

Министерство образования Республики Беларусь
Учреждение образования «Барановичский государственный университет»

ХИМИЯ

Практическое руководство
по выполнению лабораторных работ
для студентов специальности 1-74 02 01 Агрономия

В 3 частях

Часть 3

Аналитическая химия.
Физическая и коллоидная химия

Барановичи
БарГУ
2021

УДК 54(072)
ББК 24я73
Х46

Разработала
Т. В. Дейхина

Рецензенты:

кандидат сельскохозяйственных наук, доцент кафедры технического обеспечения сельскохозяйственного производства и агрономии учреждения образования «Барановичский государственный университет» *С. В. Абраскова*,
кандидат технических наук, доцент, заведующий кафедрой технологии и оборудования машиностроения учреждения образования «Барановичский государственный университет» *И. А. Богданович*

Х46

Химия : практ. рук. по выполнению лаборатор. работ для студентов специальности 1-74 02 01 Агрономия : в 3 ч. / разраб. Т. В. Дейхина ; М-во образования Респ. Беларусь, Баранович. гос. ун-т. — Барановичи : БарГУ, 2021. — Ч. 3 : Аналитическая химия. Физическая и коллоидная химия. — 44 с. — 60 экз.

ISBN 978-985-498-946-4.

Содержит методику проведения 15 лабораторных работ по разделам «Аналитическая химия», «Физическая и коллоидная химия», контрольные вопросы и упражнения к ним.

Предназначено для студентов инженерного факультета учреждения образования «Барановичский государственный университет».

Рис. 10.

УДК 54(072)
ББК 24я73

ISBN 978-985-498-600-5
ISBN 978-985-498-946-4 (Часть 3)

© БарГУ, 2021

ПРЕДИСЛОВИЕ

Химическая подготовка современного специалиста сельскохозяйственного производства заключается не только в накоплении фактических сведений о свойствах различных материалов и запоминании существующих рекомендаций, но и в формировании мышления, способного решать вопросы качества, надежности и многообразные частные физико-химические проблемы.

Важной составной частью процесса изучения химии является лабораторный практикум, предназначение которого — научить студента общим приемам научной деятельности, т. е. планированию эксперимента, его проведению и обсуждению результатов с получением требующихся закономерностей и выводов. Важнейшей целью лабораторных работ является не только подтверждение экспериментом истинности теоретических положений, обсуждавшихся на лекциях и в учебнике, но и самостоятельное получение новых знаний.

Главное назначение данного руководства — помочь студентам более глубоко понять теоретические основы аналитической, физической и коллоидной химии на примерах выполнения конкретных лабораторных работ, выработать навыки самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения фактов. Правильно поставленный эксперимент позволяет проследить закономерности химических процессов, исследовать влияние различных факторов на то или другое явление, запомнить свойства веществ, а также способствовать выработке методологии химического мышления.

В руководстве кратко изложены теоретические разделы курса и даны подробные методические рекомендации по выполнению 15 лабораторных работ. Все работы могут выполняться небольшими группами студентов (2—5 человек).

Для лучшего усвоения материала и более глубокого понимания сущности и результатов проводимых исследований в конце каждой работы приведены контрольные вопросы и упражнения, требующие в ряде случаев дополнительной самостоятельной работы студентов.

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Перед началом проведения лабораторных работ по химии студент должен пройти инструктаж по технике безопасности, изучить действующую инструкцию по работе в данной лаборатории и расписаться в специальном журнале.

2. Работать необходимо тщательно, аккуратно, без лишней торопливости; в лаборатории соблюдать тишину.

3. Работать следует всегда на одном и том же месте, в рабочем халате и с чистым полотенцем.

4. До начала выполнения работы следует прочитать соответствующее описание, подготовить посуду и оборудование, выяснить все непонятные вопросы и только после этого приступать к эксперименту.

5. При работе необходимо точно соблюдать порядок и последовательность операций, а также все меры предосторожности.

6. Рабочее место следует содержать в чистоте и порядке, не загромождать его ненужными предметами. Методические указания, книги и конспекты во время выполнения работы надо оберегать от попадания на них воды, химических реактивов. Категорически запрещается использовать книги в качестве подставок для склянок с реактивами и пр.

7. Перед уходом из лаборатории необходимо привести рабочее место в порядок (вымыть посуду, выключить воду, электронагревательные приборы). Проверка состояния рабочего места проводится дежурным по лаборатории.

8. При пользовании реактивами рекомендуется придерживаться следующих правил:

- реактивы общего пользования, а также склянки с концентрированными растворами кислот и щелочей не уносить на рабочее место;
- перед использованием реактива внимательно изучить этикетку на склянке: кроме названия (или формулы), на ней должно быть указание о чистоте реактива (технический (т.), чистый (ч.), чистый для анализа (ч. д. а.), химически чистый (х. ч.)). Этикетки на склянках с растворами должны содержать указания о концентрации раствора. Если на склянке с реактивом нет этикетки или подписи, пользоваться им нельзя;

- если указания о дозировке реактивов отсутствуют, то надо брать реактивы в возможно меньшем количестве;
- неизрасходованные реактивы нельзя выливать или высыпать обратно в ту посуду, из которой они были взяты. Следует помещать их (по указанию преподавателя) в специальные склянки-сборники или мусорницы. Остатки растворов, содержащие серебро, бром и йод, необходимо выливать в специальные банки, находящиеся в вытяжных шкафах;
- все склянки с растворами следует держать закрытыми и открывать их только на время употребления; закрывая склянки, не путать пробки во избежание загрязнения реактивов;
- сухие реактивы брать чистым и сухим шпателем или специальной ложечкой; нельзя использовать металлический шпатель для отбора веществ, взаимодействующих с материалом шпателя;
- если реактив отбирают пипеткой, то нельзя той же пипеткой, не вымыв ее, брать реактив из другой склянки.

9. Проведение всех лабораторных работ возможно только после согласования с преподавателем.

Во время лабораторных работ необходимо внимательно следить за ходом опытов и замечать все изменения. Запись наблюдений и уравнений делать сразу же после опыта в лабораторном журнале.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ

Во избежание несчастных случаев необходимо обязательно соблюдать правила техники безопасности.

1. Все работы с ядовитыми, сильно и неприятно пахнущими веществами, с концентрированными растворами кислот и щелочей проводить в вытяжном шкафу.

2. Опыты с легковоспламеняющимися веществами проводить вдали от огня.

3. Нюхать вещества, не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью, а направляя к себе пары или газы лёгким движением руки. Сильные яды нюхать нельзя!

4. Со всеми веществами в лаборатории следует обращаться как с более или менее ядовитыми; не следует принимать пищу в лаборатории.

5. При налипании реактивов не наклоняться над сосудом, чтобы брызги не попали на лицо или одежду.

6. При работе с твёрдыми щелочами (дробление крупных кусков, приготовление смесей для сплавления и т. д.) обязательно надевать защитные очки. Брать щёлочь только щипцами или пинцетом. Растворять щёлочи следует путём постепенного прибавления их к заранее рассчитанному объёму воды.

7. При растворении концентрированных кислот, особенно серной, осторожно вливать небольшими порциями кислоту в воду.

СОСТАВЛЕНИЕ ОТЧЁТА

Выполнение лабораторных работ сопровождается отчётом на листах формата А4 или в отдельной тетради. Все записи должны производиться начисто чернилами из черновики.

Отчёт должен состоять из следующих частей:

- 1) титульный лист с указанием номера работы и её названия;
- 2) цель работы;
- 3) применяемое оборудование и материалы, рисунок или схема прибора, если пользовались прибором;
- 4) краткое описание работы, содержащее условия проведения опыта, качественные признаки реакций;
- 5) уравнения всех протекавших реакций;
- 6) записи количественных результатов наблюдений (желательно в форме таблицы);
- 7) расчёты, если работа носит количественный характер. Вычисления приводятся в развёрнутом виде, а полученная величина округляется до разумной точности;
- 8) выводы по работе;
- 9) ответы на контрольные вопросы и упражнения, указанные преподавателем.

После окончания всех записей отчёт должен быть подписан студентом.

Лабораторная работа 1

КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ КАТИОНОВ

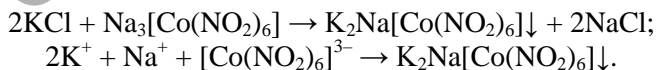
Приборы и реактивы: пробирки, предметные стёкла, дистиллированная вода, спиртовки, нихромовая проволока, реактив Несслера, хромоген чёрный, ализарин, диметилглиоксим, пероксид водорода, диэтиловый эфир, амиловый спирт, соляная кислота (0,1M), уксусная кислота (0,1M), азотная кислота (0,1M), водные растворы (0,1M) солей: хлорида калия, хлорида натрия, сульфата магния, хлорида аммония, гексанитрокобальтата натрия, гидроксида натрия, гидрофосфата натрия, гексагидроксоантимоната калия, хлорида кальция, хлорида бария, карбоната аммония, оксалата аммония, дихромата калия, сульфата железа (II), хлорида железа (III), хлорида хрома (III), сульфата марганца (II), сульфата алюминия, сульфата меди (II), гексацианоферрата (II) калия, гексацианоферрата (III) калия, висмутата натрия, роданида аммония, сульфата кобальта (II), сульфата никеля (II).

Опыт 1 Качественный анализ катионов первой аналитической группы

К первой аналитической группе относят катионы щелочных металлов: Li^+ , Na^+ , K^+ , а также ионы NH_4^+ , Mg^{2+} . Большинство солей этих ионов хорошо растворимо в воде. Поэтому группового реагента, осаждающего все катионы, нет [1]. Каждый катион открывается в растворе с использованием характерных аналитических реакций. Реакции проводят в определённой последовательности.

