МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

СЕВЕРО-КАВКАЗСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ

СРЕДНЕПРОФЕССИОНАЛЬНЫЙ КОЛЛЕДЖ

Р.М. Шутукова

ХИМИЯ

Лабораторный практикум для студентов I курса обучающихся по направлению подготовки 33.02.01 Фармация

Черкесск
2025

УДК 54
ББК 24
Ш 97

Рассмотрено на заседании ЦК «Общеобразовательные дисциплины».
Протокол № 3 от «4» 11. 2024 г.
Рекомендовано к изданию редакционно-издательским советом СКГА.
Протокол № 27 от «07» 11. 2024 г.

Рецензенты: Турклиева А.Х. – преподаватель химии СПК СКГА

Ш 97 **Шутукова, Р.М.** Химия: лабораторный практикум для студентов I курса обучающихся по направлению подготовки 33.02.01 Фармация / Р. М. Шутукова. – Черкесск: БИЦ СКГА, 2025. – 68 с.

Лабораторный практикум по химии составлен на основе Федерального государственного образовательного стандарта (далее – ФГОС) СОО в пределах образовательной программы СПО по специальности среднего профессионального образования (далее – СПО) 33.02.01 Фармация.

Лабораторный практикум содержит 17 лабораторных работ. Обучающимся предлагается выполнить лабораторные работы, связанные с приобретением навыков в приготовлении растворов, изучении свойств неорганических и органических веществ, провести качественный анализ веществ. Содержание лабораторных работ тесно связано с профессиональной деятельностью обучающихся, что отражено практически в каждой работе.

Каждая лабораторная работа содержит: название, цель, перечень оборудования и реактивов, краткие теоретические сведения, необходимые обучающимся для выполнения лабораторно-практических работ, методика проведения опытов. В конце каждой лабораторной работы приведены вопросы и задания для самоконтроля, которые позволяют повысить уровень самостоятельной работы студентов, способствует более глубокому изучению учебной дисциплины «Химия».

УДК 54
ББК 24

© Шутукова Р.М., 2025
© ФГБОУ ВО СКГА, 2025

СОДЕРЖАНИЕ

Введение 4
Техника безопасности при выполнении лабораторных работ 7
Лабораторная работа № 1 «Типы химических реакций» 11
Лабораторная работа № 2 «Реакции гидролиза» 13
Лабораторная работа № 3 «Электролитическая диссоциация и реакции в растворах электролитов» 18
Лабораторная работа № 4 «Свойства металлов и неметаллов» 22
Лабораторная работа № 5 «Химические свойства основных классов неорганических веществ» 24
Лабораторная работа № 6 «Идентификация неорганических веществ» 29
Лабораторная работа № 7 «Характер диссоциации различных гидроксидов» 31
Лабораторная работа № 8 «Получение этилена и изучение его свойств» 34
Лабораторная работа № 9 «Зависимость скорости реакции от различных факторов» 37
Лабораторная работа № 10 «Изучение влияния различных факторов на смещение химического равновесия» 40
Лабораторная работа № 11 «Приготовление растворов заданной концентрации» 43
Лабораторная работа № 12 «Исследование дисперсных систем» 48
Лабораторная работа № 13 «Качественные реакции на неорганические вещества и ионы» 50
Лабораторная работа № 14 «Качественные реакции на отдельные классы органических веществ» 56
Лабораторная работа № 15 «Основы лабораторной практики» 58
Лабораторная работа № 16 «Очистка воды от загрязнений» 59
Лабораторная работа № 17 «Обнаружение нитратов в продуктах питания» 61
Лабораторная работа № 18 «Исследование предложенного объекта на кислотность, щелочность, химический состав (загрязнители, макро- и микроэлементы)» 64
Список использованных источников 67

ВВЕДЕНИЕ

Главной задачей среднего профессионального образования является подготовка компетентных специалистов востребованных на современном рынке труда.

Изучение химии как одной из фундаментальных естественных наук необходимо для формирования научного мировоззрения, для развития образного мышления, творческого роста будущих специалистов, особенно в области контроля качества фармацевтической продукции, процессов и услуг. Глубокое понимание законов химии и их применение позволяет совершенствовать существующие и создавать новые процессы, установки и приборы. Понимание законов химии и их использование исключительно важно при решении проблемы повышения качества и эффективности лекарственных препаратов. Получение полноценных знаний по химии должно основываться на конкретном представлении об изучаемых веществах и их превращениях, чему в значительной мере должно способствовать самостоятельное выполнение лабораторных и практических работ.

Практические занятия и лабораторные работы занимают важное место в изучении курса ОУД. 07 «Химия», так как способствуют более глубокому и осмысленному изучению этой науки, формированию практических и исследовательских умений, развитию творческого мышления, установлению связей между теоретическими знаниями и практической деятельностью человека, облегчают понимание фактического материала.

Практическая работа дает возможность применять знания непосредственно в будущей профессии, привлекают обучающихся, повышают интерес к науке, формируют любознательность и развивают навыки самостоятельной исследовательской деятельности студентов.

Эффективность лабораторных работ и практических занятий зависит в значительной степени от четкой постановки познавательной цели, а также инструктажа, в процессе которого обучающиеся осмысливают сущность задания, последовательность выполнения его отдельных элементов. Поэтому возрастает роль методических указаний для обучающихся по выполнению лабораторных работ и практических занятий.

Цель практикума: оказание помощи обучающимся в подготовке и выполнении лабораторных работ, а также облегчить работу преподавателя по организации и проведению лабораторных занятий.

Основные задачи:

– определить содержание, формы и порядок проведения лабораторных занятий по химии;

– представить требования к результатам работы обучающихся;

– организовать самоконтроль выполнения лабораторных занятий по химии.

Функции: стимулирование познавательного интереса обучающихся к химии; закрепление знаний, умений и навыков; обеспечение работы

студентов по индивидуальным заданиям; развитие творческого подхода к решению задач профессиональной деятельности; контроль и самоконтроль.

Лабораторный практикум по хим

ии составлен на основе Федерального государственного образовательного стандарта (далее – ФГОС) СОО в пределах образовательной программы СПО по специальности среднего профессионального образования (далее – СПО) 33.02.01 Фармация.

Содержание практикума направлено на развитие универсальных учебных действий, формирование личностных, метапредметных и предметных результатов ФГОС среднего общего образования, а также общих компетенций ФГОС среднего профессионального образования 33.02.01 Фармация:

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности, применительно к различным контекстам.

ОК 02. Осуществлять поиск, анализ и интерпретацию информации, необходимой для выполнения задач профессиональной деятельности.

ОК 04. Работать в коллективе и команде, эффективно взаимодействовать с коллегами, руководством, клиентами.

ОК 09. Использовать информационные технологии в профессиональной деятельности.

Лабораторный практикум содержит семнадцать лабораторных работ. Обучающимся предлагается выполнить лабораторные работы, связанные с приобретением навыков в приготовлении растворов, изучении свойств неорганических и органических веществ, провести качественный анализ веществ. Содержание лабораторных работ тесно связано с профессиональной деятельностью обучающихся, что отражено практически в каждой работе.

Каждая лабораторная работа содержит: название, цель, перечень оборудования и реактивов, краткие теоретические сведения, необходимые обучающимся для выполнения лабораторно-практических работ, методика проведения опытов. В конце каждой лабораторной работы приведены вопросы и задания для самоконтроля, которые позволяют повысить уровень самостоятельной работы студентов, способствует более глубокому изучению учебной дисциплины «Химия».

Прежде чем приступить к выполнению лабораторной работе, необходимо ознакомиться с лабораторным оборудованием, с методикой проведения основных лабораторных операций, с правилами техники безопасности, а также теоретическим материалом по этой теме, который приводится к каждому лабораторному занятию. После выполнения работы письменно ответить на вопросы или выполнить задания для самоконтроля. В процессе выполнения лабораторных работ необходимо составить отчет. Характер его зависит от содержания работы, но в большинстве случаев он включает описание хода ее выполнения и использования при этом оборудования, вычислений, составления формул, уравнений реакций, краткие ответы на поставленные вопросы. Отчет по лабораторной работе выполняется в тетради для выполнения лабораторных и сдается согласно

приложению в течение пяти дней; для защиты работы нужно письменно ответить на вопросы и задания в конце каждой работы.

Уважаемые обучающиеся!

Наличие положительной оценки (отметки о выполнении) каждой лабораторной работы необходимо для получения зачета по дисциплине ОУД.07 «Химия», поэтому в случае невыполнения работы по любой причине или получения неудовлетворительной оценки за лабораторную работу, вы должны найти время для ее выполнения или пересдачи.

Если в процессе подготовки к лабораторным работам у вас возникают вопросы, разрешить которые самостоятельно не удается, необходимо обратиться к преподавателю для получения консультации.

Желаю Вам успеха!

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

1.1 Общие правила проведения работ

Каждому обучающемуся, работающему в лаборатории, предоставляется место, которое он должен содержать в порядке и чистоте. При выполнении работы не загромождайте рабочее место лишними предметами.

При выполнении лабораторных и практических работ необходимо строго соблюдать следующие правила:

1. К работе в кабинете химии (лаборатории) допускаются лица, достигшие 16-ти летнего возраста и прошедшие медицинский осмотр и инструктаж по технике безопасности.

2. Опасные и вредные производственные факторы: химические ожоги при попадании на кожу или в глаза едких химических веществ; термические ожоги при неаккуратном пользовании спиртовками и нагревании жидкостей; порезы рук при неосторожном обращении с лабораторной посудой; отравление парами и газами высокотоксичных химических веществ; возникновение пожара при неаккуратном обращении с легковоспламеняющимися и горючими жидкостями.

3. При работе в кабинете (лаборатории) химии используется специальная одежда: халат хлопчатобумажный, а также средства индивидуальной защиты: фартук прорезиновый, очки защитные, перчатки резиновые.

4. Для тушения очага возгорания кабинет химии должен быть обеспечен первичными средствами пожаротушения: огнетушителями, ящиком с песком, двумя накидками из огнезащитной ткани.

5. При получении травмы оказать первую помощь пострадавшему, сообщить об этом администрации учреждения, при необходимости отправить пострадавшего в ближайшее лечебное учреждение.

6. Запрещено проводить опыты в грязной посуде, а также пользоваться для проведения опытов веществами из склянок без этикеток или с неразборчивой надписью.

7. Опыты должны выполняться аккуратно, без торопливости, с соблюдением всех требований, содержащихся в методических указаниях.

8. Нельзя выливать избыток реактива из пробирки обратно в реактивную склянку. Сухие соли набирают чистым шпателем или ложечкой.

9. После опытов остатки металлов в раковину не выбрасывают, а собирают в банку. Дорогостоящие реактивы (например, остатки солей серебра) собирают в специально отведенную посуду. Нельзя выливать в раковину остатки растворителей, горючих веществ, реакционные смеси, растворы кислот, щелочей и других вредных веществ. Они должны собираться в специальную посуду («слив органики» и «слив неорганики»).

10. Студентам категорически запрещается без разрешения преподавателя проводить какие-либо опыты, не относящиеся к данной работе, или изменять порядок проведения опыта.

11. В лаборатории необходимо соблюдать тишину, запрещается есть, пить и заниматься посторонними делами. В целях противопожарной безопасности химическая лаборатория снабжена огнетушителями, ящиками с песком, асбестовыми одеялами.

12. Необходимо знать, где находятся противопожарные средства и порядок срочной эвакуации из лаборатории при пожаре.

13. Обо всех случаях отклонения от нормального хода лабораторного занятия, угрожающего нарушением настоящих правил, сообщать прежде всего преподавателю, дежурному лаборанту или заведующему лабораторией.

14. Перед уходом из лаборатории рекомендуется тщательно вымыть руки.

1.2 Требования охраны труда перед началом работы

1. Надеть спецодежду, при работе с токсичными и агрессивными веществами использовать средства индивидуальной защиты.

2. Проверить исправность и работу вентиляции и вытяжного шкафа.

3. Убедиться в наличии и исправности первичных средств пожаротушения.

1.3 Правила техники безопасности

1. Избегайте непосредственных контактов кожи, глаз и дыхательных путей с химикатами. На занятиях постоянно носите лабораторный халат. Кроме того, если у вас длинные волосы, их следует аккуратно прибрать, чтобы они не могли соприкасаться с нагревательными приборами, реактивами и т. д.

2. Все работы с ядовитыми и сильнопахнущими веществами, с концентрированными растворами кислот, щелочей, а также упаривание их растворов следует проводить только в вытяжном шкафу.

3. Измельчение твердых веществ, дающих едкую пыль (щелочей, извести, йода и др.), разбавление концентрированных кислот и щелочей, приготовление хромовой смеси и т.п. нужно проводить в фарфоровой посуде также в вытяжном шкафу, защитив глаза очками, а руки перчатками.

4. Нагревание на спиртовке производят следующим образом: сначала прогревают пробирку с содержимым в течение 15–20 секунд, затем приступают непосредственно к нагреванию содержимого пробирки. При нагревании нельзя прикасаться дном пробирки к фитилю.

5. Пробирки при нагревании закрепляют либо в штативной лапке, либо в пробиркодержателе ближе к отверстию. Отверстие пробирки необходимо направлять от себя и окружающих, во избежание выброса веществ из пробирки.

6. Знакомясь с запахом вещества, нельзя наклоняться над сосудом с жидкостью и вдыхать полной грудью. Для этого нужно направить рукой струю воздуха от отверстия сосуда к себе и сделать носом легкий вдох.

7. Запрещается набирать ртом при помощи пипетки или трубки любые вещества. Для этого следует пользоваться сифоном или резиновой грушей.

8. Работы с кислотами и щелочами проводить так, чтобы реактивы не попадали на одежду, лицо, руки. Наливая раствор в пробирку, её надо держать на некотором расстоянии от себя.

9. При обращении с неизвестными веществами необходимо проявлять повышенную осторожность. Ни при каких обстоятельствах нельзя пробовать вещество на вкус!

10. Необходимо немедленно убрать все пролитое, разбитое и просыпанное на столах или на полу в лаборатории. Если кислота прольется на стол или на пол, её следует нейтрализовать щелочью или содой.

1.4 Требования охраны труда в аварийных ситуациях

1. Разлитый водный раствор кислоты или щелочи засыпать сухим песком, совком перемесить адсорбент от краев разлива к середине, собрать в полиэтиленовый мешочек и плотно завязать. Место разлива обработать нейтрализующим раствором, а затем промыть водой.

2. При разливе легковоспламеняющихся жидкостей или органических веществ объемом до 0,05 л погасить открытый огонь спиртовки и проветрить помещение. Если разлито более 0,1 л удалить учащихся их учебного помещения, погасить открытый огонь спиртовки и отключить систему электроснабжения помещения устройством из вне комнаты. Разлитую жидкость засыпать сухим песком или опилками, влажный адсорбент собрать деревянным совком в закрывающуюся тару и проветрить помещение до полного исчезновения запаха.

3. При разливе легковоспламеняющейся жидкости и её возгорании немедленно сообщить о пожаре в ближайшую пожарную часть и приступить к тушению пожара первичными средствами пожаротушения.

4.В случае если разбилась лабораторная посуда, не собирать осколки незащищенными руками, а использовать для этой цели щетку и совок.

5. При получении травмы оказать первую помощь пострадавшему, сообщить об этом администрации учреждения, при необходимости отправить пострадавшего в ближайшее лечебное учреждение.

1.5 Меры первой помощи при несчастных случаях

В лаборатории бывают случаи, требующие неотложной медицинской помощи, – порезы рук стеклом, ожоги горячими предметами, кислотами, щелочами. В серьезных случаях необходимо пострадавшего сопроводить к врачу.

