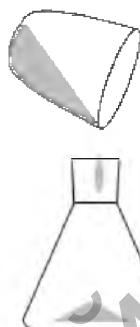
1. Расчет навески вещества, необходимой для приготовления заданного раствора.

2. Расчет массы растворителя (из массы раствора вычитают массу растворенного вещества (навески)).

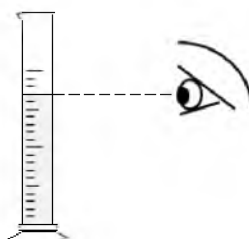
3. Взятие навески на электронных весах необходимой точности.



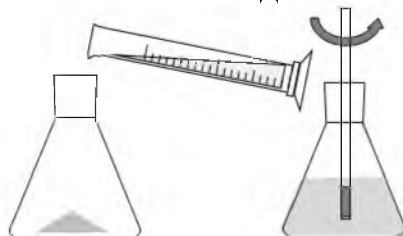
4. Перенос навески в колбу.



5. Взятие определенной массы растворителя (воды). Для этого мерным цилиндром или мензуркой отмеряют необходимый объем воды в миллилитрах. Так как плотность дистиллированной воды равна 1 г/см^3 , то численное значение объема будет равно численному значению массы.



6. Перенос в колбу с навеской вещества отмеренной воды с последующим перемешиванием стеклянной палочкой до полного растворения навески.



7. Переливание раствора в реактивную склянку, снабженную этикеткой с формулой растворенного вещества и концентрацией раствора.

Задания для самостоятельной работы:

1. Сделать расчет и приготовить 25 г 4 % раствора хлорида калия.
2. Пользуясь «правилом креста», рассчитать, в каком объемном соотношении нужно смешать приготовленный в первом задании раствор ($\rho=1,024 \text{ г/см}^3$) и дистиллированную воду, чтобы получить 3 % раствор. Приготовить 40 г такого раствора.
3. Определить плотность выданного раствора кислоты с помощью ареометра и по таблице плотностей водных растворов определить процентную концентрацию кислоты. Приготовить из выданного раствора 1 % раствор. В тетради произвести соответствующие расчеты.

Протокол оформления работы

Название работы

Цель:

Ход работы

Задание №1.

Математические расчеты:

m (навески хлорида калия) =

$V(\text{H}_2\text{O}) =$

Приготовление раствора:

Вывод:

Задание №2.

Математические расчеты:

$V(\text{р-ра KCl}) =$

$V(\text{H}_2\text{O}) =$

Приготовление раствора:

Вывод:

Задание №3.

$\rho(\text{р-ра кислоты}) =$

$w(\text{кислоты}) =$

Математические расчеты:

$V(\text{H}_2\text{O}) =$

Приготовление раствора:

Вывод:

Приготовление раствора по объему.

Приготовление растворов определенной молярной концентрации и определенной молярной концентрации эквивалента (нормальная, эквивалентная концентрация).

Приготовление раствора по объему включает в себя следующие этапы:

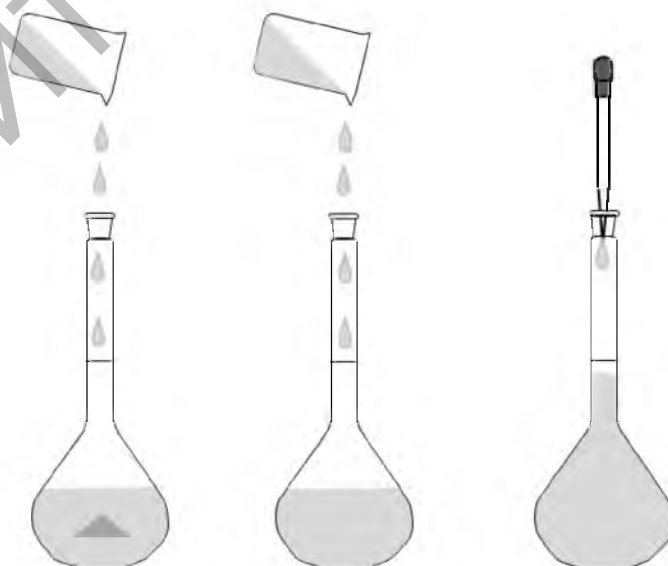
1. Расчет навески вещества, необходимой для приготовления раствора.
2. Взятие навески на электронных весах.



3. Перенос навески вещества через сухую воронку в мерную колбу необходимого объема (частицы вещества, оставшиеся на стенках воронки, смывают небольшим объемом дистиллированной воды).



4. Растворение навески в небольшом объеме воды и доведение объема раствора в мерной колбе (по нижнему мениску) до метки на горлышке колбы.



5. Переливание приготовленного раствора в реактивную склянку.

Задания для самостоятельной работы:

1. Произвести необходимые расчеты и приготовить 50 мл 0,01 М раствора KNO_3 .
2. Произвести необходимые расчеты и приготовить 50 мл 0,01 н раствора K_2SO_4 .

Протокол оформления работы

Название работы

Цель:

Ход работы

Задание №1:

Математические расчеты:

$m(\text{KNO}_3) =$

$V(\text{H}_2\text{O}) =$

Приготовление раствора:

Вывод:

Задание №2:

Математические расчеты:

$m(\text{K}_2\text{SO}_4) =$

$V(\text{H}_2\text{O}) =$

Приготовление раствора:

Вывод:

Лабораторная работа № 4.

Гидролиз солей

Цель работы. Изучить механизм гидролиза и причину изменения pH в растворах гидролизующихся солей. Определить влияние природы соли, концентрации и температуры на характер гидролиза.

Выполнение лабораторной работы

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей.

В четыре пробирки налейте по 6-8 капель растворов: в первую – Na_2CO_3 , во вторую – ZnCl_2 , в третью – NaNO_3 , в четвертую – $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Определите pH раствора каждой соли с помощью универсальной индикаторной бумаги. Результаты оформите в виде таблицы.

Таблица 4 - Влияние природы соли на процесс гидролиза

№ пробирки	Раствор соли	Тип соли	pH раствора	Реакция среды
1	Na_2CO_3			
2	ZnCl_2			
3	NaNO_3			
4	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$			

Сделайте вывод о том, какие соли подверглись гидролизу. Составьте уравнения реакций гидролиза, имея в виду, что карбонат натрия и хлорид цинка гидролизуются при комнатной температуре по первой ступени.

Опыт 2. Влияние температуры на степень гидролиза.

В пробирку налейте около 1 мл раствора CH_3COONa и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Разлейте раствор в две пробирки, одну из которых оставьте в качестве контрольной, а другую нагрейте до кипения.

Как меняется интенсивность окраски раствора в нагретой пробирке? В каком направлении смещается равновесие реакции гидролиза? Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

Опыт 3. Влияние разбавления на степень гидролиза.

Получите соль хлорид висмута (III), для чего к раствору нитрата висмута (III) прибавьте хлорид натрия. Затем постепенно добавьте воду до выпадения белого осадка BiOCl . Этот осадок образуется на второй ступени гидролиза из $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$ путем отщепления воды.

Напишите уравнения первой и второй ступеней гидролиза. Сделайте вывод о том, как влияет разбавление на степень гидролиза.

Опыт 4. Анализ характера гидролиза неизвестной соли.

Получите у преподавателя пробирку с солью. Несколько кристалликов соли растворите в небольшом объеме воды и определите pH раствора соли с помощью универсальной индикаторной бумаги. Какова реакция среды раствора соли?

Вывод:

1. Укажите природу соли (каким основанием и какой кислотой она образована) и характер гидролиза.
2. Составьте уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде.
3. Запишите выражение константы гидролиза соли.

Протокол оформления работы

Название работы

Цель:

Ход работы

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей.

Таблица 5 - Влияние природы соли на процесс гидролиза

№ пробирки	Раствор соли	Тип соли	pH раствора	Реакция среды
1	Na_2CO_3			
2	ZnCl_2			
3	NaNO_3			
4	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$			

Уравнения реакций

Вывод:

Опыт 2. Влияние температуры на степень гидролиза.

Уравнение реакции, наблюдения

Вывод:

Опыт 3. Влияние разбавления на степень гидролиза.

Уравнение реакции, наблюдения

Вывод:

Опыт 4. Анализ характера гидролиза неизвестной соли.

Получите у преподавателя пробирку с солью. Несколько кристалликов соли растворите в небольшом объеме воды и определите рН раствора соли с помощью универсальной индикаторной бумаги. Какова реакция среды раствора соли?

$pH = \dots$

Реакция среды:

Вывод:

- 1.
- 2.
- 3.

Лабораторная работа № 5.

Приготовление и свойства буферных растворов

Цель работы. Научиться готовить буферные растворы с определенным значением рН и изучить их свойства.

Выполнение лабораторной работы

Опыт 1. Приготовление буферных растворов.

Возьмите три пронумерованные пробирки. В первую отмерьте 2,5 мл 0,1 М раствора CH_3COOH и 2,5 мл 0,1 М раствора CH_3COONa (ацетатный буферный раствор № 1), во вторую - по 2,5 мл 0,1 М NH_4OH и 0,1 М NH_4Cl (аммиачный буферный раствор), в третью – 2,5 мл 0,1 М раствора CH_3COOH и 2,5 мл 0,01 М раствора CH_3COONa (ацетатный буферный раствор № 2).

Определите рН полученных буферных растворов с помощью индикаторной бумаги. Для этого каплю буферного раствора нанесите на полоску индикаторной бумаги и сравните окраску с эталоном. Результаты занесите в таблицу.

Рассчитайте теоретические значения рН буферных растворов и сравните с полученными экспериментальными данными.

Опыт 2. Буферное действие.

Возьмите 3 пробирки, в одну из них отмерьте 1 мл дистиллированной воды, в другую – 1 мл ацетатного буферного раствора № 1, в третью – 1 мл аммиачного буферного раствора.