1.1 Обнаружение ионов K^+

1. К нейтральному или уксуснокислому раствору соли калия прибавьте равный объём раствора гексанитрокобальтата натрия и потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. При этом выпадает жёлтый кристаллический осадок двойной соли гексанитрокобальтата натрия-калия:



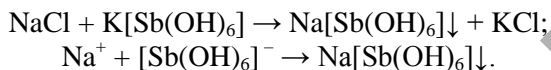
Реакцию желательно проводить при $\text{pH} = 3$, что соответствует разбавленным растворам уксусной кислоты, ни в коем случае pH не должен быть более 7.

2. Прокалите стеклянную палочку со впаянной в неё платиновой или нихромовой проволокой, опустите её в раствор хлорида калия

или наберите на неё немного твёрдой соли. Внесите проволоку вместе с каплей раствора или частицами соли калия в бесцветное пламя спиртовки. Пламя окрасится в характерный фиолетовый цвет.

1.2 Обнаружение ионов Na^+

1. К нейтральному раствору соли натрия добавьте равный объём раствора $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ и потрите стеклянной палочкой о стенки пробирки. При этом выпадет белый кристаллический осадок:



Реакцию следует проводить в строго нейтральной среде.

2. Летучие соединения натрия окрашивают пламя в характерный жёлтый цвет (см. опыт 1.1).

1.3 Обнаружение ионов NH_4^+

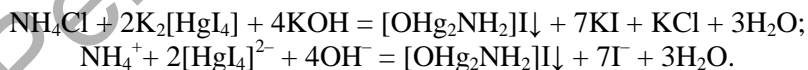
1. Щёлочи KOH и NaOH разлагают соли аммония с выделением газообразного аммиака:



К 3—4 каплям раствора соли аммония добавьте 2—3 капли концентрированного раствора щёлочи.

Пробирку слегка нагрейте и к её отверстию поднесите влажную красную лакмусовую бумагу. Бумага синеет. Реакция специфична.

2. Реактив Несслера (смесь комплексной соли $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ и KOH) образует с катионом NH_4^+ красно-бурый осадок, растворимый в избытке солей аммония и кислой среде:



К капле разбавленного раствора соли аммония добавьте 1—2 капли реактива Несслера, при этом выпадает осадок. Проведению реакции мешают катионы тяжёлых металлов, удаляемые действием избытка щёлочи. Реакция очень чувствительна (0,25 мкг), поэтому её используют для проверки следов аммония в реакционной смеси.

1.4 Обнаружение ионов Mg^{2+}

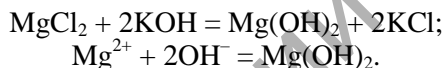
1. Гидрофосфат натрия Na_2HPO_4 образует с катионом Mg^{2+} в присутствии гидроксида аммония NH_4OH и хлорида аммония NH_4Cl белый кристаллический осадок двойной соли — фосфата магния-аммония $MgNH_4PO_4$:



Хлорид аммония добавляют, чтобы не выпал аморфный осадок гидроксида магния $Mg(OH)_2$.

К 2—3 каплям раствора соли магния добавьте 1—2 капли раствора хлорида аммония и 3—5 капель раствора гидрофосфата натрия. Перемешайте стеклянной палочкой и добавьте концентрированный раствор аммиака до $pH = 9$. Наблюдайте образование белого осадка.

2. Щёлочи ($NaOH$ и KOH) выделяют из растворов солей магния белый аморфный осадок гидроксида:



В ходе анализа эту реакцию используют для отделения ионов Mg^{2+} от других катионов 1-й группы, у которых гидроксиды хорошо растворимы в воде.

К 2—3 каплям раствора соли магния добавьте столько же раствора KOH . Наблюдайте выпадение белого аморфного осадка.

3. Органический краситель хромоген чёрный, имеющий состав $C_{20}H_{13}O_7N_3S$, образует с ионами Mg^{2+} комплекс винно-красного цвета.

К 4—5 каплям раствора соли магния добавьте 1—2 капли раствора аммиака или аммиачного буферного раствора и 2—3 капли раствора хромогена чёрного. Раствор становится винно-красным, но осадок не выпадает, так как получающееся соединение хорошо растворимо в воде. Вместо раствора хромогена чёрного можно добавить несколько крупинок сухой смеси красителя с хлоридом натрия в соотношении 1:100.

Опыт 2 Качественный анализ катионов второй аналитической группы

Ко второй аналитической группе относят катионы щёлочноземельных металлов: Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} . Групповым реагентом является водный раствор карбоната аммония $(NH_4)_2CO_3$ в аммиачном буфере

(рН ≈ 9,2). Групповой реагент осаждает указанные катионы из водного раствора в виде малорастворимых карбонатов: CaCO_3 , SrCO_3 , BaCO_3 . Катионы второй группы не осаждаются из водных растворов при действии сульфида аммония или сероводорода, так как их сульфиды растворимы в воде.

2.1 Действие группового реагента

К 2—3 каплям растворов хлоридов кальция и бария прибавьте по одной капле растворов аммиака и хлорида аммония (или 2 капли аммиачного буферного раствора), подействуйте карбонатом аммония, рассмотрите осадки и напишите уравнения реакций. Испытайте растворимость осадков CaCO_3 и BaCO_3 в соляной, азотной и уксусной кислотах.

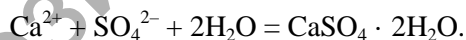
2.2 Обнаружение ионов Ca^{2+}

1. Оксалат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ образует с катионом Ca^{2+} белый кристаллический осадок оксалата кальция $\text{CaC}_2\text{O}_4\downarrow$.

Проведению реакции мешает присутствие ионов Ba^{2+} и Sr^{2+} , дающих с оксалатом аммония аналогичные осадки.

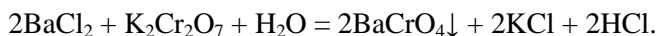
К 1—2 каплям раствора соли кальция добавьте 2—3 капли раствора оксалата аммония. Образуется белый осадок. Проверьте растворимость осадка в HCl (растворим) и CH_3COOH (нерастворим).

2. Микрориссталлоскопическая реакция. К капле соли кальция на предметном стекле прибавьте каплю 1М раствора серной кислоты H_2SO_4 и выпаривайте до появления каймы по краю капли. Под микроскопом наблюдайте образование игольчатых кристаллов гипса:



2.3 Обнаружение катиона Ba^{2+}

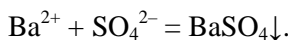
1. Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ образует с катионом Ba^{2+} жёлтый кристаллический осадок BaCrO_4 . Это обусловлено меньшей растворимостью BaCrO_4 , чем BaCr_2O_7 :



Полное осаждение Ba^{2+} происходит при рН = 5, поэтому в реакционную смесь прибавляют избыток ацетата натрия, создавая тем самым ацетатную буферную смесь. Ионы Sr^{2+} и Ca^{2+} с $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ осадков не образуют и не мешают обнаружению Ba^{2+} . Поэтому реакция применяется также и для отделения его от катионов Ca^{2+} и Sr^{2+} .

К 1—2 каплям раствора соли бария прибавьте 2—3 капли раствора $K_2Cr_2O_7$ и 2—3 капли раствора ацетата натрия. Выпадает жёлтый кристаллический осадок.

2. Серная кислота или растворимые сульфаты образуют с катионом Ba^{2+} белый мелкокристаллический осадок:



К 2—3 каплям раствора соли бария прибавьте столько же серной кислоты или раствора сульфата натрия. Выпадает белый осадок, не растворимый в кислотах.

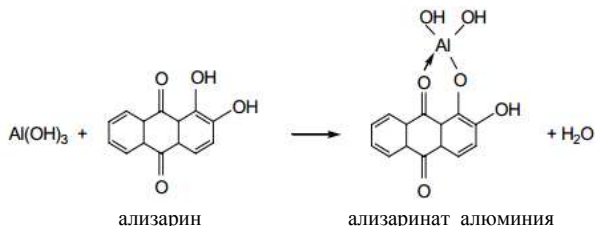
3. Соли бария окрашивают пламя в жёлто-зеленый цвет (см. опыт 1.1).

Опыт 3 Качественный анализ катионов третьей аналитической группы и меди

К третьей аналитической группе относят катионы Al^{3+} , Cr^{3+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} . Групповым реагентом является водный нейтральный или слабощелочной ($pH = 7—9$) раствор сульфида аммония $(NH_4)_2S$. Групповой реагент осаждает из водных растворов катионы алюминия и хрома в виде гидроксидов $Al(OH)_3$ и $Cr(OH)_3$, а остальные катионы — в виде сульфидов MnS , FeS , Fe_2S_3 , CoS , NiS , ZnS [1]. В соответствии с этим катионы третьей аналитической группы разделяют на две подгруппы. К первой подгруппе относят катионы Al^{3+} и Cr^{3+} , ко второй подгруппе — катионы Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} . Из кислых водных растворов катионы третьей аналитической группы сероводородом не осаждаются.

3.1 Обнаружение ионов Al^{3+}

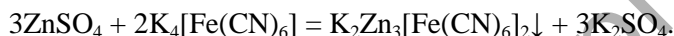
Ализарин (1,2-диоксидантрахинон $C_{14}H_6O_2$) образует в аммиачной среде с $Al(OH)_3$ труднорастворимое соединение ярко-красного цвета, называемое алюминиевым лаком:



Каплю раствора соли алюминия на фильтровальной бумаге обработайте парами аммиака и добавьте 1—2 капли 0,2 %-ного спиртового раствора ализарина. Полученное фиолетовое пятно обрабатывайте уксусной кислотой до исчезновения фиолетовой окраски. Образуется розовое кольцо алюминиевого лака. Проведению реакции мешают катионы Fe^{3+} , Cu^{2+} , Cr^{3+} .