Основные правила первой помощи сводятся к следующему:

1. При мелких порезах стеклом удалите осколки из раны, смойте кровь, продезинфицируйте раствором йода и перевяжите бинтом.

2. При ожоге рук или лица реактивом смойте реактив большим количеством воды, затем в случае ожога щелочью − 1%-ным раствором уксусной кислотой, в случае ожога кислотой − 3%-ным раствором гидрокарбоната натрия, а затем опять водой. Одежду, соприкасавшуюся с реактивами, следует снять.

3. При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожженное место промойте проточной холодной водой в течение 5–10 мин.

4. При попадании химического вещества в глаза их необходимо обильно промыть в течение 10–15 мин струей холодной воды так, чтобы она стекала от носа к виску. Веки пораженного глаза во время промывания должны быть осторожно развернуты. Контактные линзы перед промыванием следует снять.

5. При попадании яда внутрь необходимо вызвать рвоту принятием теплого раствора поваренной соли (3–4 чайные ложки на стакан воды) и затем надавить пальцем на заднюю часть зева, давая пострадавшему пить большое количество теплой воды. Если пострадавший потерял сознание или же отравление вызвано проглатыванием растворителя, кислоты или щелочи, то рвоту вызывать нельзя. Пострадавшего перенести на свежий воздух и оставить в спокойном положении в тепле.

6. При поражении электрическим током необходимо быстро освободить пострадавшего от действия тока путем отключения электроэнергии общим рубильником. Вынести пострадавшего на свежий воздух и при необходимости сделать ему искусственное дыхание и массаж сердца. Немедленно вызвать скорую помощь.

1.6 Требования охраны труда по окончании работы

1. Привести в порядок рабочее место, убрать все химреактивы на свои места в лаборантскую в закрывающиеся на замок шкафы и сейфы.

2. Отработавшие растворы реактивов слить в стеклянную тару с крышкой ёмкостью не мене 3л для их последующего уничтожения.

3. Выключить вентиляцию вытяжного шкафа.

4. Снять спецодежду, средства индивидуальной защиты и тщательно вымыть руки с мылом.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1
«Типы химических реакций»

Цель работы: изучить типы (по составу и количеству исходных и образующихся веществ) и признаки химических реакций; изучить реакции ионного обмена-условия протекания до конца.

Оборудование и реактивы: $BaCl_2$, Na_2SO_4, NaOH, $FeCl_3$, Na_2CO_3, HCl, Mg, H_2SO_4, Zn, $CuSO_4$, фенолфталеин, медная проволока, планшетка, пробирки, спиртовка, спички.

Теоретическая часть

Химической реакцией называют процесс, в результате которого исходные вещества превращаются в продукты реакции. Вещества, полученные после окончания реакции, называют продуктами. От исходных они могут отличаться строением, составом или и тем, и другим. Все химические реакции можно условно разделить на простые и сложные.

Простые химические реакции, в свою очередь, разделяются на:

– реакции соединения;

– реакции разложения;

– реакции замещения;

– реакции обмена.

В результате реакции соединения из нескольких веществ образуется одно. Примером химической реакции соединения может быть нагревание порошков железа и серы, при которой из них образуется сульфид железа:

$Fe + S = FeS$.

Другим ярким примеров этой реакции является горение простых веществ, таких как сера или фосфор на воздухе Реакция разложения является противоположностью реакции соединения. При ней из одного вещества получается два или более веществ. Примером химической реакции разложения может быть реакция разложение мела, в ходе которой из мела образуется негашеная известь и углекислый газ. Реакция замещения осуществляется при взаимодействии простого вещества со сложным. Если опустить стальной гвоздь в раствор с медным купоросом, то в ходе этого простого химического опыта мы получим железный купорос (железо вытеснит медь из соли): $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$.Реакции обмена проходят исключительно между сложными химическими веществами, в ходе которых они меняются своими частями. Очень много таких реакций имеют место быть в различных растворах. Нейтрализация кислоты желчью – пример химической реакции обмена. Так выглядит химическое уравнение этой реакции: $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$. При ней ион водорода из соединения HCl обменивается ионом натрия из соединения NaOH. Следствием этой химической реакции является образование раствора поваренной соли. По признакам протекания химических реакций можно судить прошла ли химическая реакция между реагентами или нет.

Приведем примеры признаков химических реакций:

– изменение цвета;

– выпадение осадка;

– выделение газа;

– образование слабодиссоциированных веществ (все реакции, в результате которых образуется вода);

– свечение раствора.

Практическая часть

Опыт 1 Образования малорастворимых веществ

1.1 В ячейку планшетки налейте 5 капель раствора хлорида бария и добавьте столько же раствора сульфата натрия. Что наблюдаете? Укажите тип реакции, отметьте признаки реакции. Напишите уравнение химической реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

1.2 В пробирку налейте 2 мл. раствора соли $CuSO_4$ и прилейте 2 мл. раствора NaOH. Что наблюдаете? Подогрейте пробирку на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Укажите тип реакции, отметьте условия и признаки реакции. Сделайте вывод и напишите уравнения химических реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

1.3 В ячейку планшетки поместите 5 капель $FeCl_3$, добавьте 5 капель раствора NaOH. Что наблюдаете? Укажите тип реакции, отметьте признаки реакции. Напишите уравнение химической реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Опыт 2 Образование летучих продуктов реакции

2.1 Налейте в ячейку планшетки 5 капель раствора карбоната натрия, добавьте 5 капель соляной кислоты. Что наблюдаете? Укажите тип реакции, отметьте признаки реакции. Напишите уравнение химической реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

2.2 В ячейку планшетки поместите стружку магния и добавьте 5 капель серной кислоты. Что наблюдаете? Укажите тип реакции, отметьте признаки реакции. Напишите уравнение химической реакции в молекулярном виде.

Опыт 3 Реакция нейтрализации

Налейте в ячейку планшетки 5 капель гидроксида натрия, добавьте каплю фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем добавьте по каплям соляную кислоту до полного обесцвечивания раствора. Укажите тип реакции, отметьте признаки реакции. Напишите уравнение химической реакции в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Опыт 4 Взаимодействие цинка с раствором сульфата меди (II)

В пробирку с раствором сульфата меди (1мл.) опустите одну гранулу цинка. Что наблюдаете? Укажите тип реакции, отметьте признаки реакции. Напишите уравнение химической реакции в молекулярном виде.

Опыт 5 Нагревание медной проволоки

Медную проволоку закрепите в держателе, внесите в пламя спиртовки. Что наблюдаете? Укажите тип реакции, отметьте признаки реакции. Напишите уравнение химической реакции в молекулярном виде.

Сформулируйте вывод по результатам лабораторной работы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2
«Реакции гидролиза»

Цель работы: Ознакомление с явлением гидролиза солей и практическими следствиями этого явления.

Оборудование и реактивы: универсальный индикатор, растворы солей в пробирках.

Теоретическая часть

Гидролизом называется обменная реакция взаимодействия соли с водой, приводящая к смещению равновесия диссоциации воды и, как правило, к изменению кислотности среды.

Гидролизу могут подвергаться только те соли, ионы которых способны связывать H^+ или OH^- – ионы воды в малодиссоциированные соединения, т.е. соли, образованные слабыми кислотами и (или) слабыми основаниями. Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, гидролизу не подвергаются.

В результате гидролиза солей образуется либо кислота (кислая соль) и основание, либо основание (основная соль) и кислота. Следовательно, процесс гидролиза соли можно рассматривать как процесс, обратный реакции нейтрализации. Так как реакции нейтрализации обычно идут практически до конца (практически необратимо), то равновесие реакции гидролиза смещено в сторону реагирующих веществ. Концентрация продуктов гидролиза соли, как правило, мала.

1. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой

а) гидролиз ацетата натрия CH_3COONa.

В водном растворе

$CH_3COONa \rightleftarrows CH_3COO^- + Na^+$

$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$

Ионы CH_3COO^- и H^+ связываются, образуя слабую малодиссоциированную уксусную кислоту и вызывая смещение равновесия диссоциации воды вправо, в сторону увеличения концентрации OH^-.

Уравнение реакции гидролиза ацетата натрия:

$CH_3COONa + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + NaOH$

В ионной форме:

$CH_3COO^- + Na^+ + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + Na^+ + OH^-$

$CH_3COO^- + H_2O \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$

Реакция среды при гидролизе соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, – щелочная. (pH>7).

б) гидролиз фосфата калия K_3PO_4

Эта соль образована сильным основанием и трехосновной слабой кислотой. Гидролиз солей, образованных многоосновными слабыми кислотами, проходит ступенчато:

I ступень:

$K_3PO_4 + H_2O \rightleftarrows K_2HPO_4 + KOH$

$K_3PO_4 \rightleftarrows 3K^+ + PO_4^{3-}$

$H_2O \rightleftarrows OH^- + H^+$

$PO_4^{3-} + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + OH^-$,

II ступень:

$K_2HPO_4 + H_2O \rightleftarrows KH_2PO_4 + KOH$

$K_2HPO_4 \rightleftarrows 2K^+ + HPO_4^-$

$H_2O \rightleftarrows OH^- + H^+$

$H_2PO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows H_2PO_4^- + OH^-$,

III ступень:

$KH_2PO_4 + H_2O \rightleftarrows H_3PO_4 + KOH$

$KH_2PO_4 \rightleftarrows K^+ + H_2PO_4^-$

$H_2O \rightleftarrows OH^- + H^+$

$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows H_3PO_4 + OH^-$,

Наиболее полно гидролиз протекает по I ступени и практически не протекает по второй и третьей.

Так как равновесие реакции гидролиза сильно смещено в сторону реагирующих веществ, то в растворе при обычных условиях обнаруживаются лишь продукты гидролиза по I ступени. Лишь при условиях, особо благоприятствующих гидролизу, можно обнаружить продукты II и III ступеней гидролиза.

2. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой.

а) гидролиз нитрата аммония NH_4NO_3

Нитрат аммония диссоциирует на ионы NO_3^- и ионы NH_4^+. Ионы NH_4^+ связывают ионы OH^- воды, вызывая смещение равновесия диссоциации воды в сторону увеличения концентрации H^+ – ионов в растворе.

$NH_4NO_3 \rightleftarrows NO_3 + NH_4^+ = NH_4OH$

$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$

Уравнение гидролиза в молекулярной форме:

$NH_4NO_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + HNO_3$;

В ионной форме:

$NH_4^+ + NO_3^- + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+ + NO_3^-$

$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_4OH + H^+$

Реакция среды при гидролизе соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, – кислая (pH<7).

б) гидролиз сульфата цинка $ZnSO_4$

Сульфат цинка образован сильной кислотой и слабым двухкислотным основанием. Гидролиз этой соли может протекать по 2 ступеням, хотя при обычных условиях практически ограничивается лишь I ступенью.

I ступень:

$2ZnSO_4 + 2H_2O \rightleftarrows (ZnOH)_2SO_4 + H_2SO_4$

$ZnSO_4 \rightleftarrows SO_4^{2-} + Zn^{2+} = ZnOH^+$

$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$

$Zn^{2+} + H_2O \rightleftarrows ZnOH^+ + H^+$

II ступень:

$(ZnOH)_2SO_4 + 2H_2O \rightleftharpoons 2Zn(OH)_2 + H_2SO_4$

$(ZnOH)_2SO_4 \rightleftharpoons SO_4^{2-} + 2\ ZnOH^+$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

$ZnOH^+ + H_2O \rightleftharpoons Zn(OH)_2 + H^+$,

Реакция среды кислая (pH<7).

Практическая часть

Опыт 1 Различные случаи гидролиза солей

Взять пять пробирок.

В первую пробирку налить 1 мл раствора хлорида аммония NH_4Cl, во вторую – 1 мл раствора ацетата натрия CH_3COONa, в третью – 1 мл раствора хлорида натрия NaCl, в четвертую – 1 мл раствора карбоната натрия Na_2CO_3, в пятую – 1 мл воды.

Затем в каждую пробирку добавить 1-2 капли раствора универсального индикатора. Отметить окраску растворов в пробирках. Определить значение pH раствора, пользуясь данными таблицы 1 – Окраска универсального индикатора в зависимости от значения pH раствора

Таблица 1 – Окраска универсального индикатора в зависимости от значения pH раствора

pH	Окраска индикатора
2	розовая
3	красно-оранжевая
4	оранжевая
5	желто-оранжевая
6	желтая
7	желто-зеленая
8	зеленая
9	сине-зеленая
10	фиолетовая

Результаты наблюдений свести в таблицу 2.

Таблица 2

№ пробирки	1	2	3	4
Растворенная соль	NH_4Cl	CH_3COONa	NaCl	Na_2CO_3
Цвет индикатора				
pH				

Сделать выводы. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 2 Определение реакции среды с помощью универсальной индикаторной бумаги.

По капле испытуемых растворов нанесите так же на отдельные полоски универсальной индикаторной бумаги и, по прилагаемой на упаковке

индикаторной бумаги цветной шкале, определите величину pH среды. Результаты испытаний оформите в виде таблицы 3.

Таблица 3

Испытуемый раствор	Реакция среды	Величина pH по универсальной индикаторной бумаге
Хлороводородная кислота		
Гидроксид натрия		
Карбонат натрия		
Хлорид алюминии		

Контрольные вопросы и задания.

1. Что такое гидролиз солей? Дайте определение.
2. Какие соли подвергаются гидролизу? Приведите примеры.
3. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза следующих солей:

Таблица 4

Вариант	Соли	Вариант	Соли
1	$NaCN$, $ZnBr_2$	17	$NiCl_2$, $NaNO_2$
2	$Fe_2(SO_4)_3$, KNO_2	18	$Fe(NO_3)_3$, $NaIO$
3	K_2SO_3, CH_3COONa	19	$ZnSO_4$, NH_4ClO_4
4	$Pb(NO_3)_2$, NH_4Cl	20	$Pb(ClO_4)_2$, $LiNO_2$
5	Na_2S, $KClO$	21	$CdCl_2$, $Ca(CN)_2$
6	K_3PO_4, NH_4NO_3	22	$Ba(ClO)_2$, $FeBr_3$
7	K_2CO_3, $NaBrO$	23	$Cu(NO_3)_2$,
8	$CuCl_2$, KCN	24	$Ba(CH_3COO)_2$
9	$NiSO_4$, $(NH_4)_2SO_4$	25	$CoSO_4$, $Ca(ClO)_2$
10	$FeCl_3$, $Ba(NO_2)_2$	26	$CrCl_3$, $Ca(NO_2)_2$
11	$AlBr_3$, $NaClO$	27	$Fe(ClO_4)_3$, NH_4Br
12	$Cr(NO_3)_3$,	28	$Al_2(SO_4)_3$, $KBrO$
13	$Ca(CH_3COO)_2$	29	$CrCl_3$, $KClO_2$
14	Na_3PO_4, $Ba(CN)_2$	30	$Cd(NO_3)_2$,
15	Na_2SO_3, $KCNS$	31	CH_3COOK
16	Na_2CO_3, KIO	32	$AlCl_3$, NH_4I
	$CuSO_4$, $NaClO_2$		$Cr_2(SO_4)_3$,
			$Sr(CH_3COO)_2$
			$Ni(NO_3)_2$, $Ba(ClO)_2$

4. В какой цвет будет окрашен лакмус в растворах следующих солей:

Таблица 5

Вариант	Соль	Вариант	Соль
1	Na_2CO_3	17	$Fe_2(SO_4)_3$
2	KCl	18	NH_4Cl
3	NH_4NO_3	19	$AlCl_3$
4	Na_2SO_4	20	NaCl
5	K_2SO_3	21	$KClO_4$
6	$FeCl_3$	22	Na_2SO_3
7	$Al(NO_3)_3$,	23	$(NH_4)_2SO_4$
8	K_2S	24	$CrCl_3$
9	KI	25	$KClO_2$
10	Na_3PO_4	26	CaS
11	K_2CO_3	27	$Ba(NO_3)_2$
12	KNO_2	28	K_3PO_4
13	KNO_3	29	$BaCl_2$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

«Электролитическая диссоциация и реакции в растворах электролитов»

Цель работы: изучение характера диссоциации гидроксидов и наблюдение смещения равновесия под влиянием изменения концентрации ионов в растворах электролитов; изучение поведения индикаторов в различных средах.