В каждую пробирку добавьте по капле 0,1 М раствора HCl, перемешайте и определите pH растворов после добавления кислоты. В три другие пробирки отмерьте такое же количество воды и буферных растворов и добавьте по капле 0,1 М раствора NaOH, перемешайте и определите pH растворов после действия щелочи. Результаты занесите в таблицу.

Объясните результаты, исходя из механизма действия буферных растворов.

Опыт 3. Разбавление буферных растворов.

В две колбы по 100 мл отмерьте по 1 мл ацетатного (№ 1) и аммиачного буферных растворов и добавьте по 50 мл дистиллированной воды. С помощью индикаторной бумаги определите pH разбавленных растворов и сделайте вывод, как влияет разбавление на величину pH.

Опыт 4. Определение буферной емкости.

В колбу на 50 мл отмерьте 10 мл ацетатного буферного раствора № 1. В другой колбе приготовьте раствор сравнения, для этого смешайте 9 мл 0,1 М раствора CH₃COOH и 1 мл 0,1 М раствора CH₃COONa (pH данного раствора на единицу меньше первого).

В обе колбы добавьте по 3 капли метилоранжа и оттитруйте буферный раствор в первой колбе 0,1 н раствором HCl до получения одинаковой окраски с раствором в колбе сравнения. Рассчитайте буферную емкость ацетатного буферного раствора по формуле:

$$B = \frac{n_{\text{экв. (к-ты)}}}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф. р-ра}}} = \frac{C_{\text{н (к-ты)}} \cdot V_{\text{(к-ты)}}}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф. р-ра}}},$$

где B – буферная емкость ацетатного буферного раствора;

$n_{\text{экв.}}$ – число моль-эквивалентов HCl, добавленных к буферному раствору;

$\Delta \text{pH} = \text{pH}_2 - \text{pH}_1$;

V – объем буферного раствора (в л).

Протокол оформления работы

Таблица 6 - Приготовление буферных растворов

Название буферного раствора	Состав буферного раствора	Практическое значение pH	Теоретическое значение pH
Ацетатный буферный раствор № 1			
Аммиачный буферный раствор			
Ацетатный буферный раствор № 2			

Примечание. Расчет теоретического значения pH.

Таблица 7 - Буферное действие

Содержимое колбы	Практическое значение рН			Расчет теоретического значения рН после добавления HCl и NaOH
	исходного раствора	после добавления HCl	после добавления NaOH	
Дистиллированная вода				
Ацетатный буферный раствор № 1				
Аммиачный буферный раствор				

Примечание.

1. Механизм действия ацетатного буферного раствора.
2. Механизм действия аммиачного буферного раствора.

Таблица 8 - Разбавление буферных растворов

Буферный раствор	Добавлено H ₂ O, мл	Практическое значение рН		Расчет теоретического значения рН после добавления воды
		исходного раствора	после добавления воды	
Ацетатный буферный раствор № 1				
Аммиачный буферный раствор				

Примечание. Расчет значения рН до разведения и после разведения.

Таблица 9 - Определение буферной емкости

Буферный раствор	Добавлено 0,1 н HCl, мл	Буферная емкость
Ацетатный буферный раствор № 1		
Буферный раствор сравнения		

$$B = \frac{n_{\text{экв. (к-ты)}}}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф. р-ра}}} = \frac{C_{\text{н (к-ты)}} \cdot V_{\text{(к-ты)}}}{\Delta \text{pH} \cdot V_{\text{буф. р-ра}}}$$

Лабораторная работа № 6. Получение и свойства коллоидных растворов

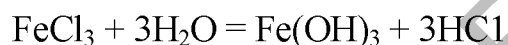
Цель работы. Ознакомиться со структурой и некоторыми способами получения коллоидных растворов и их свойствами.

Выполнение лабораторной работы

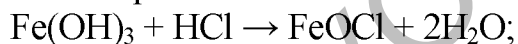
Опыт 1. Получение золя гидроксида железа (III).

Отмерьте в колбочку 25 мл дистиллированной воды мерным цилиндром и нагрейте на электроплитке до кипения. Быстро добавьте 5 мл 2 % раствора FeCl_3 . Полученный золь имеет красно-бурую окраску. Каким методом получен золь?

В основе образования мицелл гидроксида железа лежат следующие химические реакции:



Часть молекул гидроксида железа вступает в химическую реакцию с соляной кислотой с образованием стабилизатора:



Напишите формулу мицеллы, обозначьте ее составные части. Каким способом получен золь?

Опыт 2. Получение золя берлинской лазури.

В пробирку отмерьте 3 мл 0,005 М раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и прибавьте 1 мл 0,005 М раствора FeCl_3 . Получают золь, окрашенный в темно-синий цвет.

Напишите формулу мицеллы, обозначьте ее составные части. Каким способом получен золь?

Опыт 3. Очистка золя диализом.

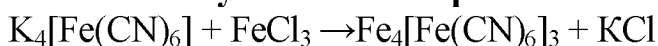
В пробирку отмерьте примерно 1 мл золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$, полученного в предыдущем опыте. Отверстие пробирки заверните целлофаном, который закрепите резиновым колечком. Пробирку с целлофановым дном вставьте в отверстие картонного кружка и опустите в стакан с дистиллированной водой (примерно 10 мл). Через 15 мин. из стакана в пробирку отберите пробу воды примерно 1 мл, проведите качественную реакцию на ионы хлора (реакция с AgNO_3). Объясните отсутствие в стакане с водой красно-бурого окрашивания и наличие ионов хлора.

Опыт 4. Коагуляция золя гидроксида железа (III).

Возьмите в пробирку 5 мл свежеприготовленного раствора гидроксида железа (опыт 1). Затем из бюретки по каплям добавьте до появления помутнения 0,01 М сульфата натрия. Запишите результат и рассчитайте порог коагуляции (ммоль/л) по формуле (см. оформление протокола).

Протокол оформления работы

Опыт 1. Получение золя берлинской лазури.



Сравним химическое количество исходных веществ:

$$n(K_4[Fe(CN)_6]) = \dots\dots;$$

$$n(FeCl_3) = \dots\dots$$

В избытке - Он является стабилизатором.

Составьте формулу мицеллы (обозначьте составные части).

Золь получен методом.....

Опыт 2. Получение золя гидроксида железа (III).

Составьте формулу мицеллы золя гидроксида железа с учетом того, что $FeOCl$ – стабилизатор (обозначьте составные части мицеллы):

Золь получен методом.....

Опыт 3. Очистка золя диализом

Диализ – это метод.....

Уравнение качественной реакции на ионы хлора (с ионами серебра):

Опыт 4. Коагуляция золя гидроксида железа (III).

$$C(\text{нор.}) = \frac{n_9(\text{электролита})}{V(\text{золя})} = \frac{C_n \cdot V(\text{электролита, мл})}{V(\text{золя, л})}$$

Лабораторная работа № 7.

Свойства растворов высокомолекулярных соединений (ВМС)

Цель работы. Изучить некоторые свойства ВМС.

Выполнение лабораторной работы

Опыт 1. Влияние pH раствора на степень набухания ВМС.

В 3 пробирки внесите по 0,5 г порошка желатина. С помощью полоски миллиметровой бумаги измерьте высоту слоя сухого желатина (h_1). В пробирки налейте соответственно: в первую – 6 мл 0,1 н раствора соляной кислоты, во вторую – 6 мл 0,1 н раствора щелочи, в третью – 6 мл ацетатного буферного раствора (по 3 мл 0,1 н растворов уксусной кислоты и ацетата натрия). Содержимое пробирок перемешайте и оставьте для набухания на 20 минут, после чего измерьте высоту слоя желатина (h_2). Результаты занесите в таблицу.

Опыт 2. Влияние природы электролита на степень набухания ВМС.

В 3 пробирки внесите по 0,5 г порошка желатина. С помощью полоски миллиметровой бумаги измерьте высоту слоя сухого желатина (h_1). В пробирки внесите соответственно по 6 мл 0,5 М растворов сульфата калия, хлорида калия, тиоцианата

калия. Содержимое пробирок перемешайте и оставьте для набухания на 20 минут, после чего измерьте высоту слоя желатина (h_2).

Результаты занесите в таблицу.

Опыт 3. Определение изоэлектрической точки (ИЭТ) желатина.

В три пробирки внесите по 0,5 мл буферных растворов с рН 3,7; 4,7; 5,7 и по 0,5 мл 0,5 % раствора желатина. Коагуляция желатина не наблюдается, так как желатин - гидрофильный белок. Затем во все три пробирки прилейте по 1 мл этилового спирта. В одной из трех пробирок происходит коагуляция желатина. Определите ИЭТ желатина и объясните результаты.

Протокол оформления работы

Таблица 10 - Влияние рН раствора на степень набухания ВМС

№ пробирки	Раствор	рН	h_1 , (мм)	h_2 , (мм)	Степень набухания (h_2/h_1)
1	0,1 н HCl				
2	0,1 н NaOH				
3	0,1 н CH ₃ COOH / 0,1 н CH ₃ COONa				

Вывод о влиянии величины рН раствора на степень набухания ВМС.

Таблица 11 - Влияние природы электролита на степень набухания желатина

№ пробирки	Электролит	h_1	h_2	$\alpha = h_2/h_1$
1	K ₂ SO ₄			
2	KCl			
3	KSCN			

Вывод о влиянии природы электролита на степень набухания ВМС.

Таблица 12 - Определение изоэлектрической точки (ИЭТ) желатина

рН буферного раствора	Появление помутнения (есть, нет)	
	Добавление к раствору желатина буферного раствора	Добавление спирта, C ₂ H ₅ OH
3,7		
4,7		
5,7		

ИЭТ (желатина) =

Вывод (объяснение результатов)

Лабораторная работа № 8. Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы. Установить влияние различных факторов на характер протекания окислительно-восстановительных реакций.