3.2 Обнаружение ионов Zn^{2+}

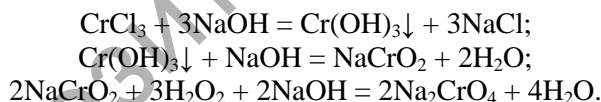
Гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образует с катионом Zn^{2+} белый осадок двойной соли:



К 2—3 каплям раствора соли цинка добавьте равный объём раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте выпадение белого осадка. Проведению реакции мешают катионы Cd^{2+} , Ca^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} .

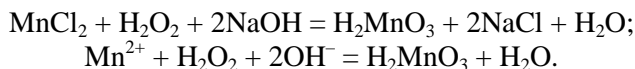
3.3 Обнаружение ионов Cr^{3+}

Налейте в пробирку 1—2 см³ раствора соли хрома (III), добавьте такие же объёмы растворов пероксида водорода и гидроксида натрия. Нагрейте смесь до кипения. При этом происходит окисление Cr^{3+} в CrO_4^{2-} и окраска из зелёно-фиолетовой переходит в жёлтую:



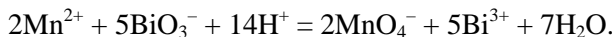
3.4 Обнаружение ионов Mn^{2+}

1. Перекись водорода в щелочной среде окисляет бесцветные ионы Mn^{2+} до марганцеватистой кислоты H_2MnO_3 темно-бурого цвета:



К 2—3 каплям раствора соли Mn^{2+} прилейте 2—3 капли раствора NaOH . Образуется белый осадок $\text{Mn}(\text{OH})_2$. Прилейте к полученному осадку несколько капель перекиси водорода H_2O_2 . Осадок моментально становится темно-бурого цвета.

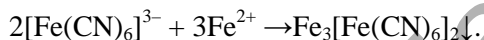
2. Окисление висмутатом натрия NaBiO_3 :



К 1—2 каплям раствора нитрата или сульфата марганца (II) добавьте 3—4 капли раствора азотной кислоты, 6—8 капель воды и небольшое количество порошка NaBiO_3 . Перемешайте и центрифугируйте. Центрифугат окрашивается в малиновый цвет.

3.5 Обнаружение ионов Fe^{2+}

Гексацианоферрат (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красная кровяная соль) образует с катионом железа Fe^{2+} синий осадок «турнбулевой сини»:



Осадок не растворяется в кислотах, но разлагается щелочами с выделением гидроксидов железа (II, III). Катионы Fe^{3+} и другие катионы не мешают проведению реакции. Реакция очень чувствительна: предел обнаружения — 0,05 мкг.

В пробирку с раствором соли железа (II) прибавьте несколько капель раствора красной кровяной соли. Наблюдайте образование турнбулевой сини.

3.6 Обнаружение ионов Fe^{3+}

1. Гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жёлтая кровяная соль) образует с катионом железа Fe^{3+} темно-синий осадок «берлинской лазури»:



Осадок растворяется в избытке реагента и в сильных кислотах. Избыток $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ нежелателен, так как может вызвать образование растворимой формы «берлинской лазури». Эта реакция специфична.

К 2—3 каплям раствора сульфата железа (III) добавьте 3—4 капли дистиллированной воды, 1—2 капли соляной кислоты и 2 капли гексацианоферрата (II) калия. Образуется темно-синий осадок.

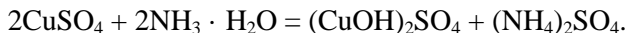
2. Тиоцианат (роданид) аммония (или калия) NH_4SCN (KSCN) образует с катионом Fe^{3+} роданид железа кроваво-красного цвета:



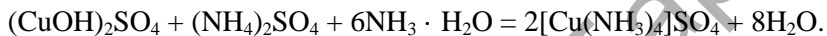
Если в растворе присутствуют ионы, которые мешают проведению реакции (ионы Fe^{2+} и Cu^{2+}), их связывают в нерастворимые фосфаты. Реакция очень чувствительна.

3.9 Обнаружение ионов Cu^{2+}

1. Аммиак с ионами Cu^{2+} образует голубой осадок основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$:



Осадок растворяется в избытке реактива, образуя комплексный аммиакат меди интенсивно-синего цвета:



К 4—5 каплям раствора сульфата меди (II) прибавьте по каплям раствор аммиака до образования осадка. Затем прилейте избыток аммиака до полного растворения осадка.

2. Гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жёлтая кровяная соль) образует с катионом Cu^{2+} красно-бурый осадок $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$:



К нескольким каплям раствора сульфата меди (II) прибавьте 1—2 капли раствора гексацианоферрата (II) калия. Наблюдайте образование красно-бурого осадка.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Каково местонахождение в Периодической системе элементов, образующих катионы первой аналитической группы? Охарактеризуйте свойства соединений на основе этих катионов (растворимость их оснований и солей).

2. Какие катионы относятся ко второй аналитической группе? Что служит групповым реагентом на катионы этой группы?

3. Перечислите катионы третьей аналитической группы. Дайте характеристику соединений этих катионов (растворимость их гидроксидов и солей).

4. В чём сущность систематического и дробного анализа? Как используются эти методы для анализа катионов?

Лабораторная работа 2

КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ АНИОНОВ

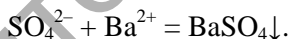
Приборы и реактивы: пробирки, предметные стёкла, дистиллированная вода, аммиак, кристаллический сульфат железа (II), соляная кислота (0,1M и 2M), уксусная кислота (0,1M и 2M), азотная кислота (0,1M и 2M), серная кислота (0,1M и 2M), водные растворы (0,1M) солей: хлорида бария, хлорида магния, хлорида аммония, карбоната натрия, хлорида натрия, бромид натрия, йодида натрия, сульфида натрия, гидрофосфата натрия, силиката натрия, нитрата натрия, нитрита натрия, перманганата калия, нитрата серебра.

Опыт 1 Качественный анализ анионов первой аналитической группы

По растворимости солей бария и серебра к анионам первой группы относят SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , PO_4^{3-} , VO_2^- : соли бария мало растворимы в воде, но растворяются в разбавленных кислотах, кроме BaSO_4 . Групповой реагент — хлорид бария BaCl_2 [1].

1.1 Обнаружение ионов SO_4^{2-}

Хлорид бария с сульфат-ионом образует белый кристаллический осадок BaSO_4 , практически не растворимый в кислотах:

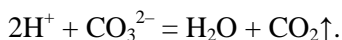


Это наиболее характерная реакция для открытия сульфат-иона.

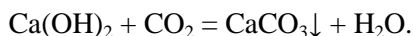
К 4—5 каплям раствора, содержащего сульфат-ионы, добавьте 1—2 капли раствора BaCl_2 . Убедитесь, что осадок BaSO_4 не растворяется в кислотах.

1.2 Обнаружение ионов CO_3^{2-}

Кислоты, в том числе и CH_3COOH , разлагают карбонаты с выделением CO_2 :



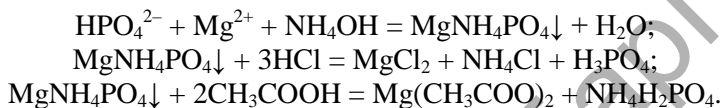
Углекислый газ можно обнаружить по помутнению известковой или баритовой воды (насыщенных растворов $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Ba}(\text{OH})_2$):



В пробирку с газоотводной трубкой внесите 5—6 капель раствора Na_2CO_3 и 5—6 капель 2М раствора HCl . Опустите конец газоотводной трубки в пробирку с небольшим количеством известковой воды. Наблюдайте помутнение раствора.

1.3 Обнаружение ионов PO_4^{3-}

Для открытия фосфат-ионов используют магниальную смесь (смесь MgCl_2 , NH_4Cl и NH_4OH). С фосфат-ионами она образует белый кристаллический осадок $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, растворимый в HCl и CH_3COOH , но не растворимый в водном аммиаке:



К 2—3 каплям раствора Na_2HPO_4 добавьте 4—5 капель раствора магниальной смеси и перемешайте. Образуется осадок.

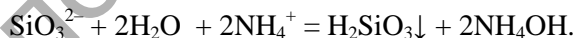
1.4 Обнаружение иона SiO_3^{2-}

1. Разбавленные кислоты образуют с концентрированными растворами силикатов белый студенистый осадок кремниевой кислоты:



Если осадок на воздухе не образуется, то раствор необходимо нагреть.

2. Соли аммония при действии на анион SiO_3^{2-} выделяют из растворов силикатов кремниевую кислоту:



Этой реакцией можно обнаружить силикат-ион в присутствии всех анионов.

К 4—5 каплям силиката натрия добавьте 3 капли раствора NH_4Cl и нагрейте на водяной бане. При этом образуется студенистый осадок кремниевой кислоты.

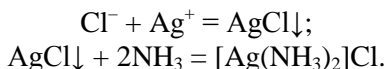
Опыт 2 Качественный анализ анионов второй аналитической группы

По растворимости солей бария и серебра к анионам второй группы относят S^{2-} , Cl^- , I^- , Br^- : соли серебра мало растворимы в воде

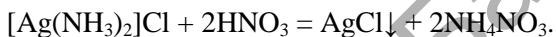
и азотной кислоте. Групповой реагент нитрат серебра AgNO_3 в присутствии разбавленной азотной кислоты [1].