Теоретическая часть

Электролитами называются вещества, растворы которых обладают электрической проводимостью. К электролитам относятся растворы кислот, солей и щелочей. Соли и щелочи проводят электрический ток не только в растворах, но и в расплавах. Не электролитами называются вещества, растворы которых не обладают электрической проводимостью. К не электролитам относятся многие органические вещества, сухие соли и основания, дистиллированная вода.

Теория электролитической диссоциации

В 1887 г. шведский ученый Сванте Аррениус выдвинул теорию электролитической диссоциации. Электролитической диссоциацией называется процесс распада электролита на сольватированные ионы под действием молекул растворителя. Теория Аррениуса заключалась в следующем:

1. При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно (катионы) и отрицательно (анионы) заряженные ионы (т.е. подвергаются электролитической диссоциации).

2. Под действием электрического тока катионы двигаются к отрицательно заряженному электроду (катоду), а анионы – к положительно заряженному электроду (аноду).

3. Электролитическая диссоциация – процесс обратимый (обратная реакция называется моляризацией).

Механизм электролитической диссоциации ионных веществ

При растворении соединений с ионными связями (например, NaCl) процесс гидратации начинается с ориентации диполей воды вокруг всех выступов и граней кристаллов соли. Ориентируясь вокруг ионов кристаллической решетки, молекулы воды образуют с ними либо водородные, либо донорно-акцепторные связи. При этом процессе выделяется большое количество энергии, которая называется энергией гидратации. Энергия гидратации, величина которой сравнима с энергией кристаллической решетки, идет на разрушение кристаллической решетки. При этом гидратированные ионы слой за слоем переходят в растворитель и, перемешиваясь с его молекулами, образуют раствор.

Механизм электролитической диссоциации полярных веществ

Аналогично диссоциируют и вещества, молекулы которых образованы по типу полярной ковалентной связи (полярные молекулы). Вокруг каждой полярной молекулы вещества (например, HCl), определенным образом

ориентируются диполи воды. В результате взаимодействия с диполями воды полярная молекула еще больше поляризуется и превращается в ионную, далее уже легко образуются свободные гидратированные ионы.

Процесс электролитической диссоциации принято записывать в виде схемы, не раскрывая его механизма и опуская растворитель (H_2O), хотя он является основным участником:

$CaCl_2 = Ca^{2+} + 2Cl^-$

$HNO_3 = H^+ + NO^{3-}$

$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-$

Из электронейтральности молекул следует вывод, что суммарный заряд катионов и анионов должен быть равен нулю. Например, $Al_2(SO_4)_3$: $2\cdot(+3) + 3\cdot(-2) = +6 - 6 = 0$.

Количественной характеристикой процесса диссоциации электролита является степень диссоциации. Степень электролитической диссоциации (α) зависит от природы электролита и растворителя, температуры и концентрации. Она показывает отношение числа молекул, распавшихся на ионы (n) к общему числу молекул, введенных в раствор (N) и выражается в долях единицы или в %:

$$\alpha = \frac{n}{N} \quad 0<\alpha<1 \text{ (или } 0<\alpha<100\%) \quad (1)$$

По величине степени диссоциации все электролиты делятся на сильные и слабые. Сильные электролиты – это вещества, которые при растворении в воде практически полностью распадаются на ионы. Как правило, к сильным электролитам относятся вещества с ионными или сильно полярными связями: все хорошо растворимые соли, сильные кислоты (HCl, HBr, HI, $HClO_4$, H_2SO_4, $HMnO_4$, HNO_3) и сильные основания (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $Ba(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ca(OH)_2$). В растворе сильного электролита растворённое вещество находится в основном в виде ионов (катионов и анионов); недиссоциированные молекулы практически отсутствуют. Степень диссоциации сильных электролитов $\alpha>30\%$.

Слабые электролиты – это вещества, частично диссоциирующие на ионы. Растворы слабых электролитов наряду с ионами содержат недиссоциированные молекулы. Степень диссоциации $\alpha<3\%$. К слабым электролитам относятся почти все органические кислоты (CH_3COOH, C_2H_5COOH и др.); некоторые неорганические кислоты (H_2CO_3, H_2SO_3, H_2SiO_3, HCN, HNO_2, H_3PO_4, HF, H_2S и др.); почти все малорастворимые в воде соли, основания и гидроксид аммония ($Ca_3(PO_4)_2$; $Cu(OH)_2$; $Al(OH)_3$; NH_4OH); вода. Они плохо (или почти не проводят) электрический ток.

Реакции между ионами, образовавшимися в результате диссоциации электролитов, называются реакциями ионного обмена.

Правила составления ионных уравнений реакций

1. Нерастворимые в воде соединения (простые вещества, оксиды, некоторые кислоты, основания и соли) не диссоциируют и на ионы не расписываются.

2. Сумма электрических зарядов ионов в левой и в правой части уравнения должна быть одинаковой.

Порядок составления ионных уравнений реакции

1. Записывают молекулярное уравнение реакции:

$MgCl_2 + 2AgNO_3 = 2AgCl + Mg(NO_3)_2$

2. Определяют растворимость каждого из веществ с помощью таблицы растворимости:

$MgCl_2 + 2AgNO_3 = 2AgCl\downarrow + Mg(NO_3)_2$

3. Записывают полное ионное уравнение реакции

$Mg^{2+} + 2Cl^- + 2Ag^+ + 2NO_3^- = 2AgCl\downarrow + Mg^{2+} + 2NO_3^-$

5. Составляют сокращенное ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон:

$\cancel{Mg^{2+}} + 2Cl^- + 2Ag^+ + \cancel{2NO_3^-} = 2AgCl\downarrow + \cancel{Mg^{2+}} + \cancel{2NO_3^-}$

$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$

Условия необратимости реакций ионного обмена

1. Если образуется осадок (↓):

$Pb(NO_3)_2 + 2KI = PbI_2\downarrow + 2KNO_3$

$Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2\downarrow$

2. Если выделяется газ (↑):

$Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$

$CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2\uparrow$

3. Если образуется малодиссоциированное вещество (H_2O):

$Ca(OH)_2 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$

$H^+ + OH^- = H_2O$

В тех случаях, когда нет ионов, которые могут связываться между собой с образованием осадка, газа, малодиссоциированных соединений (H_2O), реакции обмена обратимы.

Практическая часть

Опыт 1 Характер электролитической диссоциации гидроксидов

В две пробирки внести по 10 капель 0,5 н раствора: в первую – $ZnSO_4$, во вторую – $NiSO_4$ и в каждую добавить по 3 капли (до образования осадков) раствор щелочи NaOH.

Определить химический характер образовавшихся гидроксидов. Для этого осадки разделить на две части, к одной добавить раствор кислоты HCl, к другой части – раствор щелочи (избыток, до растворения осадка). В каких случаях растворился осадок? Основными или амфотерными свойствами обладают гидроксиды? Составить схему возможных уравнений реакций, привести уравнения диссоциации гидроксидов, учитывая, что амфотерные гидроксиды в щелочных растворах переходят в комплексные гидроксоионы.

Опыт 2 Равновесие и его смещение в растворах слабых электролитов.

а) В две пробирки налейте по 8-10 капель раствора уксусной кислоты (CH_3COOH) и по 1 капле метилового оранжевого. Добавьте в первую пробирку 2-3 кристалла ацетата натрия (CH_3COONa). Перемешайте. Сравните цвет растворов в пробирках. Запишите уравнение диссоциации

CH_3COOH и CH_3COONa и, исходя из выражения константы диссоциации слабого электролита CH_3COOH, объясните наблюдаемые явления.

б) В две пробирки налейте по 4-5 капель раствора гидроксида аммония NH_4OH и по 1 капле фенолфталеина. Добавьте в одну пробирку 2-3 кристалла хлорида аммония NH_4Cl. Перемешайте содержимое пробирки. Сравните цвет растворов в пробирках. Объясните наблюдаемое изменение окраски.

Опыт 3 Реакции в растворах электролитов

а) В пробирку налейте 8-10 капель хлорида магния $MgCl_2$ и прибавьте 5 капель карбоната натрия Na_2CO_3. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

б) В пробирку к 4-5 каплям раствора сульфата меди $CuSO_4$ добавить такой же объем раствора комплексной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Отметить цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата меди. Написать молекулярное и ионное уравнения реакций.

Опыт 4 Кислотно-основные индикаторы

В три пробирки налить 10-15 капель дистиллированной воды и добавить в первую 1 каплю лакмуса, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю метилоранжа. Наблюдать окраску индикаторов в воде. Затем в три пробирки налить по 8 -10 капель соляной кислоты HCl и внести по 1 капле раствора лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина. Наблюдать окраску индикаторов в кислоте. Записать в таблицу. Затем в чистые три пробирки налить по 8-10 капель щелочи NaOH. В первую внести 1 каплю лакмуса, во вторую – 1 каплю метилоранжа, в третью – 1 каплю фенолфталеина.

Результаты опыта занести в таблицу 1.

Таблица 1

Индикатор	Окраска индикатора		
	В кислоте	В дистил. воде	В щелочи
Лакмус			
метилоранж			
фенолфталеин			

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4
«Свойства металлов и неметаллов»

Цель работы: закрепление навыков по проведению химического эксперимента на примере проведения реакций, характерных для металлов/неметаллов; закрепление умения определять окислитель и восстановитель и принадлежность веществ к разным классам неорганических соединений.

Оборудования и реактивы: соляная кислота, азотная кислота, цинк, медь, железо (скрепка или гвоздик железные), сульфат меди, пробиркодержатель, спички, спиртовка, пинцет.

Вопросы для повторения:

1. Металлы, свойства, получение.
2. Неметаллы, свойства, получение.

Форма и содержание отчета:

1. Работа оформляется в тетради для лабораторных работ в соответствии со структурой ИТК
2. В отчете обязательно зафиксировать

– цель к работе;

– последовательность выполнения работы в виде таблицы 1;

– расчеты;

– вывод по работе в соответствии с поставленными целями

Таблица 1

№ и название опыта	Что делали?	Что наблюдали?	Уравнения реакций	выводы

3. Ответить на контрольные вопросы (устно или письменно)

Последовательность выполнения работы

Практическая часть

I. Свойства металлов

Опыт 1 Взаимодействие соляной кислоты с металлами

В две пробирки налить по 2 мл соляной кислоты (HCl), добавить в первую пробирку цинк (Zn), а во вторую медь (Cu), осторожно нагреть. Отметить выделение водорода (H_2) в первой пробирке и отсутствие признаков реакции во второй. Наблюдения и уравнения реакций и вывод занести в таблицу 1.

Опыт 2 Взаимодействие азотной кислоты с медью

Опыт проводить в вытяжном шкафу!!! В пробирку налить раствор азотной кислоты (HNO_3) и добавить медь (Cu), осторожно нагреть до появления бурого газа (NO_2). Наблюдения и уравнение реакции занести в таблицу1.

Опыт 3 Взаимодействие железа с сульфатом меди (II)

В раствор сульфата меди ($CuSO_4$) опустить железную скрепку или гвоздь (Fe), через 1-2 минуты достать. Отметить образование красноватого налета меди (Cu) на скрепке или гвозде. Наблюдения и уравнение реакции занести в таблицу 1.

Опыт 4 Окисление меди

Медную проволоку (Cu) внести в пламя спиртовки и отметить появление на проволоке черного налета оксида меди (CuO). Наблюдения и уравнение реакции занести в таблицу 1.

II. Свойства неметаллов

Опыт 1 Получение хлора

Опыт проводить в вытяжном шкафу!!! В пробирку внесите на кончике микрошпателя перманганат калия $KMnO_4$ и добавьте 2–4 капли концентрированного раствора HCl. Отметьте цвет образующегося газа и испытайте его действие на фильтровальной бумаге, смоченной раствором иодида калия KI. Объясните, что происходит и почему. Вылейте содержимое пробирки в раствор антихлора ($Na_2S_2O_3$), ополосните пробирку этим раствором, затем помойте водой. Напишите уравнения реакций:

$KMnO_4 + HCl(K)\rightarrow$

$KI + Cl_2\rightarrow$

$Na_2S_2O_3 + Cl_2\rightarrow$

Опыт 2 Восстановительные свойства галогенид ионов

В пробирку с 5 каплями раствора иодида калия KI добавьте 2–3 капли раствора уксусной кислоты CH_3COOH, затем 2–3 капли раствора нитрата калия KNO_3. Отметьте, как изменяется цвет раствора. Напишите уравнение реакции $KI + KNO_3 + CH_3COOH\rightarrow$

Опыт 3 Окислительные свойства серной кислоты

В пробирку с одной гранулой металлического цинка добавьте 4-5 капель концентрированной серной кислоты. Осторожно нагрейте содержимое пробирки. Поднесите к ее отверстию бумагу, смоченную раствором нитрата свинца $Pb(NO_3)_2$. Объясните, что происходит в этом случае, какой газ выделяется. Напишите уравнения всех протекающих реакций. Сравните окислительные свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты: $Zn + H_2SO_4(k)\rightarrow$ $Pb(NO_3)_2 + H_2S\rightarrow$ $Zn + H_2SO_4(p)\rightarrow$

Опыт 4 Окислительно-восстановительные свойства нитрита калия

а) К 5–6 каплям нитрита калия KNO_2 прибавьте 3–4 капли дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, затем 4-5 капель разбавленной серной кислоты. Смесь слегка подогрейте. Напишите уравнение реакции $12\ KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4\rightarrow$

б) К 4–5 каплям иодида калия KI, подкисленного 2–3 каплями разбавленной серной кислоты, прилейте 4-5 капель нитрита калия KNO_2, крахмала и хорошо взболтайте. Объясните, что происходит. Напишите уравнение реакции $KI + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ Сделайте вывод о свойствах нитритов.

Контрольные вопросы:

1. Каковы особенности строения атомов металлов?

2. Что такое коррозия?

3. Опишите общие физические свойства металлов.

4. Уравняйте методом электронного баланса Fe + HNO3 = Fe(NO3)3 + NO2 + H2O

5. Каковы особенности фтора? В чем причина аномальных свойств фтора среди галогенов?

6. Рассмотрите, как изменяется сила кислородсодержащих кислот по периодам и группам.

7. Что называется, хлорной водой? Чем обусловлено бактерицидное и отбеливающее действие хлорной воды?

8. Объясните, как меняется сила кислот НГ в ряду Cl – Br – I.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

«Химические свойства основных классов неорганических веществ»

Цель работы: освоить некоторые методы получения веществ, относящихся к разным классам неорганических соединений, и экспериментально подтвердить их химические свойства.

Теоретическая часть

Известно около 300 тысяч неорганических соединений; их можно разделить на четыре важнейших класса – оксиды, основания, кислоты и соли.

Оксиды – продукты соединения элементов с кислородом. Различают солеобразующие и несолеобразующие оксиды.

Несолеобразующих оксидов немного (например, CO, NO, N_2O), они не образуют солей ни с кислотами, ни с основаниями.