Выполнение лабораторной работы

Опыт 1. Влияние активной реакции среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.

Налейте в 3 пробирки по 3-4 капли водного раствора KMnO_4 . В первую пробирку добавьте 3-4 капли 2 н раствора H_2SO_4 , во вторую – 3-4 капли воды, в третью – 3-4 капли 2 н раствора KOH . Затем во все пробирки добавьте 3-4 капли 1 н раствора Na_2SO_3 . Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций, рассчитайте эквивалентные массы окислителя в данных реакциях. Сделайте вывод о влиянии реакции среды на глубину восстановления окислителя.

Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов.

В две пробирки поместите по 3-4 капли раствора NaNO_2 , прибавьте по 1-2 капли раствора разбавленной H_2SO_4 . Затем в первую пробирку добавьте 6-7 капель раствора KMnO_4 , а во вторую - 1 каплю раствора крахмала и 2-3 капли раствора KI . Объясните наблюдаемые явления, составьте уравнения реакций. Сделайте вывод о том, в каком случае NaNO_2 является восстановителем, в каком – окислителем и почему.

Опыт 3. Влияние концентрации реагента на механизм реакции.

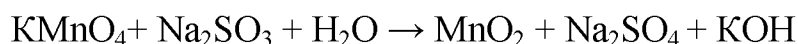
В 2 пробирки поместите по кусочку цинка, добавьте в одну пробирку несколько капель концентрированной серной кислоты, в другую пробирку – несколько капель разбавленной серной кислоты. Для ускорения реакции пробирки можно слегка нагреть над пламенем спиртовки. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель. Как влияет концентрация кислоты на продукты реакции?

Протокол оформления работы

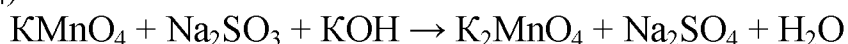
Опыт 1. Влияние реакции среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.*



$M_3(\text{KMnO}_4) =$



$M_3(\text{KMnO}_4) =$



$M_3(\text{KMnO}_4) =$

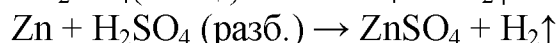
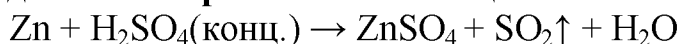
Вывод: (о влиянии кислотности среды на глубину восстановления окислителя).

Опыт 2. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов.



Вывод: (в каком случае NaNO_2 является восстановителем, в каком – окислителем и почему).

Опыт 3. Взаимодействие серной кислоты с цинком.



Вывод: о влиянии концентрации серной кислоты на механизм реакции.

Примечание:

* - все реакции уравнивайте с помощью метода электронного баланса.

Лабораторная работа № 9

Метод кислотно-основного титрования. Определение карбонатной жесткости воды

Цель работы. Освоить метод кислотно-основного титрования и расчеты по результатам анализа; определить карбонатную жесткость воды.

Выполнение лабораторной работы

I. Приготовление стандартного раствора буры.

Задание: приготовить 50 мл 0,1 н раствора буры из $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$.

1. Рассчитать навеску буры ($m_{\text{теорет.}}$) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 50 мл 0,1 н раствора.
2. На аналитических весах взять навеску буры ($m_{\text{гр}}$).
3. Приготовить раствор и количественно перенести его в реакционную склянку.
4. Рассчитать поправочный коэффициент ($K_{\text{погр}}$).
5. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента и титр приготовленного раствора буры.

II. Стандартизация раствора серной кислоты.

Задание: установить концентрацию раствора H_2SO_4 по стандартному раствору буры.

1. Бюретку для титрования заполнить раствором H_2SO_4 .
2. В коническую колбу для титрования отмерить пипеткой 10 мл приготовленного раствора буры. В колбу добавить 1-2 капли раствора метилоранжа.
3. Титровать раствор буры кислотой до тех пор, пока окраска титруемого раствора не изменится с желтой на розовую.

Титрование проводится три раза (результаты должны отличаться не более, чем на 0,1 мл).

4. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента и титр раствора H_2SO_4 .

III. Определение карбонатной жесткости воды.

Карбонатная жесткость воды обусловлена присутствием в ней гидрокарбонатов кальция и магния. В основе определения лежит реакция:



Задание: установить карбонатную жесткость водопроводной воды.

1. В коническую колбу отмерить 50 мл исследуемой воды (с помощью цилиндра или мерной колбы на 50 мл) и добавить 2-3 капли раствора метилоранжа.
2. Титровать воду рабочим раствором H_2SO_4 до тех пор, пока окраска титруемого раствора не изменится с желтой на розовую.
3. Вычислить карбонатную жесткость воды.

Протокол оформления работы

I. Приготовление стандартного раствора буры по точно взятой навеске.

Задание: приготовить 50 мл 0,1 н раствора буры из $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

$C_{\text{н}} = \dots$ (формула)

$M_3 (\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) =$

$m_{\text{теор. буры}} = \dots$ (расчет)

$m_{\text{практ буры}} =$

$$K_{\text{попр}} = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}$$

$C_{\text{н}} (\text{буры}) = 0,1 \text{ н} \cdot K_{\text{попр}}$

Таблица 13 - Стандартизация раствора серной кислоты

№ опыта	$C_{\text{н}}(\text{буры}),$ моль/л	$V(\text{буры}),$ мл	$V(\text{H}_2\text{SO}_4),$ мл	$V_{\text{средн.}}$ $(\text{H}_2\text{SO}_4),$ мл	$C_{\text{н}}(\text{H}_2\text{SO}_4),$ моль/л	$T(\text{H}_2\text{SO}_4),$ г/мл
1		10				
2		10				
3		10				

$$V_{\text{средн.}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$$

$$C_{\text{н}} (\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{C_{\text{н}} (\text{буры}) \cdot V (\text{буры})}{V (\text{H}_2\text{SO}_4)} =$$

$M_{\text{экв.}} (\text{H}_2\text{SO}_4) =$

$$T (\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{C_{\text{н}} \cdot M_{\text{экв.}}}{1000} =$$

Таблица 14 - Определение карбонатной жесткости воды

№ опыта	$C_{\text{н}}(\text{H}_2\text{SO}_4),$ моль/л	$V(\text{H}_2\text{O}),$ мл	$V(\text{H}_2\text{SO}_4),$ мл	$V_{\text{средн.}} (\text{H}_2\text{SO}_4),$ мл	$J_{\text{карб.}}$ ммоль/л
1		50			
2		50			
3		50			

$$J_{\text{карб.}} = \frac{C_{\text{н}} (\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V (\text{H}_2\text{SO}_4)}{V (\text{H}_2\text{O})} \cdot 1000 \text{ (ммоль/л)}$$

Лабораторная работа № 10.

Метод комплексонометрии. Определение общей жесткости воды

Цель работы. Освоить методику проведения комплексонометрического титрования и расчеты по результатам анализа; определить общую жесткость воды.

Выполнение лабораторной работы

I. Приготовление стандартного раствора сульфата магния.

Задание: приготовить 50 мл 0,1 н раствора сульфата магния из $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

1. Рассчитать навеску ($m_{\text{теорет.}}$) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 50 мл 0,1 н раствора.
2. Взять на аналитических весах навеску $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ($m_{\text{пр}}$).
3. Приготовить раствор и количественно перенести его в реакционную склянку.
4. Рассчитать поправочный коэффициент ($K_{\text{попр}}$).
5. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента и титр приготовленного раствора сульфата магния.

II. Стандартизация раствора трилона Б.

Задание: установить концентрацию раствора трилона Б по стандартному раствору сульфата магния.

1. Бюретку заполнить раствором трилона Б.
2. В коническую колбу пипеткой отмерить 10 мл приготовленного раствора сульфата магния, туда же добавить 5 мл аммиачного буферного раствора и 1-2 капли индикатора хрома темно-синего кислотного.
3. Титровать раствор сульфата магния трилоном Б до тех пор, пока окраска титруемого раствора не изменится с винно-красной на сине-фиолетовую.
4. Титрование проводится три раза и берется среднее значение.
5. Рассчитать нормальную концентрацию и титр раствора трилона Б.

III. Определение общей жесткости воды.

Задание: установить общую жесткость водопроводной воды.

1. В коническую колбу отмерить 50 мл водопроводной воды (*с помощью цилиндра или мерной колбы на 50 мл*), добавить 5 мл аммиачного буферного раствора и 2-4 капли индикатора хрома темно-синего кислотного.
2. Титровать воду раствором трилона Б до тех пор, пока окраска титруемого раствора не изменится с винно-красной на сине-фиолетовую. Титрование проводить 3 раза и взять среднее значение.
3. Вычислить общую жесткость воды.