2.1. Обнаружение ионов Cl^-

Нитрат серебра с хлорид-ионом образует белый творожистый осадок AgCl , не растворимый в HNO_3 , но легко растворимый в концентрированном растворе аммиака:



При подкислении раствора, содержащего $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, раствором HNO_3 снова выпадает осадок AgCl :



В пробирку к 2—3 каплям раствора хлорида натрия добавляют 1—2 капли раствора нитрата серебра. Выпавший осадок отделяют центрифугированием. К осадку добавляют водный раствор аммиака до полного растворения. В полученном растворе открывают Cl^- -ион действием 3—5 капель 2M раствора HNO_3 .

2.2 Обнаружение ионов Br^-

Нитрат серебра AgNO_3 образует с анионом Br^- бледно-жёлтый осадок бромида серебра AgBr , нерастворимый в азотной кислоте и плохо растворимый в аммиаке (см. опыт 2.1).

2.3 Обнаружение ионов I^-

Нитрат серебра AgNO_3 образует с йодид-ионом жёлтый осадок йодида серебра AgI , не растворимый в азотной кислоте и в растворе аммиака (см. опыт 2.1).

2.4 Обнаружение ионов S^{2-}

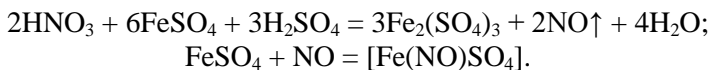
Нитрат серебра AgNO_3 образует с анионом S^{2-} чёрный осадок сульфида серебра Ag_2S , не растворимый в растворе аммиака, но растворимый при нагревании в разбавленной азотной кислоте (см. опыт 2.1).

Опыт 3 Качественный анализ анионов третьей аналитической группы

К третьей аналитической группе относят ионы NO_2^- , NO_3^- , соли бария и серебра которых растворимы в воде.

3.1 Обнаружение ионов NO_3^-

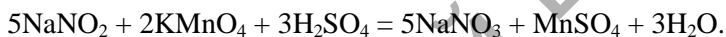
Сульфат железа (II) в сернокислой среде восстанавливает NO_3^- до оксида азота (II) NO , который с избытком Fe (II) образует комплексное соединение бурого цвета:



К 2—3 каплям раствора NaNO_3 на стеклянной пластинке внесите кристалл $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и каплю концентрированного раствора H_2SO_4 . Вокруг кристалла появляется бурое пятно.

3.2 Обнаружение ионов NO_2^-

Перманганат калия в сернокислой среде окисляет NO_2^- до NO_3^- . При этом раствор KMnO_4 обесцвечивается:



В пробирку к 5 каплям раствора KMnO_4 добавьте 2—3 капли разбавленной серной кислоты, затем 4—5 капель раствора, содержащего нитрит-ионы. Наблюдайте обесцвечивание раствора.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Что лежит в основе аналитической классификации анионов? Что такое качественная реакция на ион?
2. Какие анионы входят в первую аналитическую группу? Каковы их свойства?
3. Какие анионы относятся ко второй аналитической группе? Охарактеризуйте их свойства.
4. Какие анионы относятся к третьей аналитической группе? Охарактеризуйте их свойства.

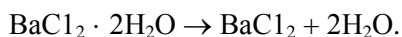
Лабораторная работа 3

ГРАВИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

Приборы и реактивы: бюкс стеклянный для взвешивания, свежеперекристаллизованный химически чистый $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, эксикатор, весы аналитические, сушильный шкаф.

Опыт 1 Определение внешней влаги и кристаллизационной воды в хлориде бария

Определение массовой доли внешней влаги (влажность образца) и кристаллизационной воды в кристаллогидрате $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ осуществляется методом отгонки. При этом удаление внешней влаги происходит при высушивании анализируемого образца при 110°C , а определение кристаллизационной воды основано на разложении кристаллогидрата хлорида бария при 125°C с выделением воды:



По убыли массы пробы, взятой для анализа, определяют влажность образца и массовую долю кристаллизационной воды в образце.

В тщательно вымытый, высушенный и взвешенный вместе с крышкой на аналитических весах бюкс поместите около 1,5 г свежеперекристаллизованного химически чистого $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Затем бюкс с солью снова взвесьте на аналитических весах и определите точную массу навески, взятой для анализа. Открыв бюкс, поместите крышку сверху, повернув её на ребро, и выдерживайте бюкс в сушильном шкафу при температуре 110°C 2 часа. Затем охладите в эксикаторе и, закрыв крышкой, взвесьте на аналитических весах. Операцию повторяйте до достижения постоянной массы.

Массу внешней влаги можно определить как разность масс бюкса с влажной и сухой навеской образца, а расчёт влажности анализируемого образца (при погрешности параллельных результатов менее 0,3 %) проводится по формуле

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{m_{\text{вл. нав}}} 100 \%,$$

где $m(\text{H}_2\text{O})$ — масса внешней влаги в образце, г;

$m_{\text{вл. нав}}$ — масса навески влажного образца, г.

Далее высушенный до постоянной массы при 110°C образец нагревайте до постоянной массы при 125°C и по разности масс бюкса рассчитайте массу удалённой кристаллизационной воды. Рассчитайте массовую долю кристаллизационной воды в анализируемом сухом кристаллогидрате хлорида бария и сравните её с теоретически рассчитанным значением для этой соли.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Что называется гравиметрическим анализом?
2. Какие основные методы гравиметрического анализа вам известны? Какой из методов использовался в данной лабораторной работе?
3. Что понимают под гравиметрической формой? Какие основные требования к ней предъявляются?
4. Как осуществляется перевод осадка в гравиметрическую форму? Каким способом это осуществлялось в данной лабораторной работе?
5. От каких факторов зависят размер и число частиц осадка?
6. Какие требования предъявляются к осадителю в гравиметрическом анализе?
7. Какие требования предъявляются к осаждаемой и гравиметрической формам?
8. Выпадет ли осадок AgCl при смешении равных объемов $0,2\text{M}$ раствора NaCl и $0,1\text{M}$ раствора AgNO_3 ?
9. Выпадет ли осадок $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ при смешении равных объемов $0,1\text{M}$ раствора CaCl_2 и $0,05\text{M}$ раствора Na_3PO_4 ?

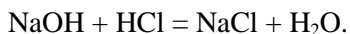
Лабораторная работа 4

ТИТРИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

Приборы и реактивы: бюретка на 25 мл, воронка, пипетки на 10 мл, колбы конические для титрования, колба для слива, резиновая груша, раствор-титрант HCl $0,1\text{M}$ (с точно известной концентрацией), раствор NaOH или KOH с указанной концентрацией и плотностью, раствор фенолфталеина.

Опыт 1 Определение точной концентрации гидроксида натрия

Определение точной концентрации гидроксида натрия основано на титровании анализируемого раствора стандартным раствором соляной кислоты:



С помощью пипетки на 10 мл отберите пробы (аликвотные доли) в три конические колбы для титрования (по 10 мл исследуемого раствора в каждую колбу). В каждую колбу добавьте индикатор — несколько капель фенолфталеина.

Аликвотные доли титруйте раствором HCl из бюретки. Для этого бюретку заполните $0,1\text{M}$ раствором HCl (титрантом) до нулевой отметки перед каждым титрованием. Конечной точкой титрования

считают момент перехода окраски анализируемого раствора из малиновой в бесцветную.

Объемы титранта, пошедшие на титрование, занесите в таблицу (рис. 3.1).

Т а б л и ц а ____ — Экспериментальные данные

Объём аликвотной доли анализируемого раствора V , мл	Концентрация титранта C , моль / л	Объём титранта V , мл	Средний объём титранта V , мл

Рисунок 3.1 — Образец таблицы для заполнения

Найдите концентрацию раствора гидроксида натрия, используя закон эквивалентов:

$$c(\text{NaOH})V(\text{NaOH}) = c(\text{HCl})V(\text{HCl}).$$

Определите ошибку, сравнивая полученную и заданную концентрации.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Какой закон лежит в основе титриметрического анализа? Приведите его математическую запись.
2. Какие требования предъявляются к реакциям, используемым в титриметрическом анализе?
3. Какие титранты применяют в ацидиметрии и алкалометрии?
4. Какие первичные стандарты применяют при определении точной концентрации растворов кислот?
5. Что из себя представляют индикаторы, применяемые в методе кислотно-основного титрования? Приведите примеры кислотно-основных индикаторов.
6. Что называется интервалом перехода индикатора? От чего он зависит?

Лабораторная работа 5

ФОТОМЕТРИЧЕСКИЙ МЕТОД АНАЛИЗА

Приборы и реактивы: фотоэлектроколориметр, мерные колбы на 1 000 и 50 см³, мерные пипетки на 25, 20, 15, 10, 5 см³, химически чистый CuSO₄ · 5H₂O, концентрированная серная кислота, раствор аммиака (1:3).

Опыт 1 Приготовление стандартного раствора соли меди и построение градуировочного графика

В мерную колбу емкостью 1 000 см³ поместите 3,927 г химически чистого CuSO₄ · 5H₂O, растворите в небольшом количестве дистиллированной воды, прибавьте 5 см³ H₂SO₄ (плотностью 1,84 г / см³) и доведите водой до метки. В 1 см³ этого раствора содержится 1 мг ионов Cu²⁺.