Солеобразующие оксиды подразделяют на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды образуют металлы с низшими степенями окисления +1, +2, их гидратами являются основания. Основания щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba) также образуются при растворении в воде соответствующих оксидов, но их растворимость меньше, к щелочам приближается только гидроксид бария $Ba(OH)_2$.

Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами и кислотами, образуя соли:

$CaO + CO_2 = CaCO_3$, $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$

Неметаллы (B, C, N, P, S, Cl и др.), а также металлы, расположенные в побочных подгруппах больших периодов в высших степенях окисления +5, +6, +7 (V, Cr, Mn и др.), образуют кислотные оксиды, взаимодействие которых с основными оксидами и основаниями приводит к солям:

$SO_2 + Na_2O = Na_2SO_3$, $N_2O_5 + 2NaOH = 2NaNO_3 + H_2O$

Металлы главных и побочных подгрупп средних степеней окисления +3, +4 (Cr, Mn, Sn и др.), иногда +2 (Sn, Pb) образуют амфотерные оксиды.

Их гидраты проявляют как основные, так и кислотные свойства, реагируя как с кислотами, так и с основаниями:

$Cr_2O_3 + 6HCl = 2CrCl_3 + 3H_2O$, $Cr_2O_3 + 2NaOH = 2NaCrO_2 + H_2O$

Оксиды можно получить реакцией соединения элемента с кислородом: $2Mg + O_2 = 2MgO$, $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$

или реакцией разложения сложного вещества:

$CaCO_3 = CaO + CO_2$, $2Zn(NO_3)_2 = 2ZnO + 4NO_2 + O_2$

Продукты взаимодействия оксидов с водой называют гидроксидами. Их состав выражают общей формулой $Э(OH)_n$, где Э – атом элемента, n – индекс соответсвующий степени окисления Э. В зависимости от природы атома элемента Э гидроксиды диссоциируют по связи Э–OH и по связи ЭO–H с образованием основных (основания), кислотных (кислоты) и амфотерных гидроксидов (амфолиты).

Основания при диссоциации в растворе в качестве анионов образуют только гидроксид-ионы:

$NaOHDNa^+ + OH^-$

Кислотность основания определяется числом ионов OH^-. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

$Ca(OH)_2$ D $(CaOH)^+ + OH^-$,$(CaOH)^+$ D $Ca^{2+} + OH^-$

Водные растворы хорошо растворимых оснований называют щелочами. Щелочи получают растворением оксидов в воде:

$Na_2O + H_2O = 2NaOH$

Индикаторы в щелочных растворах меняют окраску: так фиолетовый лакмус приобретает синий цвет, бесцветный фенолфталеин становится малиновым, метиловый оранжевый – желтым.

Основания реагируют с кислотами, образуя соль и воду:

$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

Если основание и кислота взаимодействуют в эквивалентных отношениях, то среда становится нейтральной - реакция нейтрализации.

Многие нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются: $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$

Нерастворимые в воде основания обычно получают действием щелочей на растворимые соли металлов:

$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

Различают кислоты бескислородные (HCl, HI, H_2S, HCN) и кислородсодержащие (HNO_3, H_2SO_4, H_2SO_3, H_3PO_4).

В растворах кислот лакмус становится красным, метиловый оранжевый – розовым, фенолфталеин остается бесцветным.

Кислоты получают растворением кислотных оксидов в воде:

$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$

или по реакции обмена соли с кислотой:

$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$

Амфотерные гидроксиды проявляют в реакциях как основные, так и кислотные свойства. К ним относятся $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$ и др. Амфотерные гидроксиды реагируют с основаниями как кислоты, с кислотами – как основания:

$Cr(OH)_3 + 3HCl = CrCl_3 + 3H_2O$, $Cr(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Cr(OH)_6]$

Различают средние, кислые и основные соли. Существуют также двойные соли, образованные разными металлами и одним кислотным остатком $KAl(SO_4)_2$.

Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксогрупп основания кислотными остатками: NaCl, K_2SO_4, $AlPO_4$.

Кислые соли (гидросоли) являются продуктами неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот атомами металла: $NaHSO_4$, $Al(H_2PO_4)_3$, $KHCO_3$.

Основные соли (гидроксосоли) являются продуктами неполного замещения гидроксогрупп многокислотного основания на кислотные остатки: $AlOHSO_4$, $MgOHCl$, $(CuOH)_2SO_4$.

Средние соли могут быть получены многими способами:

1) соединением металла и неметалла: $2Na + Cl_2 = 2NaCl$

2) соединением основного и кислотного оксидов:

$CaO + CO_2 = CaCO_3$

3) вытеснением активным металлом водорода или менее активного металла:

$Zn + 2HCl = H_2 + ZnCl_2$, $Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$

4) реакцией нейтрализации: $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

5) реакцией обмена: $Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2NaNO_3$

Кислые соли могут быть получены в кислой среде:

$NaOH + H_2SO_4$ (избыток) $= NaHSO_4 + H_2O$

$Na_3PO_4 + 2H_3PO_4$ (избыток) $= 3NaH_2PO_4$

Основные соли могут быть получены в щелочной среде:

$H_2SO_4 + 2Cu(OH)_2$ (избыток) $= (CuOH)_2SO_4 + Na_2SO_4$,

$2CuSO_4 + 2NaOH$(недостаток) $= (CuOH)_2SO_4 + Na_2SO_4$

Кислые соли при избытке щелочи и основные соли при избытке кислоты переходят в средние соли:

$NaHSO_4 + NaOH$ (избыток) $= Na_2SO_4 + H_2O$,

$(CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4$ (избыток) $= 2CuSO_4 + 2H_2O$

Практическая часть

Опыт 1 Получение и исследование химических свойств оснований

В три пробирки внесите по 5 капель раствора сульфата меди(II) и добавляйте по каплям в каждую пробирку раствор щелочи до образования осадка. Затем в одну из пробирок добавьте еще 10 капель раствора щелочи, а в другую – столько же соляной кислоты. В какой из двух пробирок осадок растворился? На основании результатов эксперимента сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида меди(II). Содержимое третьей пробирки нагрейте на водяной бане или над пламенем спиртовки. Наблюдайте за изменением вида и цвета осадка. Дайте отстояться содержимому пробирки в течение нескольких минут. Что представляет собой бесцветная прозрачная жидкость над осадком?

Опыт 2 Получение и исследование химических свойств амфотерных гидроксидов

В две пробирки внесите по 5 капель раствора сульфата алюминия и добавляйте по каплям в каждую пробирку раствор щелочи до образования осадка. Проверьте растворимость гидроксида алюминия в кислоте и в избытке щелочи, для этого в одну из пробирок добавьте еще 5 капель раствора щелочи, а в другую – столько же соляной кислоты. На основании результатов эксперимента сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия.

Опыт 3 Исследование химических свойств кислот

3.1 Взаимодействие с металлами

Поместите в одну пробирку гранулу цинка, во вторую пробирку – магниевую стружку, в третью пробирку – медную стружку. Налейте в каждую из пробирок по 2 мл соляной кислоты. Одинаково ли ведут себя цинк, магний и медь в соляной кислоте, и почему? На основании результатов эксперимента сделайте вывод об относительной активности этих металлов.

3.2 Взаимодействие с оксидами

Поместите в пробирку небольшое количество оксида меди(II), добавьте 1 мл серной кислоты и нагрейте содержимое пробирки на водяной бане или над пламенем спиртовки. На появление в растворе каких ионов указывает изменившаяся окраска раствора?

3.3 Взаимодействие с основаниями

Внесите в пробирку 5 капель раствора гидроксида аммония и добавьте 2-3 капли раствора фенолфталеина. Отметьте окраску индикатора. Добавляйте по каплям соляную кислоту до исчезновения окраски раствора. Чем объясняется обесцвечивание раствора? Как называют реакции взаимодействия кислот с основаниями и почему?

3.4 Взаимодействие с солями

Поместите в пробирку небольшое количество кристаллического ацетата натрия и добавьте 1 мл раствора серной кислоты. Обратите внимание на появление запаха уксуса. При необходимости слегка нагрейте пробирку на водяной бане или над пламенем спиртовки. На основании результатов эксперимента сделайте вывод об относительной силе и летучести уксусной и серной кислот.

Опыт 4 Исследование химических свойств солей

4.1 Взаимодействие с металлами

Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата меди(II) и поместите в раствор одну гранулу цинка. Нагрейте пробирку на водяной бане или над пламенем спиртовки. Наблюдайте за обесцвечиванием раствора медного купороса и выделением меди на поверхности цинка. На основании результатов эксперимента сделайте вывод об относительной активности меди и цинка. В каких случаях возможны реакции солей с металлами?

4.2 Взаимодействие с щелочами

Внесите в одну пробирку 5 капель раствора хлорида железа(III), а во вторую – 5 капель раствора хлорида аммония. Добавьте в каждую из пробирок по 5 капель раствора щелочи. В первом случае обратите внимание на цвет образующегося осадка, а во втором – на характерный запах аммиака. В каких случаях возможны реакции солей с растворами щелочей?

4.3 Взаимодействие с кислотами

Поместите в пробирку небольшой кусочек мела и добавьте 2 мл соляной кислоты. Внесите в пробирку горящую лучину. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям. На основании результатов эксперимента сделайте вывод об относительной силе и устойчивости угольной и соляной кислот. В каких случаях возможны реакции солей с кислотами?

4.4 Взаимодействие с солями

Внесите в пробирку 5 капель раствора нитрата свинца(II) и добавьте равный объем раствора хромата калия. Наблюдайте выпадение осадка. В каких случаях возможны реакции между растворами солей?

Рекомендации к оформлению отчета по выполненной работе

В отчете должны быть отражены:

– название работы;

– дата выполнения работы;

– цель работы;

По каждому опыту необходимо:

– указать название опыта;

– записать уравнения всех химических реакций в молекулярной форме; указать условия протекания реакций (при необходимости);

– назвать продукты реакций;

– указать, к какому типу относится каждая реакция;

– описать явления, наблюдаемые при протекании каждой из химических реакций;

– ответить на вопросы.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6
«Идентификация неорганических веществ»

Цель работы: закрепить полученные знания о химических свойствах металлов, неметаллов и классах неорганических веществ в ходе химического эксперимента.

Реактивы и оборудование: NaOH, HCl, Na_2CO_3, NaCl, Na_2SO_4, NH_4NO_3, Na_2CO_3, $BaCl_2$, $AgNO_3$, индикаторы (фенофталеиновый, лакмус), штатив с пробирками.

Теоретическая часть.

Качественные реакции на катионы и анионы

Таблица 1 – Качественные реакции на катионы

Катион	Воздействие или реактив	Наблюдаемая реакция
Li^+	Пламя	малиновое
Na^+	Пламя	желтое
K^+	Пламя	фиолетовое
Ca^{2+}	Пламя	кирпично-красное
Sr^{2+}	Пламя	малиновое
Ba^{2+}	Пламя SO_4^{2-}	зеленое белый осадок
Cu^{2+}	вода щелочь, OH-	голубой раствор голубой осадок
Pb^{2+}	S^{2-} I^-	черный осадок желтый осадок
Ag^+	Cl^-	белый творожистый осадок
Fe^{2+}	щелочь	серо-зеленый осадок, буреющий на воздухе
Fe^{3+}	щелочь	бурый осадок
Al^{3+}	щелочь	белый студенистый осадок, растворяется в избытке щелочи
NH_4^+	щелочь, нагрев	запах аммиака
H^+	индикаторы: лакмус метилоранж	красный розовый
Zn^{2+}	щелочь	белый студенистый осадок растворяется в избытке щелочи

Таблица 2 - Качественные реакции на анионы

Анион	Реактив	Наблюдаемая реакция
OH^-	индикаторы: лакмус фенолфталеин	синий малиновый
CO_3^{2-}	кислота, H^+	выделение CO_2
CO_2	известковая вода	белый осадок $CaCO_3$
F^-	Ca^{2+}	белый осадок CaF_2
Cl^-	Ag^+	белый осадок AgCl
Br^-	Ag^+	желтоватый осадок AgBr
I^-	Ag^+	желтый осадок AgI
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	белый осадок $BaSO_4$
SO_3^{2-}	H^+	газ с резким запахом SO_2
PO_4^{3-}	Ag^+	желтый осадок Ag_3PO_4
NO_3^-	$H_2SO_4 + Cu^+$ нагреть	бурый газ NO_2, голубой раствор
S^{2-}	Pb^{2+}	черный осадок PbS
CrO_4^{2-}	Ba^{2+}	желтый осадок $BaCrO_4$

Практическая часть

Задание 1. Доказать опытным путём, что выданное вам вещество, сульфат железа $FeSO_4$.

Задание 2. Даны вещества: NaOH, HCl, . Опытным путем определите в какой из пробирок находится каждое из выданных веществ.

Задание 3. Даны вещества: NaCl, Na_2SO_4, NH_4NO_3, Na_2 CO_3. Опытным путем определите в какой из пробирок находится каждое из выданных веществ.

Таблица 3- Отчет о работе

Номер задачи	Что делали?	Что наблюдали?	Вывод. Уравнение реакции.

Контрольные вопросы:

1. Химические свойства металлов

2. Даны вещества серебро, цинк, нитрат серебра, сульфат цинка. Напишите уравнения, осуществимых реакций.

3. Осуществить превращение $K \rightarrow K_2O \rightarrow KOH \rightarrow K_2SO_4$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7
«Характер диссоциации различных гидроксидов»

Цель работы: изучение характера диссоциации гидроксидов и наблюдение смещения равновесия под влиянием изменения концентрации ионов в растворах электролитов; изучение поведения индикаторов в различных средах.

Теоретическая часть

Все вещества можно разделить на электролиты – вещества, проводящие электрический ток в водном растворе или расплаве и неэлектролиты – не проводящие электрический ток. Электролиты можно условно разделить на сильные и слабые.

К классу сильных электролитов относятся кислоты – соляная HCl, азотная HNO_3, серная H_2SO_4, хлорная $HClO_4$ и др., гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba), а также большинство солей.

К слабым электролитам относятся органические кислоты – муравьиная HCOOH, уксусная CH_3COOH, щавелевая $H_2C_2O_4$, сероводородная H_2S, угольная H_2CO_3, циановодородная HCN, азотистая HNO_2, большинство оснований, в т.ч. NH_4OH, вода, малорастворимые соли.

1. Молекулы всех электролитов подвергаются диссоциации – распаду на ионы, которые и являются проводниками электричества.

2. Кислоты, основания и соли в водном растворе распадаются на положительные (катионы) и отрицательно заряженные ионы (анионы).

3. Кислоты в водных растворах диссоциируют на ионы водорода и кислотные остатки. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

$H_3P0_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-$ I-я ступень диссоциации

$H_2PO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}$ II-я ступень диссоциации

$HPO_4^{2-} \rightleftarrows H^+ + PO_4^{3-}$ III-я ступень диссоциации

Диссоциация оснований

Основаниями называются электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы (OH^-).