Протокол оформления работы

I. Приготовление стандартного раствора сульфата магния по точно взятой навеске.

Задание: приготовить 50 мл 0,1 н раствора сульфата магния из $MgSO_4 \cdot 7H_2O$

$$M_э (MgSO_4 \cdot 7H_2O) =$$

$$m_{теор.} (MgSO_4 \cdot 7H_2O) = \dots \text{ (расчет)}$$

$$m_{практ.} (MgSO_4 \cdot 7H_2O) = \dots$$

$$K_{попр.} = \frac{m_{практ.}}{m_{теор.}} =$$

$$C_H(MgSO_4) = 0,1 \text{ н} \cdot K_{попр.} =$$

Таблица 15 - Стандартизация раствора трилона Б

№ опыта	$C_H(MgSO_4)$, моль/л	$V(MgSO_4)$, мл	V (тр. Б), мл	$V_{ср.}$ (тр. Б), мл	C_H (тр. Б), моль/л	T (тр. Б), г/мл
1		10				
2		10				
3		10				

$$V_{ср.} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3} =$$

$$C_H(\text{тр. Б}) = \frac{C_H(MgSO_4) \cdot V(MgSO_4)}{V(\text{тр. Б})} =$$

$$M_э(\text{тр. Б}) = 186 \text{ г/моль}$$

$$T(\text{тр. Б}) = \frac{C_H \cdot M_э}{1000} =$$

Таблица 16 - Определение общей жесткости воды

№ опыта	$V(H_2O)$, мл	$C_H(\text{тр. Б})$, моль/л	V (тр. Б), мл	$V_{ср.}$ (тр. Б), мл	$Ж_{воды}$, ммоль/л
1	50				
2	50				
3	50				

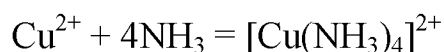
$$Ж_{общ.} = \frac{C_H(\text{тр. Б}) \cdot V(\text{тр. Б})}{V(H_2O)} \cdot 1000 \quad (\text{ммоль/л})$$

По результатам работы сделать вывод о степени жесткости водопроводной воды.

Лабораторная работа № 11.
Спектральные методы анализа.
Фотометрическое определение меди в растворе

Цель работы. Ознакомиться с фотометрическими методами анализа. Определить спектрофотометрически содержание меди в растворе.

Принцип метода. Определение меди аммиачным методом основано на образовании окрашенных в темно-синий цвет комплексов $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ в присутствии избыточного количества аммиака. Интенсивность окраски комплекса в определенном диапазоне концентрации пропорционально концентрации ионов Cu^{2+} .



Выполнение лабораторной работы

1. Построение калибровочного графика.

Приготовление основного стандартного раствора. Для приготовления основного стандартного раствора возьмите 3,927 г химически чистого сульфата меди кристаллогидрата ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) и перенесите в мерную колбу емкостью 1 л, прилейте немного дистиллированной воды, а затем 5 мл концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) и доведите водой объем до метки. В 1 мл такого раствора содержится 1 мг ионов Cu^{2+} .

Приготовьте 4 рабочих стандартных раствора с различным содержанием ионов меди. Для этого возьмите 4 мерные колбы на 50 мл и 4 конические колбы на 100 мл.

Для приготовления раствора № 1 в мерную колбу на 50 мл отмерьте с помощью пипетки (бюретки) 5 мл основного стандартного раствора с концентрацией ионов Cu^{2+} 1 мг/мл, добавьте 10 мл разбавленного (1:3) раствора аммиака, доведите объем водой до метки и перелейте в коническую колбу № 1.

Для приготовления раствора № 2 возьмите 10 мл, № 3 – 15 мл, № 4 – 20 мл основного стандартного раствора и аналогичным образом приготовьте соответствующие рабочие растворы.

Таблица 17 - Схема приготовления рабочих стандартных растворов

	№ 1	№ 2	№ 3	№ 4
Р-р CuSO_4	5	10	15	20
Р-р NH_3	10	10	10	10
H_2O	до 50 мл			

Измерение оптической плотности начинайте со стандартного раствора с наименьшей концентрацией меди. Для этого раствор из колбы перелейте в кювету спектрофотометра с рабочей длиной 10 мм и определите оптическую плотность раствора при длине волны 540 нм. Таким же образом фотометрируйте все приготовленные растворы. Полученные результаты занесите в таблицу (см. протокол).

Для построения калибровочного графика на миллиметровой бумаге отложите на оси абсцисс известные концентрации ионов Cu^{2+} (т.е. 0,1; 0,2; 0,3; 0,4 мг меди в 1 мл), а на оси ординат – соответствующие им оптические плотности растворов. Затем из точек, найденных на осях, восстановите перпендикуляры, и точки их пересечения соедините.

2. Определение содержания меди в растворе ее соли.

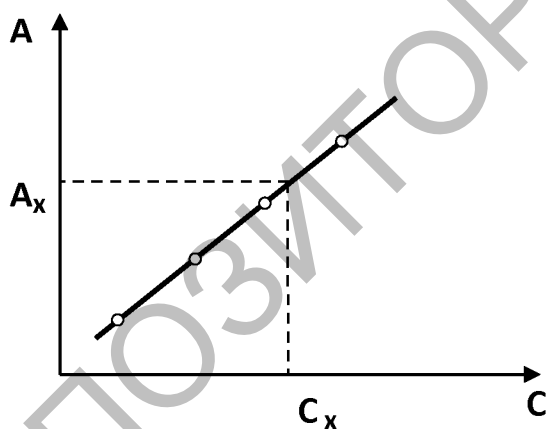
Исследуемый раствор меди перенесите в мерную колбу объемом 50 мл, добавьте 10 мл раствора NH_3 (1:3) и доведите объем жидкости в колбе водой до метки. Раствор тщательно перемешайте и перелейте в коническую колбу. Измерьте его оптическую плотность при тех же условиях (кювета, длина волны), при которых был получен калибровочный график, и найдите по калибровочному графику концентрацию иона Cu^{2+} в мг/мл раствора.

Протокол оформления работы

Таблица 18 - Данные для построения калибровочного графика

№ стандартного раствора	1	2	3	4
Оптическая плотность раствора, A				
Содержание Cu^{2+} (мг/мл)				

Калибровочный график



$$A_x = \dots$$

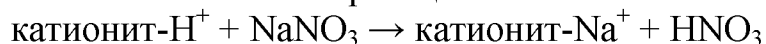
$$C \text{ (мг/мл)} = \dots$$

$$C \text{ (ммоль/л)} = \dots$$

Лабораторная работа № 12. Хроматографические методы анализа. Ионообменная хроматография

Цель работы. Ознакомиться с видами хроматографического анализа, используемым оборудованием и областью применения. Определить содержание нитрата натрия в растворе методом ионообменной хроматографии.

Принцип метода. Метод основан на том, что раствор нитрата натрия пропускают через колонку с катионитом в H^+ -форме. При этом на поверхности зерен катионита протекает ионообменная реакция:



Азотная кислота выделяется в количестве, эквивалентном содержанию нитрата натрия в растворе. Количество выделившейся кислоты определяют титрованием ее раствором щелочи известной концентрации.

Выполнение лабораторной работы

До начала, в ходе выполнения работы и после ее завершения постоянно следите за тем, чтобы над слоем катионита оставался слой жидкости высотой не менее 1 см.

Исследуемый раствор нитрата натрия количественно перенесите на колонку с катионитом. Ослабляя винтовой зажим, установите скорость вытекания жидкости из колонки в колбу около 2 капель в секунду. Колбу, в которой находился раствор нитрата натрия, ополосните дистиллированной водой, промывную жидкость также перенесите на колонку. Когда высота слоя жидкости над катионитом составит 1-1,5 см, начните промывание колонки дистиллированной водой, каждый раз приливая ее небольшими порциями после того как предыдущая порция воды стечет до уровня 1 см над слоем катионита. Промывные воды, выходящие из колонки, тщательно соберите в ту же колбу. Промывание колонки с катионитом закончите тогда, когда окраска метилоранжа, нанесенного на бумажный фильтр, перестанет изменяться от одной капли раствора, вытекающего из колонки (каплю переносите на фильтр стеклянной палочкой). После этого зажим закройте, следя за тем, чтобы над катионитом оставался слой жидкости высотой 1-1,5 см.

Бюретку заполните раствором гидроксида натрия известной концентрации. В колбу с раствором азотной кислоты, вытекшим из колонки, добавьте 2 капли метилового оранжевого и титруйте раствором щелочи из бюретки до изменения окраски индикатора с розовой на оранжево-желтую. Отметьте объем раствора гидроксида натрия, пошедшего на титрование кислоты.

Протокол оформления работы

1. Составьте схему ионного обмена с участием катионита в H-форме.
2. Рассчитайте химическое количество гидроксида натрия, затраченное на титрование.
3. Определите число моль нитрата натрия, содержащегося в задаче.
4. Определите массу нитрата натрия в исследуемом растворе.

Лабораторная работа № 13.
Свойства s-элементов и их соединений. Качественные реакции
на катионы s-элементов

Цель работы. Изучить свойства соединений s-элементов и качественные реакции на катионы s-элементов.

Выполнение лабораторной работы

Опыт 1. Обнаружение катиона калия.

1. Реакция с гексанитрокобальтатом (III) натрия.

К 3-5 каплям раствора соли калия (KCl) добавьте 2-3 капли свежеприготовленного раствора $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Наблюдайте появление желтого кристаллического осадка $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

2. Реакция с гидротартратом натрия.

К 3-5 каплям концентрированного раствора соли калия добавьте 2-3 капли раствора $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$. Содержимое пробирки охладите, перемешайте стеклянной палочкой. Наблюдайте выпадение белого мелкокристаллического осадка.

Опыт 2. Обнаружение катиона магния.

1. Реакция со щелочами.

К 3-4 каплям раствора соли магния добавьте 2-3 капли раствора гидроксида натрия. Проверьте растворимость полученного осадка в растворе соляной кислоты и щелочи.

2. Реакция с гидрофосфатом натрия.

К 3-4 каплям раствора MgCl_2 добавьте по 2-3 капли NH_4OH и Na_2HPO_4 и столько же капель раствора NH_4Cl . Опишите наблюдения. Потирание стенок пробирки стеклянной палочкой способствует образованию осадка. Запишите уравнение химической реакции (образуется двойная соль MgNH_4PO_4).

3. Реакция с карбонатом натрия. Ион CO_3^{2-} образует с катионом магния белый аморфный осадок – основной карбонат магния $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$. К 4-5 каплям раствора MgCl_2 добавьте 2-3 капли раствора Na_2CO_3 . Наблюдайте выпадение осадка. Проверьте его растворимость в кислотах и в растворах солей аммония.

Опыт 3. Обнаружение катиона бария.