В шесть мерных колб вместимостью по 50 см³ отмерьте пипетками 25, 20, 15, 10, 5 и 3 см³ соответственно приготовленного стандартного раствора соли меди. В каждую колбу добавьте по 10 см³ разбавленного (1:3) раствора NH₃ · H₂O и доведите объёмы дистиллированной водой до метки.

Измерьте оптическую плотность приготовленных растворов согласно инструкции к прибору. Измерение начинайте с раствора, имеющего наименьшую концентрацию меди. Полученные данные представьте в форме таблицы и графика зависимости оптической плотности от концентрации меди (II).

Опыт 2 Определение содержания ионов меди в исследуемом растворе

Для приготовления окрашенного аммиаката меди (II) 5 см³ исследуемого раствора поместите в мерную колбу ёмкостью 50 см³, прибавьте 1 каплю концентрированной серной кислоты, нейтрализуйте раствором аммиака до появления слабой мути и прилейте еще 10 мл аммиака, доведите водой до метки и тщательно перемешайте. Измерьте оптическую плотность аммиачного исследуемого раствора.

Используя градуировочный график, найдите концентрацию ионов меди (II), соответствующую измеренной оптической плотности. Рассчитайте относительную погрешность определения.

Контрольные вопросы и упражнения

1. В чём заключается сущность колориметрического, фотометрического и спектрофотометрического методов анализа?
2. Приведите уравнение, связывающие коэффициент пропускания T и оптическую плотность A .
3. Какие факторы влияют на молярный коэффициент поглощения (ξ)?
4. В каких координатах можно представить спектр поглощения?
5. Какова сущность закона Бугера-Ламберта-Бера?
6. Как проводится выбор оптимальных условий фотометрических определений: а) длина волны; б) толщина светопоглощающего слоя (кюветы); в) концентрации.
7. Объясните сущность методов определения концентрации анализируемого вещества: 1) градуировочного графика; 2) метода добавок.

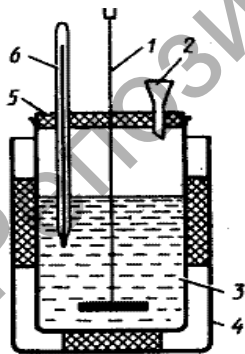
Лабораторная работа 6

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛООВОГО ЭФФЕКТА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Приборы и реактивы: калориметр, термометр, мерный цилиндр на 50 см^3 , растворы гидроксида натрия и соляной кислоты ($1M$)

Опыт 1 Измерение теплового эффекта реакции нейтрализации

Определение теплового эффекта проводится в калориметре, схема которого представлена на рисунке 6.1.



1 — мешалка; 2 — воронка; 3 — внутренний стакан; 4 — внешний стакан; 5 — крышка; 6 — термометр

Рисунок 6.1 — Калориметрическая установка [2]

Перед началом опыта взвесьте сухой внутренний стакан. В работе используйте $1M$ растворы NaOH и HCl .

Соберите калориметрическую установку и через воронку в калориметрический сосуд налейте отмеренные мерным цилиндром 50 см^3 $1M$ раствора кислоты. Во второй мерный цилиндр налейте 50 см^3 $1M$ раствора щёлочи и поставьте его на 3—4 мин для выравнивания температуры рядом с калориметром.

Опустите термометр в стакан с раствором щёлочи и замерьте температуру раствора с точностью до $0,1K$ (T_{NaOH}). Затем, ополоснув шарик

термометра водой и осушив его фильтровальной бумагой, опустите термометр в раствор кислоты. Замерьте температуру раствора кислоты (T_{HCl}). Найдите среднее арифметическое T_{NaOH} и T_{HCl} , это будет начальная температура раствора в калориметре T_1 .

Через воронку вылейте раствор щёлочи в кислоту. Отметьте самую высокую температуру T_2 , которую покажет термометр после сливания растворов. Результаты измерений занесите в таблицу (рис. 6.2).

Т а б л и ц а ____ — Экспериментальные данные

Масса калориметра m , кг	Суммарный объём жидкости в стакане V , мл	T_{HCl} , К	T_{NaOH} , К	T_1 , К	T_2 , К

Рисунок 6.2 — Образец таблицы для заполнения

Рассчитайте теплоту, выделившуюся в калориметре, по формуле

$$q = \Sigma c(T_2 - T_1),$$

где T_1 — начальная температура жидкости, К;

T_2 — конечная температура жидкости в калориметре, К;

Σc — теплоёмкость системы.

Теплоёмкость системы рассчитайте по формуле

$$\Sigma c = c_1 m_1 + c_2 m_2 + c_3 m_3,$$

где c_1, c_2 — удельные теплоёмкости растворов кислоты, щёлочи, принимаемые равными удельной теплоёмкости воды — 4,19 кДж / (кг · К);

c_3 — удельная теплоёмкость стекла, $c_3 = 0,75$ кДж / (кг · К);

m_1, m_2 — массы растворов кислоты и щёлочи, кг (плотность растворов кислоты и щёлочи принять равными плотности воды — 1 000 кг / м³);

m_3 — масса калориметра, кг.

Определите число молей нейтрализованной кислоты (щёлочи) n , учитывая заданную молярную концентрацию и объём раствора, рассчитайте энтальпию реакции нейтрализации ΔH :

$$\Delta H = \frac{Q}{n}.$$

Сравните полученную энтальпию реакции нейтрализации с теоретической и рассчитайте относительную ошибку опыта:

$$\delta_{\text{отн}} = \left| \frac{\Delta H_{\text{эксп}} - \Delta H_{\text{теор}}}{\Delta H_{\text{теор}}} \right| 100 \%,$$

где $\Delta H_{\text{эксп}}$ — полученное в ходе эксперимента значение энтальпии реакции;

$\Delta H_{\text{теор}}$ — теоретическое значение энтальпии реакции нейтрализации, равное 57,22 кДж / моль.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Что такое энергия? Перечислите ее виды, сформулируйте закон сохранения энергии.
2. Что понимается под внутренней энергией термодинамической системы? Что такое энтальпия? Какая между ними связь?
3. Расскажите о классификации термодинамических систем. Приведите примеры.
4. Какая реакция называется экзотермической? Эндотермической?
5. Сформулируйте первое начало термодинамики. Приведите его математическое выражение.
6. Сформулируйте закон Гесса. Укажите условия его применения. Как рассчитываются тепловые эффекты реакций?
7. Пользуясь необходимыми термодинамическими величинами, определите, экзо- или эндотермической является данная реакция в стандартных условиях: $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$. Запишите данное термохимическое уравнение.
8. Пользуясь стандартными энтальпиями образования веществ, определите стандартную энтальпию сгорания вещества $\text{C}_2\text{H}_{2(г)}$. Запишите данное термохимическое уравнение. Сделайте вывод: реакция экзо- или эндотермическая? Учтите, что при полном сгорании веществ образуются $\text{CO}_{2(г)}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$.

КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Приборы и реактивы: криостат, термометр Бекмана, пробирки, лёд, поваренная соль, глюкоза, мочеви́на, дистиллированная вода.

Опыт 1 Определение молекулярной массы вещества криоскопическим методом

В пробирку поместите определенный объём растворителя. Этот объём должен быть таким, чтобы резервуар термометра был полностью погружён в жидкость и не касался стенок пробирки. Пробирку вставьте в воздушную муфту, а затем всё собранное поместите в криостат, наполненный охлаждающей смесью (мелко раздробленным льдом с поваренной солью), и дайте растворителю охладиться. Для построения кривой охлаждения запишите показания термометра через равные промежутки времени. Температура охлаждающей смеси должна поддерживаться постоянной посредством добавления льда или соли.

Для равномерности охлаждения жидкости охлаждающую смесь можно медленно перемешивать вставленной в криостат мешалкой. Перемешивание прекратите, когда значение температуры будет на $0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$ выше ожидаемой температуры кристаллизации. После этого особенно внимательно следите за изменением температуры растворителя, так как жидкость легко переохлаждается, о чём свидетельствуют показания термометра. Для чистого растворителя допустимо переохлаждение до $1\text{ }^{\circ}\text{C}$. Встряхивание пробирки с переохлаждённой жидкостью вызывает кристаллизацию. При кристаллизации выделяется скрытая теплота, температура кристаллизующейся жидкости начинает заметно повышаться. В это время необходимо особенно внимательно следить за показаниями термометра, отмечая максимальную температуру подъёма (из переохлаждённого состояния), которая и будет истинной температурой кристаллизации данной жидкости. После этого пробирку выньте из стеклянной муфты и, подогревая её в руке, растворите образовавшиеся кристаллы. Опыт повторите 2—3 раза.

На аналитических весах взвесьте заданное количество исследуемого вещества с точностью до $1 \cdot 10^{-4}$ г. Навеску исследуемого

вещества поместите в пробирку с растворителем и перемешайте. Далее пробирку вставьте в воздушную муфту и, записывая показания термометра через равные промежутки времени, получите кривую охлаждения раствора аналогично тому, как это делалось в случае растворителя.

Результаты опыта занесите в таблицу (рис. 7.1).

Т а б л и ц а ____ — Экспериментальные данные

Жидкость	Температура замерзания, К				$\Delta T = T_0 - T_1$
Вода					
Раствор					

Рисунок 7.1 — Образец таблицы для заполнения

Рассчитайте молярную массу растворённого вещества M_B :

$$M_B = \frac{K m_B 1000}{m_{p-ля} \Delta T},$$

- где m_B — масса растворённого вещества, г;
 K — криоскопическая константа растворителя;
 $m_{p-ля}$ — масса растворителя, г;
 ΔT — понижение температуры замерзания раствора, К.