Таблица 1- Диссоциация оснований

Диссоциация щелочей	Диссоциация амфотерных оснований (амфолитов)
Вспомните! Щёлочи – это основания, растворимые в воде. Это основания щелочных и щелочноземельных металлов: LiOH, NaOH, KOH, Rb OH, C s OH, Fr OH и $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, R $a(OH)_2$, а также N H_4OH	Амфолиты - это электролиты, которые при диссоциации одновременно образуют катионы водорода (H^+) и гидроксид-ионы (OH^-).
Примеры уравнений диссоциации щелочей	Примеры уравнений диссоциации амфолитов

$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$; $NH_4OH \leftrightarrow NH^+_4 + OH^-$ Многокислотные основания диссоциируют ступенчато: $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba(OH)^+ + OH^-$ (первая ступень) $Ba(OH)^+ \leftrightarrow Ba^{2+} + OH^-$ (вторая ступень)	$H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$ Диссоциацию амфотерного гидроксида цинка $Zn(OH)_2$ можно выразить уравнением: $2OH^- + Zn^{2+} + 2H_2O \leftrightarrow Zn(OH)_2 + 2H_2O \leftrightarrow [Zn(OH)_4]^{2-} + 2H^+$

Все основания диссоциируют с образованием гидроксид-ионов и катионов. Многокислотные основания подвергаются многоступенчатой диссоциации:

$Cu(OH)_2 \rightleftarrows CuOH^+ + OH^-$ I-я ступень диссоциации

$CuOH^+ \rightleftarrows Cu^{2+} + OH^-$ II-я ступень диссоциации

Гидроксиды металлов, которые в водных растворах могут диссоциировать по кислотному и по основному типу, называются амфолитами (амфотерными гидроксидами). Это $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Ga(OH)_3$ и др. Явление амфотерности объясняется тем, что в молекулах амфотерных электролитов прочность связи между металлом и кислородом незначительно отличается от прочности связи между кислородом и водородом. Диссоциация таких молекул возможна, следовательно, по местам обеих этих связей.

Схема диссоциации с учетом гидратации запишется так:

в щелочной среде в кислой среде

$[Zn(H_2O)_4]^{2+} + 2OH^- \rightleftarrows Zn(OH)_2 + 4H_2O \rightleftarrows [Zn(OH)_4]^{2-} + 2H^{3+}O$

Практическая часть

Опыт 1 Характер диссоциации гидроксидов

1. Получить гидроксиды магния (1 и 2 пробирки), алюминия (3 и 4 пробирки) и кремния (5 и 6 пробирки) -по два каждого из гидроксидов.

Для этого взять шесть пробирок и внести по 3-4 капли 0,5н растворов:

в первую и вторую – хлорид магния; в третью и четвертую – хлорид алюминия; в пятую и шестую – силикат натрия.

2. Прибавить в пробирки: в первую и вторую – 3-4 капли едкого натра-NaOH; в третью и четвертую – 1-2 капли едкого натра; в пятую и шестую – 3-4 капли соляной кислоты-HCl.

– отметить образование и цвет осадков;

– исследовать свойства полученных гидроксидов (кислотные, основные, амфотерные); для этого определить их отношение к кислотам и щелочам.

3. К полученному в двух пробирках гидроксиду магния, прибавить: в первую пробирку 3-4 капли раствора едкого натра, во вторую – 3-4 капли раствора соляной кислоты. Отметить в каком случае осадок растворился. Аналогичным образом исследовать гидроксиды алюминия и кремния. По результатам опыта заполнить 2 и 3 столбцы таблицы 1.

Таблица 1

Название и формула гидроксида	Характер свойств	Отношение гидроксида (растворяется/ не растворяется)		Уравнение диссоциации (1 ступень)
		к щелочи	к кислоте	

Опыт 2 Кислотно-основные индикаторы

В три пробирки налить 10-15 капель дистиллированной воды и добавить в первую 1 каплю лакмуса, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю метилоранжа. Наблюдать окраску индикаторов в воде. Затем в три пробирки налить по 8 -10 капель соляной кислоты HCl и внести по 1 капле раствора лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина. Наблюдать окраску индикаторов в кислоте. Записать в таблицу. Затем в чистые три пробирки налить по 8-10 капель щелочи NaOH. В первую внести 1 каплю лакмуса, во вторую – 1 каплю метилоранжа, в третью – 1 каплю фенолфталеина. Результаты опыта занести в таблицу 2.

Таблица 2

Индикатор	Окраска индикатора		
	В кислоте	В дистил. воде	В щелочи
лакмус			
метилоранж			
фенолфталеин			

Сформулируйте вывод о проделанной работ

ЛАБОРАТОРНОЕ РАБОТА № 8
«Получение этилена и изучение его свойств»

Цель работы: закрепление знаний о свойствах непредельных углеводородов: способности алкенов вступать в реакции присоединения, окисления, горения; изучение качественных реакций на непредельные углеводороды.

Оборудование и реактивы: лабораторный штатив; спиртовка; три пробирки; пробка с газоотводной трубкой; прокаленный песок или кусочек пемзы; смесь этилового спирта и концентрированной серной кислоты (1:2); подкисленный раствор перманганата калия.

Теоретическая часть

Этилен – C_2H_4 является простейшим представителем непредельных углеводородов с одной двойной связью: $CH_2 = CH_2$.

Получение

1. В промышленности этилен выделяют из газов крекинга (расщепления) нефти. Важнейший способ получения этилена - дегидрирование этана над никелевым катализатором:

$CH_3 – CH_3 \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2$

2. В лаборатории получают дегидратацией этилового спирта (отщепление воды). Воздействие водоотнимающих средств (конц. H_2SO_4) на одноатомные спирты при высокой температуре, приводит к отщеплению молекулы воды и образованию двойной связи:

$CH_3 – CH_2OH \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2O$

В создании двойной связи между двумя атомами углерода участвуют две пары электронов, причем одна связь – прочная, а другая связь слабая, легко разрывается, что и объясняет ненасыщенных характер органических соединений с двойной связью и сказывается на их химических свойствах.

Так, для непредельных углеводородов ряда этилена характерны реакции присоединения, которые протекают с разрывом двойной связи.

1. Реакция гидрирования: $CH_2=CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3 - CH_3$

2. Реакция галогенирования: $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br - CH_2Br$

При взаимодействии с алкенами бромная вода обесцвечивается, поэтому реакция с бромной водой является качественной на непредельные углеводороды.

3. Реакция гидрогалогенироеания:

$CH_3 - CH=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3 - CHBr - CH_3$

Присоединение галогеноводородов к алкенам происходит по правилу Марковникова: атом водорода присоединяется к более гидрированному атому углерода (при котором больше содержится атомов водорода), а галоген – к менее гидрированному атому углерода.

4. Реакция гидратации: этен, присоединяя воду, образует этиловый спирт: $CH_2=CH_2 + H_2O\rightarrow CH_3 – CH_2OH$

Реакции окисления:

1. Реакция горения: алкены горят с образованием углекислого газа и воды: $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$

2. Реакция окисления: этилен окисляются водным раствором $КМпО_4$ до этиленгликоля: $CH_2=CH_2 + [O] + HOH \rightarrow CH_2OH – CH_2OH$

Реакция с $КМпО_4$ является качественной реакцией на непредельные углеводороды, т.к. фиолетовый раствор перманганата калия в ходе реакции обесцвечивается.

Реакции полимеризации:

Реакция полимеризации протекает за счет разрыва кратных связей, с образованием высокомолекулярного соединения (полимера):

$nCH_2=CH_2 \rightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$

Практическая часть

Опыт 1 Получение этилена

Собрать прибор для получения этилена.

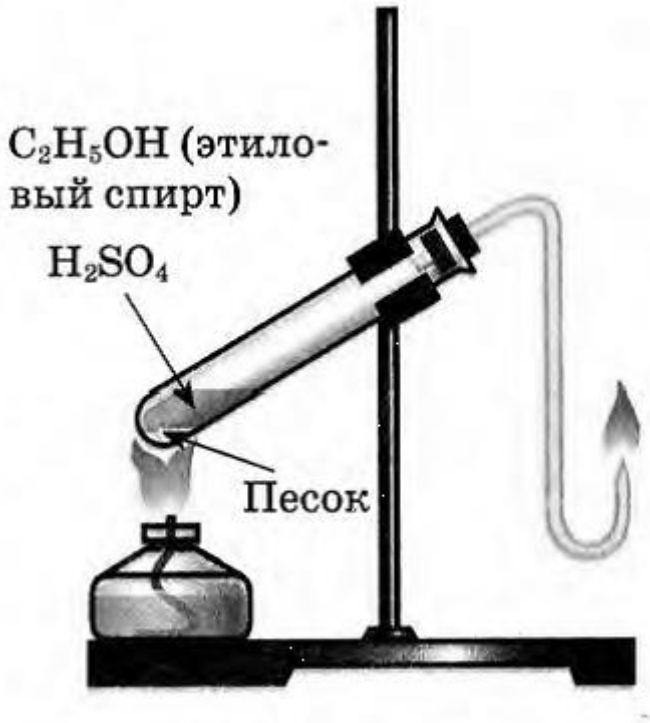

Рисунок 1- Прибор для получения этилена

Налить в пробирку 10-15 мл смеси этилового спирта с концентрированной серной кислотой. Для равномерного кипения прибавить в смесь около 0,5 г прокаленного речного песка или опустить кусочек пемзы. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, укрепить ее в зажиме штатива и нагреть в пламени спиртовки.

Напишите уравнение реакции получения этилена и подпишите названия веществ.

Опыт 2 Горение этилена

К концу газоотводной трубки поднесите горящую спичку.

Опустите конец газоотводной трубки до дна в пробирку с раствором перманганата калия и пропустите через него выделяющийся газ.

Ответьте на вопрос. Какая еще реакция является качественной на непредельные углеводороды? Напишите ее. Подпишите изменение цвета веществ в ходе реакции.

Контрольные вопросы:

1. Какие углеводороды относятся к непредельным?
2. Почему для непредельных углеводородов характерны реакции присоединения?
3. Какова роль серной кислоты в реакции получения этилена?
4. Почему происходит обесцвечивание раствора перманганата калия при пропускании через него этилена?
5. Как при помощи бромной воды отличить этилен от этана?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9
«Зависимость скорости реакции от различных факторов»

Цель работы: изучение скорости химической реакции и её зависимости от различных факторов: природы реагирующих веществ, концентрации, температуры, катализатора.

Реактивы и оборудование: кусочки цинка, меди, железа, магния, мрамор (или мел), CuO, MnO_2, раствор серной кислоты H_2SO_4 2М, раствор уксусной кислоты CH_3COOH 2М, раствор соляной кислоты HCl 2М, раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ 1М, раствор щавелевой кислоты $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ 0,02М, раствор перманганата калия $KMnO_4$ 0,05М, перекись водорода H_2O_2 3%, дистиллированная вода, пробирки, пипетки, держатель для пробирок, спиртовка, спички, водяная баня, термометры, шпатель, фарфоровая ступка с пестиком, электронные весы, фильтровальная бумага, часы.

Теоретическая часть

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации одного из реагирующих веществ или продукта реакции в единицу времени при неизменном объеме. Это относится к гомогенным реакциям, протекающим в однородной среде, например, между газами или в растворе: $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$, $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2NaCl$

Гетерогенные реакции идут на поверхности соприкосновения твердого вещества и газа, твердого вещества и жидкости. К гетерогенным реакциям относятся реакции, например $Fe + 2\ HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$

В этом случае скоростью реакции называют изменение количества вещества реагента или продукта реакции за единицу времени на единице поверхности.

Факторы, влияющие на скорость реакции:

– природа реагирующих веществ;

– концентрация реагирующих веществ;

– площадь поверхности реагирующих веществ;

– температура;

– катализатор.

Практическая часть

Опыт 1 Зависимость скорости реакции от активности металла

В четыре пробирки налейте по 1 мл 2М раствора серной кислоты, затем в пробирку № 1 опустите кусочек магния; в пробирку № 2 – кусочек цинка; в пробирку № 3 – кусочек железа; в пробирку № 4 – кусочек меди. Можно увидеть, что интенсивность выделения пузырьков газообразного водорода, характеризующая скорость протекания реакции для этих металлов существенно отличается. $H_2SO_4 + Mg = MgSO_4 + H_2\uparrow$ $H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2\uparrow$ $H_2SO_4 + Fe = FeSO_4 + H_2\uparrow$ В пробирке с магнием наблюдается бурное выделение водорода, в пробирке с цинком пузырьки газа выделяются несколько спокойнее. Еще медленнее протекает реакция в пробирке с железом. Медь вообще не вступает в реакцию с разбавленной серной

кислотой. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от активности металла.

Опыт 2 Зависимость скорости реакции от силы кислот

Налейте в пробирку № 1 мл 2М серной кислоты, а в пробирку № 2 1 мл 2М уксусной кислоты. Опустите в каждую из пробирок одинаковое количество измельченного цинка. По интенсивности выделения газообразного водорода судим о скорости химической реакции.

$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2\uparrow$

$2CH_3COOH + Zn = (CH_3COO)_2Zn + H_2\uparrow$

С одинаковой ли скоростью реагирует цинк с сильной и слабой кислотой?

Опыт 3 Зависимость скорости растворения карбоната кальция от степени его измельчения

Взвесьте на электронных весах два кусочка мела массой примерно 0,1 г, один кусочек измельчите в ступке. В две пробирки налейте по 0,5 мл разбавленной соляной кислоты. Внесите одновременно обе навески мела в пробирки с кислотой: кусочек внесите в одну пробирку, порошок – в другую.

$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H2O + CO_2\uparrow$

В какой пробирке реакция протекает быстрее? Напишите уравнение реакции и математическое выражение основного закона химической кинетики для этого процесса.

Опыт 4 Влияние концентрации тиосульфата натрия на скорость восстановления серы

Реакция протекает по уравнению:

$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + S\downarrow + SO_2 + H_2O$

Предварительно проделайте качественный опыт, для этого в пробирку внесите 0,5 мл 1М $Na_2S_2O_3$ + 3-5 капель раствора 2М H_2SO_4. Наблюдаем появление слабой опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей свободной серы. Приготовьте 3 раствора $Na_2S_2O_3$ различной концентрации: для этого в три сухих пробирки внести: 1) 0,5 мл $Na_2S_2O_3$ + 1 мл H_2O 2) 1 мл $Na_2S_2O_3$ + 0,5 мл H_2O 3) 1,5 мл $Na_2S_2O_3$ Пробирки встряхните; в одинаковых объемах полученных растворов будет содержаться различное число молей Na2S2O3. Включите секундомер. В пробирку № 1 добавим 1 каплю 2М H_2SO_4. По секундомеру измерить время от добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Также добавить по 1 капле кислоты в пробирки № 2, № 3, отмечая время. Подтверждают ли результаты опыта основной закон кинетики?

Опыт 5 Влияние нагревания на скорость обменной реакции

В две пробирки налейте по 1 мл разбавленной серной кислоты. Раствор в первой пробирке нагрейте на пламени спиртовки. Затем, в обе пробирки поместите одинаковое количество оксида меди (II).

$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$

По скорости изменения окраски раствора судят о скорости химической реакции.

Опыт 6 Влияние нагревания на скорость окислительно-восстановительной реакции

Влияние температуры на скорость химической реакции рассмотрим на примере реакции окисления щавелевой кислоты перманганатом калия в присутствии серной кислоты:

$5H_2C_2O_4 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_2 = 10CO_2\uparrow + 2MnSO_2 + K_2SO_4 + 8H_2O$

В кислой среде ион MnO^{4-} восстанавливается в ион $Mn^{2+,}$ в результате чего изменяется цвет раствора: из красно-фиолетового (цвет иона MnO_4^-) он становится бледно-розовым (цвет иона Mn2+ при большой концентрации) или бесцветным (при малой концентрации). Налейте в две пробирки растворы: № 1 – 0,5 мл 0,05М $KMnO_4$ № 2 – 0,5 мл 0,02М $H_2C_2O_4$ + 2 капли 2М H_2SO_4 Слейте эти растворы в одну пробирку и отсчитайте время от момента смешения до обесцвечивания раствора, отметьте значение комнатной температуры Т. Затем приступите ко второму варианту опыта. Для этого надо налить в две пробирки такие же растворы (0,5 мл 0,05М $KMnO_4$ в одну пробирку и 0,5 мл 0,02М $H_2C_2O_4$ + 2 капли 2М H_2SO_4 – в другую пробирку). Нагрейте эти растворы в течение пяти-семи минут в водяной бане, температуру которой определите по термометру. Достаньте пробирку с 89 раствором $KMnO_4$. Перелейте ее содержимое в пробирку с раствором щавелевой кислоты, не вынимая пробирку из водяной бани. Определите время завершения реакции (обесцвечивание раствора). Как скорость реакции зависит от температуры?