1. Реакция с хроматом и дихроматом калия.

В две пробирки возьмите по 3-4 капли раствора BaCl_2 . В первую прибавьте 2-3 капли раствора K_2CrO_4 , во вторую - столько же $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Сравните результаты в обеих пробирках. Объясните, почему при добавлении $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в осадок выпадает BaCrO_4 .

2. Реакция с оксалатом аммония. К 3-4 каплям раствора BaCl_2 прибавьте 2-3 капли раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Проверьте растворимость осадка в соляной и уксусной кислотах.

Опыт 4. Обнаружение катиона кальция.

1. Реакция с оксалатом аммония.

К 3-4 каплям раствора соли кальция добавьте 2-3 капли раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Наблюдайте выпадение белого осадка. Проверьте его растворимость в соляной и уксусной кислотах и сравните с растворимостью оксалата бария.

2. Реакция с растворимыми сульфатами. К 3-4 каплям раствора CaCl_2 добавьте 2-3 капли раствора сульфата натрия. Отметьте выпадение осадка. Ион SO_4^{2-} осаждает Ca^{2+} только при высокой концентрации. Если осадок не выпадает, добавьте несколько капель этилового спирта.

Опыт 5. Свойства солей натрия.

В 4 пробирки внесите 6-7 капель воды. В одну пробирку добавьте несколько кристалликов NaCl , в другую – Na_2CO_3 , в третью – Na_2SO_4 , четвертую оставьте для сравнения. Перемешайте содержимое пробирок и проверьте pH растворов универсальной индикаторной бумагой. Объясните результаты. Запишите уравнения реакций.

Опыт 6. Получение карбонатов щелочноземельных металлов.

В три пробирки возьмите 3-5 капель растворов солей кальция, стронция и бария и добавьте к ним по 2-3 капли раствора Na_2CO_3 . К образовавшимся осадкам добавьте несколько капель раствора 2 М HCl . Объясните результат.

Опыт 7. Получение сульфатов щелочноземельных металлов.

В три пробирки возьмите 3-5 капель растворов солей кальция, стронция и бария и добавьте к ним по 2-3 капли раствора Na_2SO_4 . Испытайте растворимость образовавшихся осадков в азотной и соляной кислотах.

Протокол оформления работы

Таблица 19-Качественные реакции на катионы s-элементов

№ опыта	Название опыта	Уравнение химической реакции	Наблюдения вывод (если требуется)

Лабораторная работа № 14.

Свойства p-элементов и их соединений. Качественные реакции на анионы p-элементов

Цель работы. Изучить свойства p-элементов VIIA, VIA и VA групп и их важнейших соединений.

Выполнение лабораторной работы

Опыт 1. Получение хлора.

В пробирку внесите 2-3 кристаллика KMnO_4 . Затем добавьте 2-3 капли концентрированной хлороводородной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). Опишите наблюдения. Напишите уравнение реакции, учитывая, что перманганат калия переходит в хлорид марганца (II). Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Качественные реакции на галогенид-ионы.

Налейте в 4 пробирки по 2-3 капли раствора AgNO_3 и прилейте к ним по несколько капель $0,1 \text{ М}$ растворов NaF , NaCl , KBr и KI .

К 2-3 каплям раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ добавьте 2-3 капли $0,1 \text{ М}$ раствора NaF .

Запишите уравнения соответствующих реакций, укажите цвет образующихся осадков.

Опыт 3. Получение малорастворимых сульфидов металлов.

В 5 пробирок внесите по 3-4 капли растворов солей кадмия, цинка, марганца, свинца, меди. Затем добавьте в каждую по 2-3 капли Na_2S (тяга!). Что наблюдается?

Опыт 4. Восстановительные свойства сульфитов.

К 5-6 каплям раствора KMnO_4 добавьте 2-3 капли 2 М раствора серной кислоты и 2-3 капли Na_2SO_3 . Отметьте изменение окраски и объясните результат.

Опыт 5. Взаимодействие серной кислоты с металлами.

1. Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами.

В 2 пробирки внесите по 5-8 капель 4 М раствора серной кислоты. В первую пробирку добавьте кусочек алюминия, во вторую – медь. Опишите наблюдения.

2. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с металлами.

В 2 пробирки внесите несколько капель концентрированной серной кислоты. В первую пробирку добавьте кусочек алюминия, во вторую – медь (если в случае с медью реакция идет медленно, слегка подогрейте на пламени спиртовки).

Опыт 6. Получение малорастворимых сульфатов.

В три пробирки внесите по 3-4 капли растворов солей бария, стронция, свинца. В каждую пробирку добавьте по 1-2 капли раствора сульфата натрия. Отметьте цвет получаемых осадков, проверьте их растворимость в 2 М HCl .

Опыт 7. Свойства тиосульфата натрия.

1. Неустойчивость тиосульфата в кислой среде.

Внесите в пробирку 5-6 капель раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2-3 капли 2 М раствора соляной кислоты. Наблюдайте выпадение серы и выделение газа (по запаху).

2. Окислительно-восстановительные свойства тиосульфата натрия.

В пробирку прилейте 6-8 капель иодной воды и добавьте по несколько капель раствора тиосульфата натрия. Объясните результат.

Опыт 8. Обнаружение катиона аммония.

В пробирку налейте 5-10 капель раствора NH_4Cl и добавьте столько же раствора NaOH . Смесь нагрейте до кипения и поднесите к пробирке влажную фенолфталеиновую бумажку. Объясните результат.

Опыт 9. Восстановительные свойства аммиака.

В пробирку внесите по 3-5 капель раствора перманганата калия и 25 %-ного раствора аммиака. Раствор слегка подогрейте до изменения его окраски.

Напишите уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до молекулярного азота, а KMnO_4 восстанавливается до MnO_2 .

Опыт 10. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов.

1. Окислительные свойства нитрит-иона.

К 2-3 каплям раствора KI добавьте 2-3 капли разбавленной H_2SO_4 и затем 1-2 капли раствора NaNO_2 . Объясните результат. Напишите уравнение реакции, учитывая, что нитрит-ион восстанавливается до оксида азота (II), а иодид-ион окисляется до свободного йода.

2. Восстановительные свойства нитрит-иона.

К 2-3 каплям раствора KMnO_4 добавьте 1-2 капли разбавленной H_2SO_4 и 2-3 капли раствора NaNO_2 . Объясните наблюдения. Напишите уравнение реакции, учитывая, что нитрит-ион окисляется до нитрат-иона, а марганец изменяет степень окисления с +7 до +2.

Опыт 11. Окислительные свойства азотной кислоты.

В пробирку внесите 3-4 капли концентрированной азотной кислоты и добавьте кусочек медной стружки. Пробирку держите на белом фоне (*тяга!*). Объясните наблюдаемые явления.

Опыт 12. Окислительные свойства нитратов.

В пробирку внесите 5-6 капель раствора нитрата натрия, добавьте столько же 6 М NaOH и небольшое количество порошка алюминия и нагрейте. Выделившийся аммиак определите по запаху и по окрашиванию влажной фенолфталеиновой бумажки, поднесенной к отверстию пробирки. Напишите уравнение реакции окисления Al нитратом калия в щелочной среде.

Опыт 13. Обнаружение нитрат - ионов по реакции с дифениламином.

На часовое стекло нанесите 1-2 капли раствора дифениламина $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ и добавьте столько же раствора нитрата натрия. В присутствии NO_3^- -ионов дифениламин окрашивает раствор в интенсивно синий цвет (аналогичную окраску дают ионы NO_2^-).

Опыт 14. Обнаружение фосфат-ионов.

К 3-5 каплям раствора Na_3PO_4 добавьте несколько капель раствора AgNO_3 . Отметьте цвет и проверьте растворимость полученного осадка в растворе азотной кислоты.

Протокол оформления работы

Таблица 20 - Качественные реакции на анионы p-элементов

№ опыта	Название опыта	Уравнение химической реакции	Наблюдения и вывод (если требуется)

Лабораторная работа № 15.

Свойства d-элементов и их соединений. Качественные реакции на катионы d-элементов

Цель работы. Изучить свойства d-элементов и их соединений. Ознакомиться с реакциями, используемыми в аналитической химии для обнаружения катионов этих элементов.

Выполнение лабораторной работы

Опыт 1. Реакция катионов d-элементов со щелочами.

Отберите по 3-4 капли раствора солей катионов, указанных в таблице 20. Расположите пробирки в штативе в соответствии с номерами. Затем прибавьте в каждую пробирку по 1-2 капли раствора NaOH или KOH . Отметьте в таблице цвет образовавшихся осадков гидроксидов. Проверьте осадки на растворимость при добавлении раствора серной кислоты и избытка щелочи. Для этого осадки разделите на 2 части. К одной части добавьте избыток раствора щелочи, а к другой – раствор H_2SO_4 . Результаты наблюдений запишите в таблицу. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Таблица 21 - Реакции обнаружение катионов d-элементов со щелочами

Пробирка	Катион	Осадитель цвет осадка	Растворитель	
			KOH (избыток)	H_2SO_4
1	Cr^{3+}			
3	Fe^{2+}			
4	Fe^{3+}			
5	Co^{2+}			
7	Cu^{2+}			
8	Zn^{2+}			

Опыт 2. Реакция катионов d-элементов с красной и желтой кровяной солью.

В пробирки внесите по 3-4 капли растворов солей d-элементов и добавьте по 2-3 капли растворов $K_3[Fe(CN)_6]$ и $K_4[Fe(CN)_6]$. Результаты наблюдений запишите в таблицу 21. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Таблица 22 - Реакция обнаружения катионов d-элементов с красной и желтой кровяной солью

Пробирка	Катион	Реактив	
		$K_4[Fe(CN)_6]$	$K_3[Fe(CN)_6]$
		Цвет осадка	
1.	Fe^{2+}		
2.	Fe^{3+}		
3.	Co^{2+}		
4.	Cu^{2+}		
5.	Zn^{2+}		

Опыт 3. Реакции катионов d-элементов с водным раствором аммиака.