Контрольные вопросы и упражнения

1. На чём основан криоскопический метод анализа?
2. Почему температура замерзания раствора ниже температуры замерзания чистого растворителя?
3. Как формулируется закон Рауля?
4. Что такое криоскопическая константа растворителя?
5. Что характеризует изотонический коэффициент Вант-Гоффа?
6. Как зависит степень диссоциации от величины изотонического коэффициента?
7. Рассчитайте, при какой температуре должен кристаллизоваться раствор, содержащий в 250 г воды 54 г глюкозы. $K(H_2O) = 1,86 \text{ кг} \cdot \text{град} / \text{моль}$.
8. Сколько граммов сахарозы надо растворить в 100 г воды, чтобы повысить температуру кипения на $1 \text{ }^\circ\text{C}$? $E(H_2O) = 0,52 \text{ кг} \cdot \text{град} / \text{моль}$.

Лабораторная работа 8

ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH ВОДНЫХ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Приборы и реактивы: стаканы на 50 мл, фильтровальная бумага, дистиллированная вода, набор буферных растворов, растворы соляной кислоты (0,01M и 0,1M), уксусной кислоты (0,01M и 0,1M), гидроксида натрия (0,01M).

Опыт 1 Потенциометрический метод определения pH растворов

Потенциометрический метод определения pH растворов основан на измерении с помощью потенциометра и двух электродов ЭДС концентрационной цепи.

Измерьте значения pH в исследуемых растворах с помощью иономера согласно инструкции к прибору, а также с помощью универсальной индикаторной бумаги. Рассчитайте концентрации ионов H^+ , OH^- и степень диссоциации электролита. Результаты опыта и расчетов занесите в таблицу (рис. 8.1).

Т а б л и ц а ____ — Экспериментальные данные

Раствор	Концентрация раствора c_m , моль / л	pH		Расчёт		
		по индикатору	по иономеру	$[H^+]$	$[OH^-]$	α

Рисунок 8.1 — Образец таблицы для заполнения

Контрольные вопросы и упражнения

1. Что такое ионное произведение воды?
2. Как можно охарактеризовать среду любого водного раствора?
3. Что называется водородным показателем (pH)? По какой формуле можно рассчитать водородный показатель?
4. Какие типы сред водных растворов вы знаете?
5. Каковы концентрации ионов водорода и водородный показатель в кислой среде? В щелочной среде? В нейтральной среде?
6. Какие вещества называются индикаторами? Какие индикаторы вы знаете?
7. Найдите молярную концентрацию ионов H^+ и вычислите pH водных растворов, в которых молярная концентрация гидроксид-ионов (моль / л) равна: а) $8,1 \cdot 10^{-4}$; б) $2,6 \cdot 10^{-7}$; в) $3,5 \cdot 10^{-12}$.
8. Определите концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов в растворе, pH которого равен: а) 4,6; б) 11,8; в) 9,1.

Лабораторная работа 9

СВОЙСТВА БУФЕРНЫХ РАСТВОРОВ

Приборы и реактивы: колбы, пробирки, пипетки, стаканы на 50 мл, фильтровальная бумага, дистиллированная вода, растворы соляной кислоты (0,01М и 0,1М), уксусной кислоты (0,01М и 0,1М), гидроксида натрия (0,01М), ацетата натрия (0,1М).

Опыт 1 Приготовление буферных растворов

Приготовьте в трёх пронумерованных колбах по 30 см³ ацетатных буферных растворов согласно данным из таблицы (рис. 9.1).

Содержимое колб перемешайте. Рассчитайте pH приготовленных буферных растворов. Измерьте pH буферных растворов на ионномере согласно инструкции к прибору и сравните полученные данные с расчетными. Результаты внесите в таблицу (см. рис. 9.1). Сделайте вывод о влиянии соотношения концентрации кислоты и соли на pH буферных растворов.

Т а б л и ц а ____ — Экспериментальные данные

Номер колбы	Объём раствора CH ₃ COOH, см ³	Объём раствора CH ₃ COONa, см ³	pH (расчетный)	pH (опытный)
1	24	6		
2	6	24		
3	15	15		

Рисунок 9.1 — Образец таблицы для заполнения

Опыт 2 Свойства буферных растворов

2.1 Разбавление буферных растворов

Отберите пипеткой по 10 см³ буферных растворов из каждой колбы (см. опыт 1). Затем каждый раствор (10 см³) разделите на две части (по 5 см³). В три пробирки по 5 см³ каждого раствора добавьте по 5 см³ дистиллированной воды, перемешайте (разбавление в 2 раза). В оставшиеся три пробирки с 5 см³ каждого раствора добавьте по 10 см³ дистиллированной воды. Растворы

перемешайте (разбавление в 3 раза). Во все пробирки добавьте 2—3 капли раствора универсального индикатора. Верхние окрашенные слои растворов сравните с эталонной шкалой рН универсального индикатора. Сделайте вывод о влиянии разбавления на рН буферных растворов.

2.2 Действие кислот и щелочей

Отберите пипеткой по 10 см^3 буферных растворов из каждой колбы (см. опыт 1). Затем каждый раствор (10 см^3) разделите на две части (по 5 см^3). В три пробирки по 5 см^3 каждого раствора добавьте по 1 см^3 $0,01M$ раствора соляной кислоты HCl , в другие три пробирки — по 1 см^3 $0,01M$ раствора гидроксида натрия NaOH . Во все пробирки добавьте 2—3 капли раствора универсального индикатора. Верхние окрашенные слои растворов сравните с эталонной шкалой рН универсального индикатора. Сделайте вывод о влиянии добавления небольших количеств сильных кислот и щелочей на рН буферных растворов.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Что такое буферные растворы? Приведите их классификацию.
2. Что называют сопряжённой кислотой, сопряжённым основанием? Приведите примеры протолитических реакций.
3. В чём заключается механизм действия буферных систем?
4. Как рассчитывается рН кислотных и основных буферных растворов?
5. Что такое буферная ёмкость?
6. Вычислите рН ацетатной буферной смеси, состоящей из 200 мл $0,1M$ раствора кислоты ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) и 100 мл $0,05M$ раствора её соли.
7. Вычислите значение рН буферного раствора, приготовленного смешением 36 мл $0,2M$ раствора хлорида аммония и 23 мл $0,1M$ раствора аммиака. $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Лабораторная работа 10

ПОТЕНЦИОМЕТРИЧЕСКОЕ ТИТРОВАНИЕ

Приборы и реактивы: стаканы на 50 и 100 см^3 , пипетки, бюретки, фильтровальная бумага, дистиллированная вода, растворы соляной кислоты ($0,1M$), уксусной кислоты ($0,1M$), гидроксида натрия ($0,1M$).

Опыт 1 Потенциометрическое титрование сильной кислоты сильным основанием

В стакан объёмом 100 см^3 отмерьте с помощью пипетки точный, указанный преподавателем объём раствора соляной кислоты, концентрацию которого необходимо определить, и поставьте стакан на столик магнитной мешалки. Опустите в раствор электроды, включите мешалку и измерьте рН исследуемого раствора с помощью иономера согласно инструкции по работе с прибором. Затем из бюретки приливайте по 1 см^3 $0,1M$ раствора гидроксида натрия NaOH при непрерывном перемешивании и после добавления каждой порции щёлочи записывайте показания рН-метра. Приливание щёлочи производите до тех пор, пока рН раствора не станет равным 12—13. Полученные результаты запишите в таблицу (рис. 10.1).

Т а б л и ц а ___ — Экспериментальные данные

Объём раствора NaOH		рН	ΔpH	$\Delta \text{pH} / \Delta V$
$V, \text{ см}^3$	$\Delta V, \text{ см}^3$			

Рисунок 10.1 — Образец таблицы для заполнения

По полученным данным постройте интегральную (зависимость рН от V) и дифференциальную (зависимость $\Delta \text{pH} / \Delta V$ от V) кривые титрования. Найдите по графику точку эквивалентности, затем эквивалентный объём гидроксида натрия и рассчитайте массу соляной кислоты m_{HCl} по следующим формулам:

$$C_{\text{эквHCl}} = \frac{C_{\text{эквNaOH}} V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}},$$

$$T_{\text{HCl}} = \frac{C_{\text{эквHCl}} M_{\text{эквHCl}}}{1000},$$

$$m_{\text{HCl}} = T_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}},$$

где $C_{\text{эквNaOH}}$ — молярная концентрация эквивалента NaOH;
 V_{NaOH} — эквивалентный объём NaOH;
 V_{HCl} — объём исследуемого раствора HCl;
 T_{HCl} — титр раствора HCl;
 $C_{\text{эквHCl}}$ — молярная концентрация эквивалента HCl;
 $M_{\text{эквHCl}}$ — молярная масса эквивалента HCl.

Опыт 2 Потенциометрическое титрование слабой кислоты сильным основанием

Возьмите точный объём раствора уксусной кислоты, указанный преподавателем, и оттитруйте его раствором гидроксида натрия. Методика выполнения такая же, как в опыте 1.

Сравните кривые титрования в обоих опытах и сделайте соответствующие выводы.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Как возникает двойной электрический слой?
2. Какая система называется в электрохимии электродом?
3. Что такое электродный потенциал?
4. Потенциал какого электрода принят за ноль?
5. От каких факторов зависит величина электродного потенциала?
6. Что такое стандартный электродный потенциал?
7. Смешали два раствора соли FeCl_2 . Первый: объём 41 мл, молярная концентрация $1,43 \cdot 10^{-4}$. Второй: объём 178 мл, молярная концентрация эквивалента $1,00 \cdot 10^{-4}$. Считая коэффициент активности ионов равным 1, вычислите потенциал железного электрода (стандартные условия в полученном растворе).