Опыт 7 Каталитическое разложение перекиси водорода

В две пробирки налейте по 2 мл 3 %-го раствора перекиси водорода H_2O_2. В первую пробирку добавьте немного (на кончике шпателя) порошка диоксида марганца MnO_2 и одновременно включите секундомер. $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow$

Отметьте время протекания реакции до окончания выделения пузырьков газа.

Оформите отчет о работе, заполнив таблицу1.

Таблица1

№ п/п	Наблюдения	Уравнения реакции	Выводы

Контрольные вопросы

1. От каких факторов зависит скорость реакции?
2. Как зависит скорость реакции от концентрации реагирующих веществ?
3. Сформулируйте закон действующих масс
4. Какие вещества называются катализаторами?
5. Как зависит скорость реакции от температуры

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 10

«Изучение влияния различных факторов на смещение химического равновесия»

Цель работы: изучить влияния различных факторов на химическое равновесие.

Теоретическая часть. $\rightleftarrows$

Все химические реакции можно поделить на необратимые и обратимые.

Необратимые – реакции, которые в данных условиях могут идти в одном направлении и приводят к полному превращению исходных данных веществ в продукты реакции. Например: $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$

Обратимые – реакции, которые могут протекать одновременно в противоположных направлениях. Например: $H_2 + Cl_2 \quad 2\,HCl$

Будет ли реакция обратимой или необратимой – зависит от природы участников реакции.

В обратимых реакциях по мере расходования исходных веществ и накопления продуктов реакции скорость прямой реакции уменьшается, а обратимой – увеличивается, и наступает момент, когда они становятся равными.

Состояние системы, когда скорости прямой и обратимой реакции равны, называется химическим равновесием.

В момент равновесия концентрации участников реакции не изменяются.

Пусть реакция протекает по схеме: $aA + вB \rightleftarrows cC + dД$

В соответствии с законом действия масс

$\nu_{пр.} = К_1 \cdot C_A^A \cdot C_B^B$; $\nu_{обр.} = К_2 \cdot C_C^C \cdot C_Д^d$ (1)

В момент химического равновесия $\nu_{пр.} = \nu_{обр.}$, т.е.

$К_1 \cdot C_A^A \cdot C_B^B = К_2 \cdot C_C^C \cdot C_Д^d$ (2)

Проводя математические преобразования, получим:

$$\frac{C_C^C \cdot C_Д^d}{C_A \cdot C_B} = \frac{К_1}{К_2} = К \quad (3)$$

Так как $К_1$ и $К_2$ - величины постоянные, то их отношение (К) тоже величина постоянная и называется константой равновесия.

К зависит от температуры и не зависит от концентрации.

Величина К представляет собой отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентрации исходных веществ. Чем больше К, тем больше концентрация продуктов реакции, иными словами, К характеризует полноту протекания прямой реакции.

В случае гетерогенных реакции в выражение для константы равновесия входят концентрации веществ, находящихся только в газообразной или жидкой фазах. Например:

$C(к) + CO_2(г) \rightleftarrows 2CO(г)$ $\qquad К = C^2_{co} / C_{co_2}$

$3H_2(г) + N_2(г) \quad 2NH_3(г)$ $\qquad К = C^2_{NH3} / C_{N2} * C^3_{H2}$

Условием химического равновесия является равенство скоростей прямой и обратной реакции. Это условие сохраняется при постоянстве внешних условий, а при нарушении его равновесие сдвигается в сторону преимущественного протекания прямой или обратной реакции, и устанавливается новое равновесие при новых концентрациях участников реакции. Направление, в котором происходит смещение химического равновесия, определяется принципом Ле-Шателье: изменение внешних условий (температура, давление, концентрация) вызывает смещение равновесия в направлении реакции, противодействующей оказанному изменению.

Следовательно:

а) повышение температуры способствует протеканию реакции, идущей с поглащением тепла, и сдвигает равновесие в сторону эндотермической реакции, понижение температуры – в сторону экзотермической реакции;

б) изменение давления имеет значение лишь для реакции с участием газообразных веществ. Повышение давления всегда сдвигает равновесие в сторону образования меньшего числа молей газообразных веществ, что в свою очередь приведет к снижению давления;

в) увеличение концентрации одного из участников реакции сдвигает равновесие в сторону процесса, приводящего к его расходованию.

Практическая часть.

Опыт 1 Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

Для изучения смещения химического равновесия предлагается реакция:

$FeCl_3 + 3\ NH_4NCS \rightleftharpoons Fe(NCS)_3 + 3\ NH_4Cl$

Роданид железа $Fe(NCS)_3$ окрашен в ярко красный цвет. Изменение концентрации $Fe(NCS)_3$ влияет на интенсивность окраски раствора. Это позволяет наблюдать, в каком направлении сдвигается равновесие при изменении концентрации реагирующих веществ.

Выполнение опыта

В пробирку налейте 1 мл разбавленного раствора хлорида железа $FeCl_3$ и добавьте 4-5 капли разбавленного раствора роданида (тиоцианата) аммония (натрия, калия), полученный раствор разбавьте водой до слабокрасного окрашивания и разделите на 4 пробирки. Одну пробирку оставьте для сравнения, а в три другие добавьте: в первую – 1 каплю концентрированного раствора $FeCl_3$; во вторую 1 каплю концентрированного раствора NH_4NCS; в третью – несколько кристалликов хлорида аммония (NH_4Cl). Полученные результаты занесите в таблицу1.

Таблица 1.

№ пробирки	Что добавлено	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1.			
2.			
3.			

Напишите выражение для константы равновесия изучаемой реакции.

Опыт 2 Влияние температуры на состояние химического равновесия (опыт проводить в вытяжном шкафу)

В данном опыте изучают реакцию димеризации диоксида азота.

$2NO_2 \rightleftarrows N_2O$

темно-бурый бледно-желтый

По изменению окраски газовой смеси можно судить о смещении равновесия в сторону прямой или обратной реакции.

Прибор, состоящий из двух колбочек, соединенных трубкой с хорошо подобранными пробками, наполните диоксидом азота, который получите разложением нитрата свинца:

$2Pb(NO_3)_2 = 2PbO + 4NO_2 \uparrow + O_2$

Одну колбу поместите в стакан с горячей водой, другую в стакан с ледяной водой (смесь воды со снегом или льдом). На основе принципа Ле Шателье объясните изменения, происходящее в колбах.

Контрольные вопросы и задачи:

1. Какие реакции называются необратимыми? Обратимыми?

2. Что называется химическим равновесием?

3. Что называется сдвигом (смещением) химического равновесия?

4. Факторы, влияющие на смещение равновесия.

5. Напишите уравнение константы равновесия для следующих обратимых процессов:

а) $2NO_2(г) \rightleftarrows 2\ NO(г) + O_2(г)$;

б) $N_2(г) + 3H_2(г) \rightleftarrows 2NH_3(г)$;

в) $CuO(г) + H_2 \rightleftarrows Cu(г) + H_2O(г)$.

Как сместится равновесие в каждом из указанных случаев при повышении давления?

Напишите выражения для константы равновесия следующих процессов:

$2SO_2(г) + O_2(г) \rightleftarrows 2SO_3(г)$

$Fe_2O_3(к) + 3\ H_2(г) \rightleftarrows 2Fe\ (к) + 3\ H_2O(г)$

Реакция идет по уравнению

$H_2 + Cl_2 \rightleftarrows 2\ HCl$

Равновесие устанавливается при следующих концентрациях участников реакции: $CH_2 = CCl_2 = 0{,}2$ моль/л, $HCl = 0{,}4$ моль/л. Вычислите исходную концентрацию хлора и значение константы равновесия.

В какую сторону сместится равновесие реакции горения эцетилена:

$2C_2H_2(г) + 5\ O_2(г) \rightleftarrows 4\ CO_2(г) + 2H_2O(г)$

а) при повышении давления?

б) при повышении температуры, если прямая реакция экзотермическая

ЛАБОРАТОРНОЕ РАБОТА № 11
«Приготовление растворов заданной концентрации»

Цель работы: формирование умений приготовления растворов различной концентрации из сухой соли или более концентрированного раствора.

Теоретическая часть

Растворы играют важную роль в живой и неживой природе, а также в науке и технике.

Большинство физиологических процессов в организмах человека, животных и в растениях, различных промышленных процессов, биохимических процессов в почвах и т.п. протекают в растворах.

Раствор – это гомогенная многокомпонентная система, в которой одно вещество распределено в среде другого или других веществ.

Растворы могут быть в газообразном (воздух), жидком и твердом (сплавы, цветные стекла) агрегатных состояниях. Чаще всего приходится работать с жидкими растворами.

Содержание данного вещества в единице массы или объема раствора называется концентрацией раствора. На практике наиболее часто пользуются следующими способами выражения концентрации:

1. Массовая доля – отношение массы данного компонента в растворе к общей массе этого раствора. Массовая доля может быть выражена в долях единицы, процентах (%), промилле (тысячная часть %) и в миллионных долях (млн$^{-1}$). Массовая доля данного компонента, выраженная в процентах, показывает, сколько граммов данного компонента содержится в 100 г раствора.

2. Массовая концентрация – отношение массы компонента, содержащегося в растворе, к объему этого раствора. Единицы измерения массовой концентрации - кг/м^3, г/л.

3. Титр T – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Единицы измерения титра – г/мл, кг/см^3.

4. Молярная концентрация c – отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к объему раствора. Единицы измерения - моль/м^3, (моль /л). Раствор, имеющий концентрацию 1 моль/л, обозначают 1 М; 0,5 моль/л, обозначают 0,5 М.

5. Молярная концентрация эквивалентов $c_{эк}$ (нормальная концентрация) – это отношение количества вещества эквивалентов (моль) к объему раствора (л). Единица измерения нормальной концентрации моль/л. Например, $c_{эк}(KOH)$ = 1 моль/л, $c_{эк}(1/2H_2SO_4)$ = 1 моль/л, $c_{эк}(1/3\ AlCl_3)$ = 1 моль/л. Раствор в 1 л которого содержится 1 моль вещества эквивалентов, называют нормальным и обозначают 1 н.

6. Моляльность b - это отношение количества растворенного вещества (в молях) к массе m растворителя. Единица измерения моляльности - моль/кг. Например, $b(HCl/H_2O)$ = 2 моль/кг.

7. Молярная доля – отношение числа молей растворенного вещества к общему числу молей вещества и растворителя. Молярная доля может быть выражена в долях единицы, процентах (%), промилле (тысячная часть %) и в миллионных долях (млн$^{-1}$).

Для приготовления растворов определенной концентрации, для точного измерения объемов применяют мерную посуду: мерные колбы, пипетки и бюретки.

Практическая часть

Опыт 1 Приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей соли (%) разбавлением концентрированного раствора.

Как известно, плотность – это масса вещества в единице объема, $\rho = m/v$. Зная плотность, можно по таблице определить массовую долю (%) раствора.

Определить плотность раствора можно многими способами. Из них наиболее простой и быстрый – с помощью ареометра.

Его применение основано на том, что плавающее тело погружается в жидкость до тех пор, пока масса вытесненной им жидкости не станет, равна массе самого тела (закон Архимеда). В расширенной нижней части ареометра помещен груз, на узкой верхней части – шейке - нанесены деления, указывающие плотность жидкости, в которой плавает ареометр. Концентрацию исследуемого раствора находят, пользуясь табличными данными о плотности в зависимости от концентрации раствора. Плотность водных растворов хлорида натрия приведена в таблице 1.

Выполнение опыта. В мерный цилиндр наливают раствор хлорида натрия и ареометром определяют его плотность. По таблице 1 находят концентрацию исходного раствора [в % (масс)].

Таблица 1 – Плотность и процентное содержание растворов хлорида натрия

Концентрация, %	Плотность*10^{-3}, кг/м^3, при температуре		Концентрация, %	Плотность*10^{-3}, кг/м^3, при температуре	
	10^{0}C	20^{0}C		10^{0}C	20^{0}C
1	1,0071	1,0053	14	1,1049	1,1008
2	1,0144	1,0125	15	1,1127	1,1065
3	1,0218	1,0196	16	1,1206	1,1162
4	1,0292	1,0268	17	1,1285	1,1241
5	1,0366	1,0340	18	1,1364	1,1319
6	1,0441	1,0413	19	1,1445	1,1398
7	1,0516	1,0486	20	1,1525	1,1478
8	1,0591	1,0559	21	1,1607	1,1559

9	1,0666	1,0633	22	1,1689	1,1639
10	1,0742	1,0707	23	1,1772	1,1722
11	1,0819	1,0782	24	1,1856	1,1804
12	1,0895	1,0857	25	1,1940	1,1888
13	1,0972	1,0933	26	1,2025	1,1972

Рассчитывают, сколько миллилитров исходного раствора и воды следует взять для приготовления 250 мл 5% раствора. Воду отмерить цилиндром и вылить в мерную колбу объемом 250мл. Исходный раствор поваренной соли отмеряют цилиндром на 100 мл и вливают в колбу с водой. Раствор в колбе перемешивают. Цилиндр ополаскивают небольшим объемом раствора из колбы, который затем присоединяют к общей массе раствора в колбе. Проверить плотность и концентрацию полученного раствора. Рассчитать относительную ошибку $\delta_{отн}$

$$\delta_{отн} = \frac{C - C_1}{C} \cdot 100\%, \quad (1)$$

где C – заданная концентрация, C_1- полученная концентрация.

Сделайте расчет молярной концентрации молярной концентрации эквивалентов и титра, приготовленного раствора. Результаты запишите в таблицу 2.

Таблица 2 – Опытные данные

Заданная массовая доля, (%)	Плотность, ρ, кг/м^3	Рассчитанные массы компонентов, г		Плотность экспериментальная, ρ, кг/м^3	Экспериментальные концентрации				$\delta_{отн}$
		NaCl	H_2O		с, %	с, М	$с_{эк}$, н	Т, г/мл	

Пример 1

Приготовить 0,5 л 20% раствора H_2SO_4, исходя из концентрированного раствора, плотность которого 1,84 г/см^3.

По таблице находим, что плотности 1,84 г/см^3 соответствует кислота с содержанием 96% H_2SO_4, а 20% раствору соответствует кислота с плотностью 1,14 г/см^3.

Вычислим количества исходной кислоты и воды, требующиеся для получения заданного объема раствора.

Масса его составляет $500 * 1{,}14 = 570$ г, а содержание в нем H_2SO_4 равно

$$\frac{570 * 20}{100} = 114 \text{ г.}$$

Вычислим, в каком объеме исходной 96% кислоты содержится 114 г H_2SO_4:

1 мл исходной кислоты содержит $1*1,84*0,96$ г H_2SO_4

х мл исходной кислоты содержит 114 г H_2SO_4

$$x = \frac{114}{1*1,84*0,96} = 64,6 \approx 65 \text{ мл}$$

Таким образом, для приготовления 500мл 20% раствора H_2SO_4 необходимо взять 64,6 мл 96% раствора.