Отберите по 3-4 капли раствора солей катионов, указанных в таблице 22. Расположите пробирки в штативе в соответствии с номерами. В каждую пробирку внесите по 1-2 капли раствора аммиака. Отметьте в таблице цвет образовавшихся осадков. Проверьте осадки на растворимость при добавлении избытка раствора аммиака. Результаты наблюдений запишите в таблицу. Составьте уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Таблица 23 - Реакции катионов d-элементов с водным раствором аммиака

Пробирка	Катион	Раствор NH_3	Раствор NH_3 (избыток)
		Цвет осадка	Растворимость осадка
1	Cr^{3+}		
2	Mn^{2+}		
3	Fe^{2+}		
4	Fe^{3+}		
5	Co^{2+}		
6	Ni^{2+}		
7	Cu^{2+}		
8	Zn^{2+}		

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов.

1. К свежеполученным осадкам гидроксидов железа (II), кобальта (II), марганца (II), а также к раствору гексагидроксохромита (III) натрия (полученному после растворения осадка гидроксида хрома (III) при добавлении избытка раствора гидроксида натрия) добавьте несколько капель 3 % раствора пероксида водорода. Укажите признаки и составьте уравнение реакций. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

2. К раствору соли Мора $((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O})$ добавьте равный объем раствора серной кислоты и прибавьте по каплям раствор перманганата калия. Укажите признаки и запишите уравнение реакции. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Опыт 5. Реакции на катионы Fe^{3+} , Co^{2+} , Cu^{2+} с тиоцианатом (роданидом) калия.

В пробирку внесите несколько капель раствора соли Fe^{3+} и добавьте 2-3 капли раствора KSCN . Наблюдайте кроваво-красное окрашивание, характерное для тиоцианата железа (III).

К 3-4 каплям раствора соли кобальта (II) добавьте несколько капель раствора тиоцианата калия. Смесь хорошо перемешайте. В присутствии ионов Co^{2+} раствор окрасится в синий цвет.

К 3-4 каплям раствора сульфата меди (II) добавьте несколько капель раствора тиоцианата калия. В присутствии ионов Cu^{2+} образуется осадок черного цвета. Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для академического бакалавриата : для студентов вузов обучающихся по естественным направлениям и специальностям : в 2 т. Т. 1 / Н. Л. Глинка ; ред. В. А. Попков, А. В. Бабков. – 19-е изд., перераб. и доп. – Москва : Юрайт, 2016. – 364 с.

2. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для академического бакалавриата : для студентов вузов обучающихся по естественным направлениям и специальностям : в 2 т. Т. 2 / Н. Л. Глинка ; ред. В. А. Попков, А. В. Бабков. – 19-е изд., перераб. и доп. – Москва : Юрайт, 2016. – 380 с.

3. Коренман, Я. И. Практикум по аналитической химии. Анализ пищевых продуктов : учебное пособие для студентов вузов / Я. И. Коренман, Р. П. Лищицкая ; Воронежская государственная технологическая академия. – Воронеж, 2002. – 408 с.

4. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / А. А. Алеинов [и др.]. – Москва : Феникс, 2008 – 350 с.

5. Основы общей и аналитической химии : учебное пособие для студентов вузов по специальностям «Ветеринарная медицина», «Ветеринарная санитария и экспертиза», «Зоотехния» / В. М. Холод [и др.] ; Витебская государственная академия ветеринарной медицины. – Витебск : ВГАВМ, 2009. – 236 с. : ил.

6. Стась, Н. Ф. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Н. Ф. Стась, А. А. Плакидкин, Е. М. Князева. – Москва : Высшая школа, 2008. – 215 с.

7. Химия. Лабораторный практикум : учебное пособие для студентов учреждений высшего образования по сельскохозяйственным специальностям / А. Р. Цыганов [и др.]. – Минск : ИВЦ Минфина, 2015. – 319 с. : рис.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

периоды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 IA H водород 1,00794																2 VIIIA He гелий 4,0026	
2	3 Li литий 6,941	4 Be бериллий 9,0122											5 IIIA B бор 10,811	6 IVA C углерод 12,011	7 VA N азот 14,007	8 VIA O кислород 15,9994	9 VIIA F фтор 18,9984	10 Ne неон 20,1797
3	11 Na натрий 22,9898	12 Mg магний 24,305										13 IIIA Al алюминий 26,9815	14 IVA Si кремний 28,086	15 V фосфор 30,9738	16 VIA S сера 32,066	17 VIIA Cl хлор 35,452	18 Ar аргон 39,948	
4	19 K калий 39,0983	20 Ca кальций 40,078	21 Sc скандий 44,956	22 Ti титан 47,87	23 V ванадий 50,942	24 Cr хром 51,996	25 Mn марганец 54,938	26 Fe железо 55,845	27 Co кобальт 58,933	28 Ni никель 58,693	29 Cu медь 63,546	30 Zn цинк 65,39	31 Ga галлий 69,723	32 Ge германий 72,61	33 As мышьяк 74,922	34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,904	36 Kr криптон 83,80
5	37 Rb рубидий 85,468	38 Sr стронций 87,62	39 Y иттрий 88,906	40 Zr цирконий 91,224	41 Nb ниобий 92,906	42 Mo молибден 95,94	43 Tc технеций [98]	44 Ru рутений 101,07	45 Rh родий 102,905	46 Pd палладий 106,42	47 Ag серебро 107,868	48 Cd кадмий 112,411	49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,71	51 Sb сурьма 121,76	52 Te теллур 127,60	53 I иод 126,904	54 Xe ксенон 131,29
6	55 Cs цезий 132,905	56 Ba барий 137,327	57* La лантан 138,906	72 Hf гафний 178,46	73 Ta тантал 180,948	74 W вольфрам 183,84	75 Re рений 186,207	76 Os осмий 190,23	77 Ir иридий 192,22	78 Pt платина 195,08	79 Au золото 196,967	80 Hg ртуть 200,59	81 Tl таллий 204,383	82 Pb свинец 207,2	83 Bi висмут 208,980	84 Po полоний [209]	85 At астат [210]	86 Rn радон [202]
7	87 Fr франций [223]	88 Ra радий [226]	89** Ac актиний [227]	104 Rf резерфордий [261]	105 Db дубний [262]	106 Sg сиборгий [266]	107 Bh борий [264]	108 Hs хасний [269]	109 Mt мейтнерий [268]	110 (Uun)	111 (Uuu)	112 (Uub)	113 (Uut)	114 (Uuq)		116 (Uuh)		118 (Uuo)
*ЛАНТАНИДЫ																		
58 Ce церий 140,115	59 Pr празеодиум 140,115	60 Nb неодим 144,24	61 Pm прометий 144,913	62 Sm самарий 150,36	63 Eu европий 151,965	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,925	66 Dy диспрозий 162,5	67 Ho гольмий 164,93	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,934	70 Yb иттербий 173,04	71 Lu лютеций 174,967					
**АКТИНИДЫ																		
90 Th торий 232,038	91 Pa протактиний 231,035	92 U уран 238,028	93 Np нептуний 237,048	94 Pu плутоний 244,064	95 Am амерций 243,061	96 Cm кюрий 247,07	97 Bk берклий 247,07	98 Cf калifornий 251,079	99 Es эйлштейний 252,083	100 Fm фермий 257,095	101 Md менделеев 258,099	102 No нобий 259,1	103 Lr лоуренсий 260,105					