Лабораторная работа 11

ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ

Приборы и реактивы: бюретка, почва, фенолфталеин, четыре конические колбы на 250 см^3 с пробками и четыре конические колбы на $100\text{—}150 \text{ см}^3$, четыре стаканчика на 100 см^3 , четыре воронки, круглые фильтры, пипетки на 50 и 10 см^3 ; $0,025 \text{ M}$, $0,05 \text{ M}$, $0,1 \text{ M}$, $0,2 \text{ M}$ растворы CH_3COOH ; $0,1 \text{ M}$ раствор NaOH, стаканы, стеклянные трубки длиной $1,5\text{—}2 \text{ м}$ и диаметром $1\text{—}2 \text{ см}$, почва, сухой песок, марля, дистиллированная вода.

Опыт 1 Определение радиуса капилляров в почве по высоте поднятия жидкости

Возьмите две стеклянные трубки длиной 1,5—2 м и диаметром 1—2 см и подвяжите их с одной стороны марлей. В одну из трубок насыпьте сухой песок, в другую — суглинистую почву. Трубки закрепите на штативе, погрузив нижние концы в стакан с водой. Следите за подъёмом воды по капиллярам почвы. Когда подъем воды завершится, запишите высоту её подъема h (в сантиметрах).

Вычислите радиус r капилляров почвы, подставив значение h в уравнение

$$r = \frac{2\sigma}{h\rho g},$$

где σ — поверхностное натяжение воды;

ρ — плотность воды;

g — ускорение свободного падения.

На основании полученных данных сделайте ответствующий вывод.

Опыт 2 Изучение адсорбции уксусной кислоты на поверхности почвы

На техномических весах возьмите четыре навески массой по 5 г почвы и внесите в четыре сухие колбы, отмерьте по 50 см³ растворов уксусной кислоты указанной концентрации C_0 и залейте навески почвы. Колбы закройте пробками, встряхните и оставьте на 15—20 мин, время от времени повторяя встряхивание.

Через 15—20 мин после наступления равновесия растворы отделите от почвы фильтрованием в отдельные колбочки. Почву при этом не взбалтывайте, а слейте отстоявшийся раствор на фильтр, отбрасывая первые порции фильтрата.

Равновесную концентрацию C_1 уксусной кислоты в фильтрате определите титрованием. Для этого возьмите пипеткой 10 см³ раствора, добавьте 2 капли фенолфталеина, титруйте 0,1M раствором NaOH до появления устойчивой малиновой окраски и рассчитайте равновесную концентрацию C_1 уксусной кислоты.

Количество адсорбированной уксусной кислоты x (моль) на 5 г почвы найдите по формуле

$$x = (C_0 - C_1)50.$$

Полученные данные занесите в таблицу (рис. 11.1).

По данным опыта на миллиметровой бумаге постройте изотерму адсорбции, причем по оси абсцисс наносите значение C_1 , а по оси ординат — x / m .

Сделайте соответствующий вывод.

Т а б л и ц а ____ — Экспериментальные данные

Показатель	Номер колбы			
	1	2	3	4
Объём взятых кислот, см ³	50	50	50	50
Точная концентрация, моль / дм ³	0,025	0,05	0,1	0,2
Концентрация раствора кислот C_0 , моль / см ³				
Объём 0,1M раствора NaOH, затраченный на титрование растворов кислот после адсорбции, см ³				
Точная концентрация этих растворов, моль / дм ³				
Концентрация равновесных растворов кислот C_1 , моль / см ³				
Количество молей CH_3COOH , адсорбированное 5 г почвы x , моль				
Количество CH_3COOH , адсорбированное 1 г почвы (x / m , моль / г)				

Рисунок 11.1 — Образец таблицы для заполнения [3]

Контрольные вопросы и упражнения

1. Что такое сорбция, абсорбция, адсорбция? Какие виды адсорбции вы знаете?
2. Чем обусловлена обратимость адсорбционного процесса? Какие факторы влияют на адсорбционное равновесие?
3. В чём отличие физической адсорбции от хемосорбции?
4. Что такое сорбент (адсорбент, абсорбент)? Сорбтив? Приведите примеры.
5. Какие вещества являются хорошими адсорбентами?
6. От чего зависит адсорбционная способность вещества?
7. Что такое хроматографическая адсорбция?
8. Что такое аниониты и катиониты?
9. Процесс адсорбции данного вещества с молярной массой M углем из раствора описывается изотермой адсорбции Лэнгмюра с заданными коэффициентами a_∞ и b . Рассчитайте равновесную концентрацию C , моль / л, и степень извлечения α , %, этого вещества из раствора адсорбентом, если навеску угля массой 3,2 г поместили в объём 74 мл раствора с концентрацией 1,28 моль / л. $M = 191$ г / моль, $a_\infty = 0,212$; $b = 6,2$.

Лабораторная работа 12

ПОЛУЧЕНИЕ И ОЧИСТКА КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

Приборы и реактивы: колбы, стаканы, мерный цилиндр на 100 см³, электроплитка, целлофан, проточный диализатор, стеклянные палочки, раствор хлорида железа (III) (2 %-ный), дистиллированная вода.

Опыт 1 Получение золя гидроксида железа (III) путем гидролиза

В стакан или колбу отмерьте 100 см³ дистиллированной воды, поставьте на плитку и нагрейте до кипения. В кипящую воду по каплям добавьте 5—10 см³ 2 %-ного раствора хлорида железа (III). В результате получается коллоидный раствор гидроксида железа (III) интенсивного красно-коричневого цвета.

Напишите схему строения мицеллы данного золя.

Опыт 2 Очистка зольей методом проточного диализа

Возьмите кусок целлофана, размочите его дистиллированной водой и поместите в стакан таким образом, чтобы можно было влить полученный в опыте 1 золь гидроксида железа (III), затем вставить стеклянную палочку, завязать верёвочкой вокруг неё целлофан.

Мешочек подвесьте на стеклянной палочке и погрузите в стакан с дистиллированной водой. Диализ проводите при комнатной температуре, периодически меняя воду в стакане, до полного удаления из золя хлорид-ионов (качественная реакция с нитратом серебра (I) в промывной воде).

Готовый очищенный золь сохраните для проведения следующих лабораторных работ.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Что такое дисперсная система?
2. Дайте определение понятиям: дисперсная фаза, дисперсионная среда, степень дисперсности.
3. Приведите классификацию дисперсных систем по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды; по степени дисперсности; по наличию взаимодействия между частицами дисперсной фазы; по интенсивности взаимодействия между дисперсной фазой и дисперсионной средой.

4. Приведите общие и отличительные черты суспензий и эмульсий.
5. Укажите основные методы получения коллоидных систем.
6. Напишите формулу мицеллы золя сульфата бария и определите знак заряда гранулы, если при получении золя смешали 1 л 0,0001 н. раствора хлорида бария с 1 л 0,001 н. раствора серной кислоты. Дайте название ее слоям.

Лабораторная работа 13

УСТОЙЧИВОСТЬ И КОАГУЛЯЦИЯ КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

Приборы и реактивы: колбы или стаканы на 100 см³, пипетки, бюретки, очищенный золь гидроксида железа (III), растворы: хлорида калия (3M), сульфата калия (0,005M), гексацианоферрата (III) калия (0,001M), гексацианоферрата (II) калия (0,01 %-ный).

Опыт 1 Коагуляция золя гидроксида железа (III) электролитами

Отмерьте пипеткой по 10 см³ золя гидроксида железа (III) в три колбочки или стаканчика. Затем поочередно в каждый стаканчик (колбочку) прилейте по каплям при встряхивании растворы электролитов из бюреток: KCl (3M); K₂SO₄ (0,005M), K₃[Fe(CN)₆] (0,001M) до малейшего помутнения раствора, что является признаком коагуляции. Полученные данные занесите в таблицу (рис. 13.1).

Т а б л и ц а — Экспериментальные данные

Электролит	Объем электролита, пошедшего на коагуляцию, см ³	Порог коагуляции C _к , моль / дм ³	Объем электролита в пересчете на 0,001M концентрацию, см ³	Логарифм объема
KCl (3M)				
K ₂ SO ₄ (0,005M)				
K ₃ [Fe(CN) ₆] (0,001M)				

Рисунок 13.1 — Образец таблицы для заполнения

Рассчитайте величину порога коагуляции C_k , моль / дм³:

$$C_k = \frac{C_{\text{эkv. эл}} V_{\text{эл}} 1000}{V_3},$$

где $C_{\text{эkv. эл}}$ — молярная концентрация эквивалента электролита;
 $V_{\text{эл}}$ — объём электролита, пошедшего на коагуляцию, см³;
 V_3 — объём взятого для коагуляции золь, см³.

Определите, во сколько раз коагулирующая способность трёхзарядного иона выше однозарядного. Подсчитайте отношения порогов коагуляции для трёх-, двух- и однозарядных ионов. Сделайте соответствующий вывод.

Опыт 2 Взаимная коагуляция зольей

Получите золь берлинской лазури с отрицательно заряженными частицами: смешайте 50 см³ 0,01 %-ного раствора жёлтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$ и 60—62 капли 2 %-ного раствора хлорида железа (III).

В пять пробирок налейте очищенный золь гидроксида железа (III): в первую — 10 см³, во вторую — 8, в третью — 6, в четвёртую — 4, в пятую — 2. Во все пробирки, кроме первой, добавьте по 10 см³ золь берлинской лазури. Через 30 мин отметьте коагуляцию и окраску зольей.