Количество воды определяется как разность весов полученного исходного раствора, а именно $500*1,14 - 64,6*1,84 = 450,4г \approx 450$ мл

Опыт 2 Приготовление раствора заданной концентрации смешиванием растворов более высокой и более низкой концентрации.

Раствор можно готовить, непосредственно вводя рассчитанное количество вещества в растворитель, или путем разбавления более концентрированных растворов до требуемого значения концентрации.

Пример 2

Приготовить 100г 36% раствора H_3PO_4, смешав 44% и 24% растворы этой кислоты. Обозначим через х количество граммов 44% раствора, которое следует добавить к (100-х) граммам 24% раствора для получения 100г 36% раствора H_3PO_4. Составим уравнение: $0,44*x + (100 - x)*0,24 = 100*0,36$

откуда $$x = \frac{36 - 24}{0,44 - 0,24} = 60$$

Следовательно, необходимо взять 60г 44% раствора H_3PO_4 и 100 - х = 40г 24% раствора.

Выполнение опыта. Приготовить 250 мл 10 % раствора хлорида натрия, имея в своем распоряжении 15 % и 5 % раствор NaCl.

Учитывая плотности приготовляемого и исходных растворов рассчитать объемы 15 % и 5 % раствора (см. пример 2). Отмерить вычисленные объемы исходных растворов, слить в колбу на 250 мл, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать раствор, перевернув колбу несколько раз вверх дном. Отлить часть раствора в цилиндр, измерить ареометром плотность приготовленного раствора и по табл.1 найти его концентрацию (в %). Установить расхождение практически полученной концентрации с заданной. Рассчитать относительную ошибку $\delta_{отн}$.

Опыт 3 Приготовление водного раствора хлорида натрия. определение массовой доли и расчет навески.

Получить навеску соли хлорида натрия у преподавателя. При помощи воронки перенести данную навеску в мерную колбу емкостью 250 мл. Промывалкой обмыть внутреннюю часть воронки небольшим количеством воды. Растворить соль в воде. Затем, добавляя воду небольшими порциями, довести уровень воды в колбе до метки, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать, переворачивая вверх дном. Замерить плотность полученного раствора ареометром. Для этого раствор перелить в мерный цилиндр. Уровень жидкости должен быть ниже края цилиндра на 3-4 см. Осторожно

опустите ареометр в раствор. Ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Отсчет плотности по уровню жидкости производите сверху вниз. По таблице 1 найдите и запишите массовую долю (в %) раствора, отвечающую этой плотности. Рассчитать количество хлорида натрия, взятого для приготовления 250 мл раствора.

Пример 3 Пусть плотность приготовленного раствора хлорида натрия ρ=1,0053г/см^3. Это соответствует 1% концентрации раствора. Следовательно, в100г раствора содержится 1г NaCl. Определим массу 250 мл раствора

$$m = v * \rho$$

$$250 * 1{,}0053 = 201{,}315$$

Исходя из того, что в 100г раствора содержится 1г NaCl, узнаем, сколько грамм NaCl содержится в 201,315г раствора:

100 г раствора - 1 г NaCl

201,315 г раствора - х г NaCl

$$x = \frac{201{,}315}{100} = 2{,}0131 \text{ г NaCl}$$

Таким образом, была взята навеска NaCl массой 2,0131 г.

Контрольные вопросы:

1. Что такое разбавленный раствор; концентрированный раствор?

2. Что называется массовой долей растворенного вещества? По какой формуле рассчитывается?

3. Что показывает молярная концентрация раствора? По какой формуле рассчитывается?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 12
«Исследование дисперсных систем»

Цель работы: получить дисперсные системы и исследовать их свойства, научиться готовить суспензию и эмульсию; решать задачи на определение массовой доли компонентов смеси и примесей.

Оборудование и реактивы: карбонат кальция, масло, вода, химический стакан, стеклянные палочки, мука, желатин, фонарик.

Теоретическая часть

Чистые вещества в природе встречаются очень редко, чаще всего встречаются смеси. Смеси разных веществ в различных агрегатных состояниях могут образовывать гомогенные (растворы) и гетерогенные (дисперсные) системы. Дисперсными называют гетерогенные системы, в которых одно вещество - дисперсная фаза (их может быть несколько) в виде очень мелких частиц равномерно распределено в объеме другого - дисперсионной среде.

Среда и фазы находятся в разных агрегатных состояниях – твердом, жидком и газообразном. По величине частиц веществ, составляющих дисперсную фазу, дисперсные системы делятся 2 группы:

– грубодисперсные (взвеси) с размерами частиц более 100 нм. Это непрозрачные системы, в которых фаза и среда легко разделяются отстаиванием или фильтрованием. Это эмульсии, суспензии, аэрозоли;

– тонкодисперсные – с размерами частиц от 100 до 1 нм. Фаза и среда в таких системах отстаиванием разделяются с трудом. Это золи (коллоидные растворы "клееподобные") и гели (студни);

Коллоидные системы прозрачны и внешне похожи на истинные растворы, но отличаются от последних по образующейся “светящейся дорожке” – конусу при пропускании через них луча света. Это явление называют эффектом Тиндаля. При определенных условиях в коллоидном растворе может начаться процесс коагуляции. Коагуляция – явление слипания коллоидных частиц и выпадения их в осадок. При этом коллоидный раствор превращается в суспензию или гель. Гели или студни представляют собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции золей. Со временем структура гелей нарушается (отслаивается) – из них выделяется вода. Это явление синерезиса.

Практическая часть

Задание 1 Приготовление суспензии карбоната кальция в воде и изучение ее свойств.

В стеклянную пробирку влить 4-5 мл воды и всыпать 1-2 ложечки карбоната кальция. Пробирку закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз. В наблюдениях отметьте внешний вид и видимость частиц, способность осаждаться и способность к коагуляции

Задание 2 Приготовление эмульсии масла в воде и изучение ее свойств.

В стеклянную пробирку влить 4-5 мл воды и 1-2 мл масла, закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз. В наблюдениях

отметьте внешний вид и видимость частиц, способность осаждаться и способность к коагуляции.

Задание 3 Приготовление коллоидного раствора и изучение его свойств.

В стеклянный стакан с горячей водой внести 1-2 ложечки муки (или желатина), тщательно перемешать. Пропустить через раствор луч света фонарика на фоне темной бумаги. В наблюдениях отметьте внешний вид и видимость частиц, способность осаждаться и способность к коагуляции. Наблюдается ли эффект Тиндаля.

Результаты опытов занесите в таблицу 1.

Таблица 1

Название опыта	Наблюдения	Выводы

Контрольные задания:

1. Дисперсная система это: а) гомогенная система б) гетерогенная система в) верно а и б

2. Туману соответствует дисперсная система: а) ж/г б) ж/ж в) г/ж

3. Нефти соответствует дисперсная система: а) ж/г б) ж/ж в) г/ж

4. Зубной пасте соответствует дисперсная система: а) т/г б) т/т в) т/ж

5. Сплавам соответствует дисперсная система: а) ж/г б) т/т в) г/ж

6. Из перечня выберите лишнее слово и подчеркните его: гель, суспензия, золь

7. Из перечня выберите лишнее слово и подчеркните его: золь, суспензия, аэрозоль

8. Что объединяет данные слова: мармелад, зефир, холодец Ответ запишите в виде одного слова_____

9. Что объединяет данные слова: молоко, нефть, подсолнечное масло в воде. Ответ запишите в виде одного слова_____

10. Что объединяет данные слова: лак для волос, дезодорант, пылевое облако. Ответ запишите в виде одного слова_____

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 13
«Качественные реакции на неорганические вещества и ионы»

Цель работы: с помощью качественных реакций на ионы распознать предложенные неорганические вещества.

Реактивы и оборудование: лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый, соляная кислота (HCL), дистиллированная вода, растворы гидроксида натрия, хлорид железа (III), хлорид железа (II), хлорида алюминия, хлорида магния, хлорида цинка, хлорида меди (II), сульфата натрия (Na_2SO_4);, хлорид натрия, бромида натрия, иодида натрия. ортофосфата натрия, хлорида бария, нитрат серебра, карбоната натрия (Na_2CO_3), штатив с пробирками

Теоретическая часть

В данной работе необходимо использовать таблицу "Растворимость кислот, оснований и солей в воде" и таблицу "Определение анионов и катионов», а также таблицу 1.

Поскольку основными реакциями на ионы являются реакции ионного обмена, а суть их заключается в связывании ионов, то необходимо подобрать два растворимых вещества, в растворах которых содержатся два необходимых иона.

Например, на ион Fe^{2+} (определяемый ион) реактивами служат и ионы OH^- и ионы $[Fe(CN)_6]^{3-}$. По таблице растворимости подбираем для иона Fe^{2+} ион, который вместе с ионом железа давал бы растворимое соединение. Смотрим букву "Р" – это ионы Cl^-, SO_4^{2-}, NO_3^-. Возьмем ион SO_4^{2-}, тогда соединение будет иметь формулу $Fe^{2+}SO_4^{2-}$. Далее точно также по таблице растворимости подбираем для иона OH^- ион, который вместе с OH^- образовал бы растворимое соединение (смотри букву "Р"). Такими соединениями являются только щелочи: например, NaOH, KOH, $Ba(OH)_2$.

Теперь запишем молекулярное уравнение:

$FeSO_4 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

Расставим коэффициенты: $FeSO_4 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

В таблице растворимости соединение $Fe(OH)_2$ нерастворимое в воде (буква "Н", осадок), а соединение Na_2SO_4– растворимое. Учитывая, что кислоты, растворимые соли и щелочи являются электролитами, составим полное и сокращенное ионное уравнения соответственно:

$Fe^{2+} + \underline{SO_4^{2-}} + \underline{2Na^+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + \underline{2Na^+} + \underline{SO_4^{2-}}$

$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow$

Результат реакции между ионами Fe^{2+} и OH^- – соединение $Fe(OH)_2\downarrow$, который представляет собой белый осадок, на воздухе быстро зеленеет.

Второй реактив на ион железа Fe^{2+} ион $[Fe(CN)_6]^{3-}$ находится в растворе комплексной соли $K_3^+[Fe(CN)_6]^{3-}$ – красной кровяной соли или гексацианинаферрата (III) калия, который диссоциирует на ионы по уравнению:

$\overset{I}{K_3}[\overset{III}{Fe}(CN)_6] \rightarrow 3K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$

Запишем уравнение реакции в молекулярном виде:

$3FeSO_4 + 2K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow + 3K_2SO_4$

Составим полное ионное уравнение:

$3Fe^{2+} + \underline{3SO_4^{2-}} + \underline{6K^+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow + \underline{6K^+} + \underline{3SO_4^{2-}}$

Сокращенное ионное уравнение:

$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow$ образуется темно – синий осадок «турнбуллева синь».

Для определения Fe^{3+} используются три реактива: ион OH^- (гидроксид – ион), ион $[Fe(CN)_6]^{4-}$, который находится в растворе желтой кровяной соли или гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$, ион CNS^- (роданид – ион), который находится в растворах или роданида натрия, роданида калия или роданида аммония. По характерным только для данного иона результатам проведения реакции и признакам продукта реакции можно определять и распознавать ионы – это качественные реакции.

При определении растворов кислот и щелочей можно пользоваться индикаторами. Запомните изменения окрасок индикаторов в зависимости от среды – см. таблицу.

Таблица 1 - Изменение окраски кислотно-основных индикаторов в зависимости от среды раствора (pH).

	среда		
индикаторы	кислая	щелочная	нейтральная
Синий лакмус	Красный	Синий	Фиолетовый
Фенолфталеин	Бесцветный	Малиновый	Бесцветный
Метиловый оранжевый	Красный	Желтый	Оранжевый

Качественные реакции на катионы и анионы.

Таблица 2 - Качественные реакции на катионы

Катион	Воздействие или реактив	Наблюдаемая реакция
Li^+	Пламя	малиновое
Na^+	Пламя	желтое
K^+	Пламя	фиолетовое
Ca^{2+}	Пламя	кирпично-красное
Sr^{2+}	Пламя	малиновое
Ba^{2+}	Пламя SO_4^{2-}	зеленое белый осадок
Cu^{2+}	вода щелочь, OH-	голубой раствор голубой осадок

Pb^{2+}	S^{2-} I^{-}	черный осадок желтый осадок
Ag^{+}	Cl^{-}	белый творожистый осадок
Fe^{2+}	щелочь	серо-зеленый осадок, буреющий на воздухе
Fe^{3+}	щелочь	бурый осадок
Al^{3+}	щелочь	белый студенистый осадок, растворяется в избытке щелочи
NH_4^{+}	щелочь, нагрев	запах аммиака
H^{+}	индикаторы: лакмус метилоранж	красный розовый
Zn^{2+}	щелочь	белый студенистый осадок растворяется в избытке щелочи

Таблица 2 – Качественные реакции на анионы

Анион	Реактив	Наблюдаемая реакция
OH^{-}	индикаторы: лакмус фенолфталеин	синий малиновый
CO_3^{2-}	кислота, H^{+}	выделение CO_2
CO_2	известковая вода	белый осадок $CaCO_3$
F^{-}	Ca^{2+}	белый осадок CaF_2
Cl^{-}	Ag^{+}	белый осадок AgCl
Br^{-}	Ag^{+}	желтоватый осадок AgBr
I^{-}	Ag^{+}	желтый осадок AgI
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	белый осадок $BaSO_4$
SO_3^{2-}	H^{+}	газ с резким запахом SO_2
PO_4^{3-}	Ag^{+}	желтый осадок Ag_3PO_4
NO_3^{-}	$H_2SO_4 + Cu^{+}$ нагреть	бурый газ NO_2, голубой раствор
S^{2-}	Pb^{2+}	черный осадок PbS
CrO_4^{2-}	Ba^{2+}	желтый осадок $BaCrO_4$

Практическая часть

Опыт 1 В трех пронумерованных пробирках (№1, №2, № 3) содержатся растворы веществ:

а) дистиллированная вода;

б) раствор соляной кислоты;

в) раствор гидроксида натрия.

Определите с помощью индикатора, в пробирке под каким номером находится раствор указанного вещества. Результаты оформите в таблице 4.

Таблица 4

Добавляемое вещество	Пробирка №1	Пробирка № 2	Пробирка № 3
	Признак химической реакции	Признак химической реакции	Признак химической реакции
Вывод:	Химическая формула вещества	Химическая формула вещества	Химическая формула вещества

Опыт 2 В пяти пронумерованных пробирках (№1, №2, № 3, № 4, № 5) содержатся растворы веществ:

а) раствор хлорида алюминия;

б) раствор хлорида магния;

в) раствор хлорида железа (II);

г) раствор хлорида железа (III);

д) раствор хлорида меди (II)

Определите с помощью одного реактива, в пробирке под каким номером находится раствор указанного вещества. Результаты оформите в таблице 5.

Таблица 5

Добавляемое вещество	Пробирка №1	Пробирка № 2	Пробирка № 3	Пробирка № 4	Пробирка № 5
	Признак химической реакции	Признак химической реакции	Признак химической реакции	Признак химической реакции	Признак химической реакции
Вывод:	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-

Составьте пять уравнений химических реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах. Укажите признак химической реакции.

Опыт 3 В двух пронумерованных пробирках (№1, №2) содержатся растворы веществ:

а) раствор хлорида алюминия;

б) раствор хлорида цинка;

Определите с помощью одного реактива, в пробирке под каким номером находится раствор указанного вещества. Результаты оформите в таблице 6.