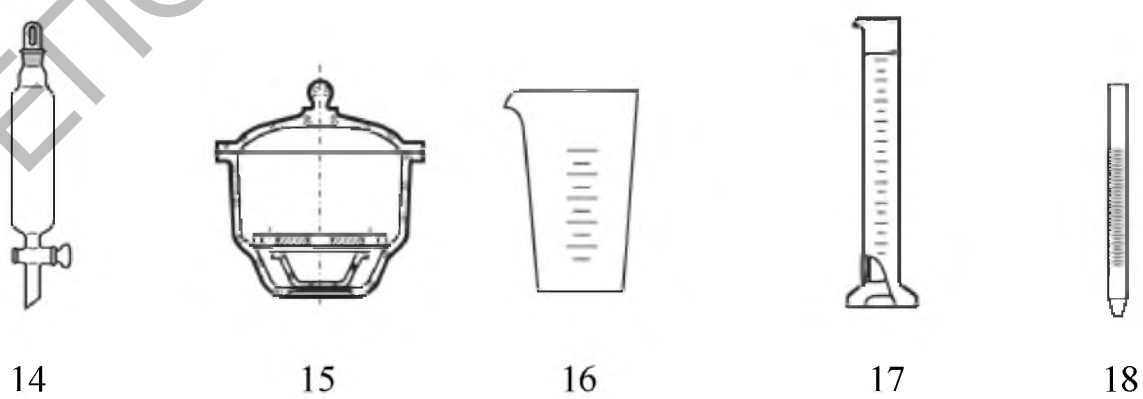
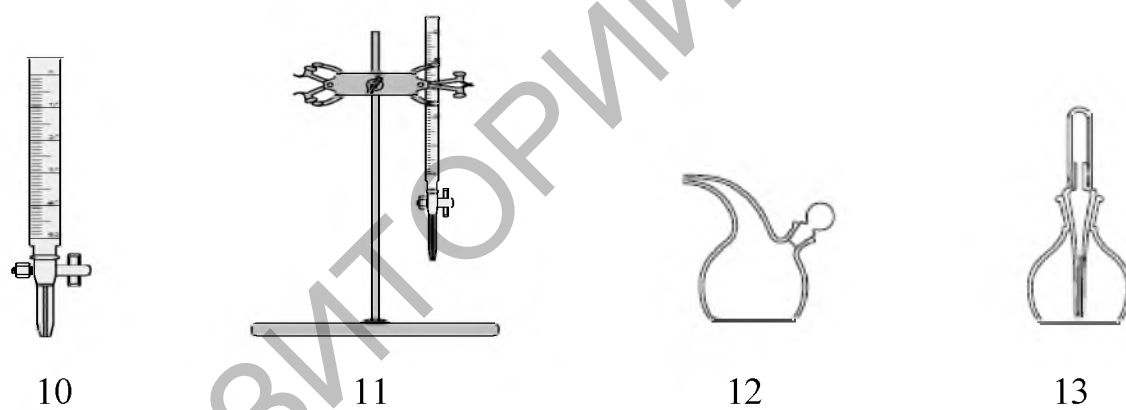
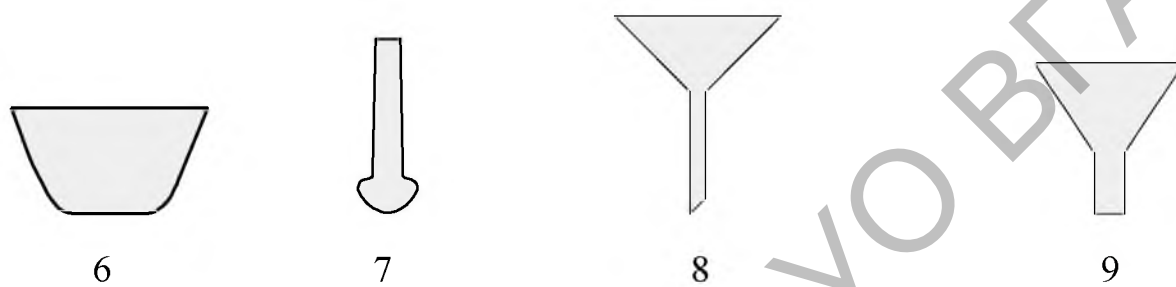
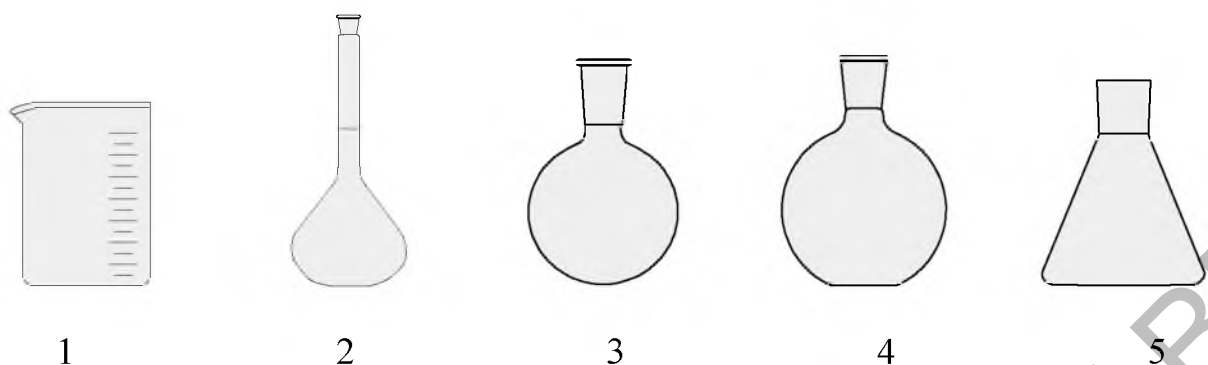
РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Анионы	Катионы																
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Pb ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ag ⁺
OH ⁻		P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	-	H	H	H	H	-
F ⁻	P	P	P	P	M	H	H	H	P	P	P	-	M	P	M	M	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	H
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	M	P	P	P	P	H
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	-	H	P	P	P	-	H
S ²⁻	P	P	P	P	H	M	-	H	H	H	H	H	-	-	H	-	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	M	H	H	H	H	-	-	-	H	-	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	-	-	-	-	-	-	-	-	M
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	H
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	-	-	-	H	-	-
HCOO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

Электрохимический ряд активности металлов

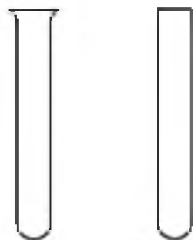
Li Cs Rb K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Mo Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pt Au

Основная химическая посуда





19



20



21



22

1. Химический стакан. 2. Мерная колба. 3. Круглодонная колба. 4. Плоскодонная колба. 5. Колба коническая (Эрленмейера). 6. Ступка. 7. Пестик. 8. Воронка. 9. Насыпная воронка. 10. Бюретка. 11. Штатив с бюреткой. 12. Капельница Шустера. 13. Капельница Страшейна. 14. Делительная воронка. 15. Эксикатор. 16. Мензурка. 17. Мерный цилиндр. 18. Пипетка градуированная. 19. Пипетка мерная (Мора). 20. Пробирки цилиндрические. 21. Пробирка мерная. 22. Пробирка мерная (центрифужная).

Константы диссоциации кислот и оснований, K (25°)

Название кислоты	Формула	K
Азотистая	HNO_2	$5,1 \cdot 10^{-4}$
Борная	H_3BO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Бромноватистая	HBrO	$2,5 \cdot 10^{-9}$
Йодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$
Муравьиная	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая, K_1	H_3AsO_4	$6,0 \cdot 10^{-3}$
Мышьяковистая	H_3AsO_3	$5,1 \cdot 10^{-10}$
Пероксид водорода	H_2O_2	$2,0 \cdot 10^{-12}$
Селенистая, K_1	H_2SeO_3	$2,4 \cdot 10^{-3}$
K_2		$4,8 \cdot 10^{-9}$
Селеновая, K_2	H_2SeO_4	$1,3 \cdot 10^{-2}$
Селеноводородная, K_1	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$
K_2		$1,0 \cdot 10^{-11}$
Сернистая, K_1	H_2SO_3	$1,7 \cdot 10^{-2}$
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная, K_1	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$
K_2		$1,3 \cdot 10^{-13}$
Угольная, K_1	$\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$	$4,5 \cdot 10^{-7}$
K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная (орто), K_1	H_3PO_4	$7,6 \cdot 10^{-2}$
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$
K_3		$4,2 \cdot 10^{-13}$
Фтороводородная	HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая	HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$
Хромовая, K_1	H_2CrO_4	$1,1 \cdot 10^{-1}$
K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$
Циановодородная	HCN	$6,2 \cdot 10^{-10}$
Щавелевая, K_1	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$
K_2		$5,4 \cdot 10^{-5}$
Аммиака раствор	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$1,76 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид бария, K_2	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид кальция, K_2	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$4,0 \cdot 10^{-2}$
Гидроксид свинца (II), K_1	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$
K_2		$3,00 \cdot 10^{-8}$
Гидроксид серебра	AgOH	$5,0 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид цинка, K_1	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$4,4 \cdot 10^{-5}$
K_2		$1,5 \cdot 10^{-9}$

Плотности растворов кислот

Содержание кислот, %	Плотность растворов, г/см ³ (15°C)			
	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	CH ₃ COOH
4	1,027	1,022	1,019	1,0052
8	1,055	1,044	1,039	1,0113
12	1,083	1,068	1,059	1,0171
16	1,112	1,093	1,079	1,0228
20	1,143	1,119	1,100	1,0284
24	1,174	1,145	1,121	1,0337
28	1,205	1,171	1,142	1,0388
32	1,233	1,198	1,163	1,0436
36	1,273	1,225	1,183	1,0481
40	1,307	1,251		1,0523
44	1,342	1,277		1,0562
48	1,380	1,303		1,0598
52	1,419	1,328		1,0631
56	1,460	1,351		1,0660
60	1,503	1,373		1,0685
64	1,547	1,394		1,0707
68	1,594	1,412		1,0725
72	1,640	1,429		1,0740
76	1,687	1,445		1,0747
80	1,732	1,460		1,0748
84	1,776	1,474		1,0742
88	1,808	1,486		1,0726
92	1,830	1,496		1,0696
96	1,840	1,504		1,0644
100	1,838	1,522		1,0553

Плотности растворов оснований

Содержание оснований, %	Плотность растворов, г/см ³ (15°C)		
	KOH	NaOH	NH ₃
4	1,033	1,046	0,983
8	1,065	1,092	0,967
12	1,100	1,137	0,953
16	1,137	1,181	0,939
20	1,176	1,225	0,926
24	1,217	1,268	0,913
28	1,263	1,310	0,903
32	1,310	1,352	0,893
36	1,358	1,395	0,884
40	1,411	1,437	
44	1,460	1,478	
48	1,511	1,519	
52	1,564	1,560	
56	1,616	1,601	
60	-	1,643	

Устойчивость комплексных ионов в водных растворах

Состав комплексных ионов	$K_{нест}$	$K_{уст} = 1/K_{нест}$	°C
[AgCl ₂] ⁻	$5,7 \cdot 10^{-6}$	$1,74 \cdot 10^5$	
[Ag(CN) ₂] ⁻	$8,0 \cdot 10^{-22}$	$1,25 \cdot 10^{21}$	18
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	$9,31 \cdot 10^{-8}$	$1,07 \cdot 10^7$	30
[Ag(S ₂ O ₃) ₂] ⁻	$1,5 \cdot 10^{-9}$	$6,66 \cdot 10^8$	20
[Ag(S ₂ O ₃) ₂] ³⁻	$3,5 \cdot 10^{-14}$	$2,85 \cdot 10^{13}$	20
[Au(CN) ₂] ⁻	$5,0 \cdot 10^{-39}$	$2,00 \cdot 10^{38}$	-
[Cd(NH ₃) ₆] ²⁺	$7,3 \cdot 10^{-6}$	$1,36 \cdot 10^5$	30
[Co(CN) ₆] ⁴⁻	$0,81 \cdot 10^{-19}$	$1,23 \cdot 10^{19}$	
[Co(NH ₃) ₆] ²⁺	$7,75 \cdot 10^{-6}$	$1,29 \cdot 10^5$	30
[Co(NH ₃) ₆] ³⁺	$3,1 \cdot 10^{-33}$	$3,22 \cdot 10^{32}$	30
[Cu(NH ₃) ₂] ⁺	$1,35 \cdot 10^{-11}$	$7,40 \cdot 10^{10}$	30
[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	$2,14 \cdot 10^{-13}$	$4,67 \cdot 10^{12}$	30
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	10^{-35}	10^{35}	18
[Fe(CN) ₆] ³⁻	10^{-42}	10^{42}	18
[Ni(NH ₃) ₄] ²⁺	$1,12 \cdot 10^{-8}$	$8,92 \cdot 10^7$	30
[Ni(NH ₃) ₆] ²⁺	$1,86 \cdot 10^{-9}$	$5,37 \cdot 10^8$	30
[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	$3,46 \cdot 10^{-10}$	$2,89 \cdot 10^9$	30

Кафедра химии УО ВГАВМ имени профессора Ф.Я. Беренштейна в ее современном виде сформирована в апреле 1998 года.