Определите знак заряда частиц в смеси зольей, где не наступила коагуляция. Рассчитайте соотношение зольей, при котором они смешиваются без нарушения устойчивости и при полной взаимной коагуляции. Сделайте соответствующий вывод.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Укажите, чем отличаются коллоидные растворы от истинных растворов.
2. Что представляет собой мицелла?
3. Дайте определение терминам: потенциалопределяющие ионы, противоионы, коллоидная частица, мицелла.
4. Чем обуславливается заряд коллоидных частиц? Как определяют знак заряда?
5. Какие факторы могут привести к коагуляции коллоидных растворов? Что такое порог коагуляции?
6. Какой объём 0,05M раствора нитрата серебра необходимо прибавить к 15 мл 0,01M раствора хлорида калия, чтобы получить отрицательный золь $AgCl$? Напишите формулу мицеллы и дайте название всем её частям.

СВОЙСТВА КОЛЛОИДНЫХ РАСТВОРОВ

Приборы и реактивы: стаканы, пипетки, штатив, фильтровальная бумага, очищенный золь гидроксида железа (III), фуксин, метиленовый голубой, эозин, флуоресцеин и другие красители.

Опыт 1 Электрические свойства коллоидных растворов

В стаканчики налейте растворы красителей (фуксина, метиленового голубого, эозина, флуоресцеина и др.) и очищенный золь гидроксида железа (III). Опустите в них одинаковые полоски фильтровальной бумаги, верхние концы которых закрепите в штативе, полоски бумаги не должны касаться стенок стаканов. Если в воде находятся отрицательно заряженные коллоидные частицы, то они не притягиваются капиллярами поверхности бумаги и будут двигаться вверх. Если частицы имеют положительный заряд, то они не будут подниматься, а осядут на поверхности бумаги [4]. Через час измерьте высоту подъема различных красителей и сделайте вывод о знаке заряда их частиц.

Можно определить знак заряда частиц другим способом. На лист фильтровальной бумаги нанесите каплю исследуемого золя или красителя. После впитывания капли обнаруживается, что положительно заряженные золи и основные красители дают окрашенное в центре и бесцветное по краям пятно, а отрицательно заряженные золи и кислые красители – равномерно до краёв окрашенное пятно [5]. Определите знак заряда золя гидроксида железа (III) и различных красителей и разделите красители на основные и кислые.

Затем в пробирке смешайте два красителя (основный и кислый) по 3 капли и 1 каплю смеси нанесите на фильтровальную бумагу. Получается пятно с различно окрашенными центром и краями.

На основании данных опыта сделайте соответствующий вывод.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Укажите, чем отличаются коллоидные растворы от истинных растворов.
2. Каковы молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем? Что такое седиментация?

3. Опишите отличительные оптические свойства коллоидных систем? Что такое опалесценция?
4. Где можно наблюдать конус Тиндаля?
5. Опишите строение и механизм двойного электрического слоя частиц золя.
6. Какие электрокинетические явления наблюдаются в коллоидных растворах?

Лабораторная работа 15

ВЯЗКОСТЬ И ЕЁ ОПРЕДЕЛЕНИЕ

Приборы и реактивы: вискозиметр, термостат, секундомер, стеклянные стаканы, дистиллированная вода, 1 %-ный раствор крахмала, 1 %-ный раствор желатина, резиновая груша, термометр, лёд или снег.

Опыт 1 Влияние концентрации раствора на вязкость

Вискозиметр представляет собой U-образную трубку, широкое колено которой расширяется книзу. Другое колено содержит впаянный внутри капилляр, заканчивающийся вверху шариком, который переходит в более широкую трубку. Под шариком и над ним нанесены две метки, ограничивающие определённый объём [6].

Перед работой вискозиметр промойте хромовой смесью, дистиллированной водой и высушите.

Налейте дистиллированной воды в более широкую трубку вискозиметра столько, чтобы уровень её находился в верхней части расширения. Прибор опустите в сосуд с водой так, чтобы уровень воды в сосуде был выше верхней метки вискозиметра. С помощью груши повысьте уровень воды в тонкой части вискозиметра таким образом, чтобы он находился примерно на 1 см выше верхней метки, причем уровень жидкости в правом колене должен оставаться в нижней части расширения.

Дайте возможность воде вытекать и включите секундомер в тот момент, когда мениск проходит через верхнюю метку. Выключите секундомер при прохождении мениска через нижнюю метку, снимите показания секундомера. Повторите опыт с водой не менее пяти раз.

Определите относительную вязкость раствора крахмала, приготовленного смешиванием его с водой в количествах, указанных в таблице (рис. 15.1).

Т а б л и ц а ___ — Экспериментальные данные

Вещество	Номер раствора			
	1	2	3	4
Крахмал, см ³	20	15	5	2
Вода, см ³	0	5	15	18
Время истечения τ , с				
Вязкость η , Па·с				

Рисунок 15.1 — Образец таблицы для заполнения

На основании полученных данных рассчитайте относительную вязкость раствора крахмала η по уравнению

$$\eta = \eta_0 \frac{\rho \tau}{\rho_0 \tau_0},$$

где η_0 — коэффициент вязкости воды, равный $1,005 \cdot 10^{-3}$ Па · с;

ρ — плотность раствора крахмала;

ρ_0 — плотность воды;

τ — время истечения раствора крахмала;

τ_0 — время истечения воды.

По результатам измерений постройте кривую зависимости вязкости от концентрации.

Опыт 2 Влияние температуры раствора на вязкость

Измерьте вязкость 1 %-ного золь желатина при температуре 0 °С, для чего вискозиметр погрузите в смесь воды и снега (льда). Затем определите вязкость при 20, 40 и 60 °С. По результатам измерений постройте кривую зависимости вязкости от температуры.

Контрольные вопросы и упражнения

1. В чём заключается сущность данного метода определения вязкости?
2. Можно ли по результатам измерений, не делая расчетов, сделать предварительный вывод о том, больше или меньше вязкость исследуемой жидкости по сравнению с водой?
3. Каков физический смысл коэффициента вязкости?
4. Приведите уравнение Ньютона для силы внутреннего трения.
5. Напишите формулу Пуазейля, какова область её применения?

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. *Цитович, И. К.* Курс аналитической химии : учебник / И. К. Цитович. — 8-е изд., стер. — СПб. : Лань, 2004. — 496 с. : ил.
2. *Барковский, Е. В.* Общая химия : учеб. пособие / Е. В. Барковский, С. В. Ткачев, Л. Г. Петрушенко. — Минск : Выш. шк., 2013. — 639. : ил.
3. Химия. Лабораторный практикум : учеб. пособие / А. Р. Цыганов [и др.]. — Минск : ИВЦ Минфина, 2015. — 320 с.
4. *Болтромаюк, В. В.* Общая химия : учеб. пособие / В. В. Болтромаюк. — Минск : Выш. шк., 2012. — 624 с. : 188 ил.
5. Лабораторный практикум по физической химии / под ред. И. А. Курзиной. — Томск : Изд-во Том. гос. архит.-строит. ун-та, 2008. — 72 с.
6. Поверхностные явления и дисперсные системы : лаб. практикум для студентов хим.-технол. специальностей / А. А. Шершавина [и др.]. — Минск : БГТУ, 2005. — 106 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

<i>Предисловие</i>	3
Общие правила работы в химической лаборатории	4
Правила техники безопасности	5
Составление отчёта.....	6
<i>Лабораторная работа 1.</i> Качественный анализ катионов	7
<i>Лабораторная работа 2.</i> Качественный анализ анионов.....	16
<i>Лабораторная работа 3.</i> Гравиметрический анализ	19
<i>Лабораторная работа 4.</i> Титриметрический анализ.....	21
<i>Лабораторная работа 5.</i> Фотометрический метод анализа.....	23
<i>Лабораторная работа 6.</i> Определение теплового эффекта химических реакций.....	24
<i>Лабораторная работа 7.</i> Коллигативные свойства растворов	27
<i>Лабораторная работа 8.</i> Определение pH водных растворов электролитов	29
<i>Лабораторная работа 9.</i> Свойства буферных растворов.....	30
<i>Лабораторная работа 10.</i> Потенциометрическое титрование	31
<i>Лабораторная работа 11.</i> Поверхностные явления	33
<i>Лабораторная работа 12.</i> Получение и очистка коллоидных растворов...	36
<i>Лабораторная работа 13.</i> Устойчивость и коагуляция коллоидных растворов	37
<i>Лабораторная работа 14.</i> Свойства коллоидных растворов.....	39
<i>Лабораторная работа 15.</i> Вязкость и её определение	40
<i>Список использованных источников</i>	42

0+

Производственно-практическое издание

ХИМИЯ

Практическое руководство
по выполнению лабораторных работ
для студентов специальности 1-74 02 01 Агрономия

В 3 частях

Часть 3

Аналитическая химия.
Физическая и коллоидная химия

Разработала
Дейхина Татьяна Владимировна

Ответственный за выпуск А. Ю. Сидоренко
Техническое редактирование С. М. Глушак
Компьютерная верстка С. М. Глушак
Корректор Н. Н. Колодко

Подписано в печать 03.05.2021. Формат 60 × 84 ¹/₁₆. Бумага офсетная.
Отпечатано на ризографе. Усл. печ. л. 2,55.
Уч.-изд. л. 1,70. Тираж 60 экз. Заказ 169.

Учреждение образования «Барановичский государственный университет»
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий от 2017 г. № 1/424 от 09. 09. 2016
Ул. Войкова, 21, 21225404, г. Барановичи. Тел. 8 (0163) 64 34 77, e-mail: rig@barsu.by .