Заведующий кафедрой - доцент, кандидат биологических наук В.П. Баран. На кафедре в настоящее время работают также профессор, доктор биологических наук В.М. Холод (возглавлял кафедру до июля 2006 года); доценты, кандидаты биологических наук И.Ю. Постраш, Л.Н. Громова, Н.В. Румянцева, Д.Т. Соболев; доцент, кандидат ветеринарных наук Ю. Г. Соболева; старшие преподаватели Т.В. Пипкина, О.В. Господарик, М.А. Шиенок, А.В. Бизунов; ассистенты С.И. Сидорова, О.Е. Юшковская.

На кафедре ведется преподавание следующих дисциплин: «Общая химия с основами аналитической» (1 ФВМ и 1 ФВМ НИСПО, 1 зоо и 1 зоо НИСПО), «Биоорганическая и биологическая химия» (1 и 2 ФВМ; 1 и 2 ФВМ НИСПО), «Биохимия мяса и молока» (специальность «Ветеринарная санитария и экспертиза»), «Аналитическая химия», «Органический и неорганический синтез», «Физическая и коллоидная химия», «Биологическая химия», «Токсикологическая химия», «Фармацевтическая химия» (специальность «Ветеринарная фармация»).

Кафедра ведет большую учебно-методическую работу, обеспечивая учебный процесс учебно-методическими пособиями и компьютерными программами. Впервые в Республике Беларусь в 2005 году издано учебное пособие «Клиническая биохимия» (В.М. Холод, А.П. Курдеко).

За последние годы преподавателями кафедры опубликован ряд учебно-методических пособий. Среди них «Основы общей и аналитической химии» (В.М. Холод и др.), «Биохимия витаминов» (Н.Ю. Германович, Н.В. Румянцева, И.В. Котович, В.П. Баран), «Практикум по общей химии с основами аналитической для студентов заочной формы обучения» (В.М. Холод и др.), «Основы динамической биохимии» (И.В. Котович, В.П. Баран, Н.В. Румянцева), «Качественный химический анализ», «Количественный анализ. Химические и инструментальные методы» (В.М. Холод, О.В. Господарик, Т.В. Пипкина), «Практикум по основам общей и аналитической химии» (В.М. Холод, И.Ю. Постраш).

Сотрудники кафедры активно занимаются научно-исследовательской работой. Область научных исследований - «Биохимическая адаптация обмена веществ растущих и продуктивных животных к новым промышленным технологиям, нарушения метаболизма и способы его коррекции». За последние несколько лет под руководством доктора биологических наук, профессора В.М. Холода на кафедре защищено 9 кандидатских диссертаций (Л.Н. Чернега, И.Ю. Постраш, Н.Ю. Германович, И.В. Котович, Л.Н. Громова, В.П. Баран, Д.Т. Соболев, Ю. Г. Соболева, Н.В. Румянцева).

Сотрудниками кафедры изданы «Рекомендации по диагностике и профилактике нарушений обмена железа у крупного рогатого скота» (В.М. Холод, И.Ю. Постраш), 2002 г.; «Методические указания по контролю за состоянием обмена веществ у цыплят-бройлеров» (И.В. Котович, В.П. Баран и др.), 2003 г.; «Методические указания для лабораторий ветеринарного контроля и исследовательских биохимических лабораторий» (А.А. Мацинович, А.П. Курдеко, О.П. Позывайло), 2005 г.; «Рекомендации по использованию в диагностике патологии печени гепатоспецифического метаболического профиля сыворотки крови крупного рогатого скота» (В.М. Холод, Ю.Г. Соболева), 2008 г.

При кафедре работает научно-исследовательский студенческий кружок, участники которого регулярно выступают на внутривузовских и международных конференциях. Студенческие команды академии, в подготовке которых активно принимали участие сотрудники кафедры химии, неоднократно побеждали и занимали призовые места в международных олимпиадах по биологии и химии.

Контактный телефон: 517162

УО «ВИТЕБСКАЯ ОРДЕНА «ЗНАК ПОЧЕТА» ГОСУДАРСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ ВЕТЕРИНАРНОЙ МЕДИЦИНЫ»

Витебская ордена «Знак Почета» государственная академия ветеринарной медицины является старейшим учебным заведением в Республике Беларусь, ведущим подготовку врачей ветеринарной медицины, ветеринарно-санитарных врачей, провизоров ветеринарной медицины и зооинженеров.

Вуз представляет собой академический городок, расположенный в центре города на 17 гектарах земли, включающий в себя единый архитектурный комплекс учебных корпусов, клиник, научных лабораторий, библиотеки, студенческих общежитий, спортивного комплекса, Дома культуры, столовой и кафе, профилактория для оздоровления студентов. В составе академии 5 факультетов: ветеринарной медицины; биотехнологический; повышения квалификации и переподготовки кадров агропромышленного комплекса; заочного обучения; довузовской подготовки, профориентации и маркетинга. В ее структуру также входят Аграрный колледж УО ВГАВМ (п. Лужесно, Витебский район), филиалы в г. Речице Гомельской области и в г. Пинске Брестской области, первый в системе аграрного образования НИИ прикладной ветеринарной медицины и биотехнологии (НИИ ПВМиБ).

В настоящее время в академии обучается около 6 тысяч студентов, как из Республики Беларусь, так и из стран ближнего и дальнего зарубежья. Учебный процесс обеспечивают около 350 преподавателей. Среди них 7 академиков и членов-корреспондентов Академии наук, 24 доктора наук, профессора, более чем две трети преподавателей имеют ученую степень кандидатов наук.

Помимо того, академия ведет подготовку научно-педагогических кадров высшей квалификации (кандидатов и докторов наук), переподготовку и повышение квалификации руководящих кадров и специалистов агропромышленного комплекса, преподавателей средних специальных сельскохозяйственных учебных заведений.

Научные изыскания и разработки выполняются учеными академии на базе НИИ ПВМиБ, 24 кафедральных научно-исследовательских лабораторий, учебно-научно-производственного центра, филиалов кафедр на производстве. В состав НИИ входит 3 отдела: научно-исследовательских экспертиз, биотехнологический, экспериментально-производственных работ. Располагая уникальной исследовательской базой, научно-исследовательский институт выполняет широкий спектр фундаментальных и прикладных исследований, осуществляет анализ всех видов биологического материала (крови, молока, мочи, фекалий, кормов и т.д.) и ветеринарных препаратов, кормовых добавок, что позволяет с помощью самых современных методов выполнять государственные тематики и заказы, а также на более высоком качественном уровне оказывать услуги предприятиям агропромышленного комплекса. Активное выполнение научных исследований позволило получить сертификат об аккредитации академии Национальной академией наук Беларуси и Государственным комитетом по науке и технологиям Республики Беларусь в качестве научной организации.

Обладая большим интеллектуальным потенциалом, уникальной учебной и лабораторной базой, вуз готовит специалистов в соответствии с европейскими стандартами, является ведущим высшим учебным заведением в отрасли и имеет сертифицированную систему менеджмента качества, соответствующую требованиям ISO 9001 в национальной системе (СТБ ISO 9001 – 2009).

www.vsavm.by

210026, Республика Беларусь, г. Витебск, ул. 1-я Доватора, 7/11, факс (0212)51-68-38, тел. 53-80-61 (факультет довузовской подготовки, профориентации и маркетинга); 51-69-47 (НИИ ПВМиБ); E-mail: vsavmpriem@mail.ru.

Учебное издание

**Холод Валерий Михайлович,
Постраш Ирина Юрьевна,
Громова Лариса Николаевна и др.**

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ОБЩЕЙ И АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Ответственный за выпуск В. П. Баран
Технический редактор Е. А. Алисейко
Компьютерный набор Е. В. Дретова
Компьютерная верстка Е. В. Дретова
Корректор Е. В. Морозова

Подписано в печать 27.06.16 г. Формат 60x84/16.
Бумага офсетная. Печать ризографическая
Усл. п. л. 3,0. Уч.-изд. л. 1,81. Тираж 350 экз. Заказ № 1610.

Издатель и полиграфическое исполнение:
учреждение образования «Витебская ордена «Знак Почета»
государственная академия ветеринарной медицины».

Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 1/ 362 от 13.06.2014.

ЛИ №: 02330/470 от 01.10.2014 г.

Ул. 1-я Доватора, 7/11, 210026, г. Витебск.

Тел.: (0212) 51-75-71.

E-mail: rio_vsavm@tut.by

<http://www.vsavm.by>