Таблица 6

Добавляемое вещество	Пробирка №1	Пробирка № 2
	Признак химической реакции	Признак химической реакции
Вывод:	Химическая формула	Химическая формула

Составьте одно уравнение химической реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме. Укажите признак химической реакции.

Опыт 4 В четырех пронумерованных пробирках (№1, №2, № 3, № 4) содержатся растворы веществ:

а) раствор хлорида натрия;

б) раствор бромида натрия;

в) раствор иодида натрия;

г) раствор ортофосфата натрия;

Определите с помощью одного реактива, в пробирке под каким номером находится раствор указанного вещества. Результаты оформите в таблице 7.

Таблица 7

Добавляемое вещество	Пробирка №1	Пробирка № 2	Пробирка № 3	Пробирка № 4
	Признак химической реакции	Признак химической реакции	Признак химической реакции	Признак химической реакции
Вывод:	Химическая формула	Химическая формула	Химическая формула	Химическая формула

Составьте четыре уравнений химических реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах. Укажите признак химической реакции.

Опыт 5 В двух пронумерованных пробирках (№1, №2) содержатся растворы веществ:

а) раствор карбонат натрия;

б) раствор сульфат натрия;

Определите с помощью одного реактива, в пробирке под каким номером находится раствор указанного вещества. Чтобы распознать полученные осадки, добавьте к каждому осадку соляной кислоты. Что происходит с осадком? Результаты оформите в таблице 8.

Таблица 8

Добавляемое вещество	Пробирка №1	Пробирка № 2
1)	Признак химической реакции	Признак химической реакции
2)	Признак химической реакции	Признак химической реакции
Вывод:	Химическая формула	Химическая формула

Составьте уравнения химических реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах между раствором сульфата натрия, карбоната натрия и добавляемым веществом. Также составьте уравнения химических реакций, взаимодействия осадков с соляной кислотой. Укажите признак химической реакции

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1 4

«Качественные реакции на отдельные классы органических веществ»

Цель работы: научиться проводить качественные реакции для определения отдельных классов органических соединений.

Опыт 1 Качественная реакция на многоатомные спирты

Взаимодействие глицерина $CH_2 - CH - CH_2$ с гидроксидом меди (II)

$$\begin{array}{ccc} | & | & | \\ OH & OH & OH \end{array}$$

В пробирку налейте 3-4 капли 2% раствора сульфата меди (II) и 2-3мл 10 % раствора гидроксида натрия до выпадения осадка. Осадок взболтайте и его половину перенесите в другую пробирку. К одной порции осадка добавьте несколько капель глицерина и встряхните до исчезновения осадка. Сравните окраску раствора с окраской осадка гидроксида меди (II) в другой пробирке.

Запишите свои наблюдения и уравнение реакции.

Опыт 2 Качественная реакция на этиловый спирт. Йодоформная проба

В пробирку налить 1мл этилового спирта и добавить 1мл раствора йода (раствора Люголя), а затем по каплям раствор гидроксида натрия. Запишите свои наблюдения и уравнение реакции.

Опыт 3 Окисление этилового спирта и получение уксусного альдегида

В пробирку наливают 2мл этилового спирта. Накаливают медную спираль в пламени спиртовки, чтобы медь покрылась черным налетом оксида, затем быстро опускают ее в пробирку со спиртом. Данную операцию повторяют несколько раз. Обратите внимание на запах образующегося альдегида и на изменения, происходящие со спиралью.

Запишите наблюдения и напишите:

1. Уравнение окисления меди при нагревании: $Cu + O_2 =$

2. Уравнение окисления спирта: $C_2H_5 - OH + CuO =$

Опыт 4 Качественные реакции на фенол C_6H_5OH

а) Взаимодействие фенола с йодной водой

К 1 мл раствора фенола по каплям добавляют йодную воду.

Запишите свои наблюдения и уравнение реакции.

б) Взаимодействие фенола с хлоридом железа (III)

К 2-3 мл раствора фенола по каплям добавляют раствор хлорида железа (III). Запишите свои наблюдения и уравнение реакции.

Опыт №5 Качественные реакции на восстанавливающие углеводы (глюкоза)

а) Взаимодействие глюкозы с с гидроксидом меди (II)

В пробирку налейте 3-4 капли 2% раствора сульфата меди (II) и 2-3 мл 10 % раствора гидроксида натрия до выпадения осадка. К полученному осадку приливают равный объем раствора глюкозы. Запишите свои наблюдения. Затем содержимое пробирки нагрейте. Запишите свои наблюдения и уравнение реакции.

б) Реакция «серебряного зеркала глюкозы.

К 2 мл аммиачного раствора оксида серебра, налитого в чистую пробирку, добавляют в два раза меньший объем раствора глюкозы – 1 мл. Запишите свои наблюдения и уравнение реакции.

Опыт №6 Качественная реакция на крахмал

В пробирку наливают 2 мл крахмального клейстера, разбавляют водой и добавляют каплю спиртового раствор йода.

Запишите свои наблюдения.

Смесь нагрейте в пламени спиртовки. Запишите свои наблюдения.

Опыт №7 Воспламенение целлюлозы

В фарфоровую чашку помещают 2-3 г кристаллического перманганата калия и пипеткой добавляют несколько капель концентрированной серной кислоты. Получается полужидкая кашица. В нее бросают кусочек ваты, который тотчас воспламеняется.

Опыт №8 Качественные реакции на белки

а) Биуретовая реакция

В пробирку налейте 2 мл раствора белка и добавьте 2 мл раствора гидроксида натрия, а затем несколько капель раствора сульфата меди (II).

Запишите свои наблюдения.

б) Ксантопротеиновая реакция

В пробирку с 2 мл раствора белка добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. (Что наблюдаете?) Нагрейте содержимое пробирки в пламени спиртовки. (Что наблюдаете?) Охладите смесь и добавьте к ней по каплям 3-4 мл раствора аммиака. (Что наблюдаете?)

Запишите свои наблюдения.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 15
«Основы лабораторной практики»

Цель работы: изучить химическую посуду, ее назначение и правила работы с ней; закреплять навыки работы в лаборатории.

Форма и содержание отчета:

1) Работа оформляется в тетради для лабораторных работ в соответствии со структурой ИТК.

2) В отчете обязательно зафиксировать:

А) цель к работе;

Б) последовательность выполнения работы в виде таблицы 1.

Таблица 1

Наименование химической посуды	Рисунок химической посуды	Назначение химической посуды

В) вывод по работе в соответствии с поставленными целями

3) Ответить на контрольные вопросы (устно или письменно)

Последовательность выполнения работы

1. Ознакомится с правилами по технике безопасности при работе со стеклянной посудой (инструктаж преподавателя).

2. Рассмотреть образцы представленной химической посуды и заполнить таблицу (в произвольном порядке). Для заполнения граф «Наименование химической посуды» и «Назначение химической посуды» воспользоваться учебниками по аналитической химии.

Контрольные вопросы:

1. Какая посуда будет использоваться для приготовления раствора серной кислоты из концентрированной? Почему?

2. Сформулируйте правила нагревания растворов в пробирке?

3. Какая посуда будет чаще всего использоваться для проведения качественных реакций «мокрым путём»?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 16
«Очистка воды от загрязнений»

Цель работы: очистка образца воды из поверхностного водоема (пруда, реки, озера, болота и др.)

Оборудование и реактивы: электроплитка, штатив для пробирок, шпатель, химические воронки, два химических стакана на 100 мл, пробирки, фильтры, стеклянные палочки; сульфат алюминия, активированный уголь, мелкий гравий, шунгит, сахар, желатин.

Теоретическая часть

Существуют различные способы очистки воды. Природная вода всегда содержит примеси. В зависимости от целей ее использования применяют различные приемы очистки. Питьевая вода не должна содержать не растворимых примесей и болезнетворных микроорганизмов, которые обычно бывают в водоемах. Если воду для питья берут из озер и рек, то ей дают отстояться в специальных бассейнах и фильтруют через слой гравия и песка. Очищенную от нерастворимых веществ воду обрабатывают хлором, а затем озоном или ультрафиолетовыми лучами, которые убивают микроорганизмы. Чтобы очистить воду от растворимых в ней веществ при меняют перегонку или дистилляцию.

Сульфат алюминия является одним из самых распространённых коагулянтов, применяемых в химической очистке воды. Коагулянты – вещества, способные разрушать коллоидные растворы с выделением растворенного вещества в осадок. Сульфат алюминия при кипячении в воде подвергаются гидролизу. В результате в качестве гидролиза образуется $Al(OH)_3$. Хлопья

$Al(OH)_3$ обладают способностью сорбировать вещества, взаимно «слипаться» с коллоидными и взвешенными частицами. Происходит укрепление частиц, которые быстро оседают под действием силы тяжести.

Сахар и желатин – органические вещества, подверженные окислению. Механизм этих изменений заключается в следующем: сахар и желатин начнут окислятся до простых соединений – CO_2, H_2O; азот желатина превратится в нитрат-ион (желатин-белок, в состав которого входит макромолекулы с молекулярной массой 12000-70000, и как все белки, он состоит из остатков аминокислот, соединенных между собой пептидной связью). Все эти реакции биохимического окисления требуют присутствия кислорода. Их суммарный эффект проявляется в значительном снижении концентрации кислорода, растворенного воде.

Практическая часть

! Нагревание ускоряет процедуру очистки.

Опыт 1 Первичное процеживание

Изготовьте естественный вводный фильтр. Положите несколько камней на дно химической воронки. На их поверхность положите мелкий гравий, а затем слой песка почти до конца воронки. Пропустите воду через

фильтр с гравием. Соберите воду в стакан и сравните ее с контрольным образцом.

Опыт 2 Удаление коллоидных и взвешенных частиц.

Налейте немного процеженной воды в пробирку и используйте ее для контроля. Добавьте один шпатель сульфата алюминия и обрабатываемой воде в стакане. Поставьте стакан на электроплитку. Кипятите воду в течение 3-5 минут при помешивании.

Вставьте фильтрованную бумагу в воронку и профильтруйте горячую воду в другой стакан. Сравните обработанную воду с контрольным образцом.

Опыт 3 Обесцвечивание воды.

Налейте немного обрабатываемой воды в пробирку для контроля. Добавьте один шпатель активированного угля в воду. Поставьте стакан на электроплитку. Кипятите воду в течение 5-10 минут, изредка помешивая.

Профильтруйте горячую воду через чистый фильтр в другой стакан. Сравните обработанную воду с контрольным образцом. Результаты работы оформите в таблице 1.

Таблица 1

Методы очистки воды	Результаты исследования очистки воды	Ответы на вопросы
1. Первичное процеживание		
2. Удаление коллоидных и взвешенных частиц		
3. Обесцвечивание воды		
4.Влияние органических веществ на загрязнение воды	Уравнение реакции полного окисления сахарозы:	Почему в склянке создаются анаэробные условия?

Контрольные вопросы:

1. Какие вещества удаляются из воды при эксперименте?

2. Зачем воду кипятят с сульфатом алюминия и активированным углем?

3. Каково действие сульфата алюминия в воде?

4. Влияние органических веществ на загрязнение воды.

Опишите наблюдаемые явления при растворении сахара и желатина в пробе воды (1 л). Отметьте, какие изменения можно наблюдать визуально.

Вывод: (какие методы очистки воды в лаборатории и промышленности наиболее эффективны?)

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 17
«Обнаружение нитратов в продуктах питания»

Цель работы: 1) Определение концентрации нитрат-ионов в пищевых продуктах.

2) Рекомендации по снижению содержания нитратов в пищевых продуктах растительного происхождения.

Теоретическая часть

Для здоровья человека очень важным является потребление таких продуктов питания, которые содержат достаточное количество макро- и микроэлементов, независимых аминокислот и витаминов. Отсутствие или недостаток содержания в продуктах питания этих веществ вызывает различные нарушения деятельности организма человека. В связи с этим возникает проблема использования минеральных удобрений и их влияние на качество продуктов питания.

В то же время практика показывает, что нарушение научно-обоснованных рекомендаций по применению минеральных удобрений приводит не только к снижению урожайности культур, ухудшению пищевой ценности получаемых продуктов, но и к значительному увеличению нитратов в них и объектах окружающей среды, особенно в почве и водоисточниках. Нитраты – соли азотной кислоты – вовсе не синоним ядохимикатов, например, пестицидов. Это элемент минерального питания растений, строительный материал для них. Отсюда и впечатляющие различия в цифрах: для чуждых растению пестицидов максимально допустимые уровни не превышают долей мг/кг, а допустимое содержание нитратов – десятки и сотни миллиграммов. Например, в капусте допустимое содержание остаточных количеств дихлофоса не более 0,05 мг/кг, карбофоса – 0,5 мг/кг, а нитратов – 400 мг/кг. И опасность возникает при весьма существенном избытке нитратов в нашей пище.

Сами нитраты не отличаются высокой токсичностью. Но под действием микрофлоры кишечника идет элементарный химический процесс – восстановление их в нитриты, соли азотистой кислоты. А это уже принципиально иное дело, поскольку нитраты во много раз токсичнее – особенно для детей и пожилых людей, для больных дисбактериозом кишечника, а также для страдающих заболеваниями дыхательной и сердечно-сосудистой систем. Так как нитраты взаимодействуя с гемоглобином крови переводят его двухвалентное железо в трехвалентное, свойственное метгемоглобину, лишая его способности транспортировать кислород и мешая, тем самым, нормальному тканевому дыханию.

При повышенном содержании в крови метгемоглобина у человека развиваются клинические признаки отравления – посинение слизистых, тошнота, рвота, понос, увеличение печени, слабость, головная боль и т.д.

Кроме того, избыточные нитраты в организме участвуют в образовании более сложных соединений – нитрозоаминов, которые считаются канцерогенными веществами, способными вызывать опухоли (раковые

заболевания). Кроме канцерогенных и токсических свойств, нитросоединения обладают мутагенными (воздействующими на генетический аппарат) и терагенными (способными вызывать различные уродства) свойствами.

Высокие дозы азотных удобрений, особенно не сбалансированных с другими удобрениями или внесенных в конце вегетации, когда растение уже не успевает «переварить» избыточную пищу, далеко не исчерпывают причины высоких концентраций нитратов в овощах. На их содержание влияют характер почв, погодные условия, густота посевов и многое другое. Различные растения в силу своих биологических особенностей обладают разной способностью к накоплению нитратов: из овощей несомненные лидеры – зеленые культуры (укроп, салат, петрушка), за ними идет свекла, дальше с существенным отставанием – капуста и морковь. У картофеля, занимающим в нашем рационе особое место, к счастью, менее развита склонность к такому накопительству.

Нитраты практически отсутствуют в зерне и скапливаются, в основном, в листьях, стеблях, поэтому молоко коров, получавших траву, выращенную с применением высоких доз азотных удобрений, содержит повышенные концентрации нитратов и имеет горький привкус. В то же время в свежем мясе животных, получавших траву, выращенную с применением обычных и повышенных доз удобрений, нитрозоамины не обнаружены.

Допустимые уровни содержания нитратов в пищевых продуктах растительного происхождения представлены в таблице 1.

Таблица 1 – Допустимые уровни содержания нитратов в пищевых продуктах

№ п/п	Наименование пищевых продуктов	Допустимые уровни содержания нитратов, мг/кг
1	Картофель	250
2	Капуста белокочанная	900
3	Морковь	250
4	Томаты	150
5	Огурцы	150
6	Лук	80
7	Редис	1500

8	Баклажаны, патиссоны	300
9	Свекла столовая	1400
10	Листовые овощи (салат, петрушка, щавель, укроп и т.д.)	2000
11	Дыни	90
12	Клубника	100
13	Арбузы, яблоки, груши, виноград столовых сортов	60
14	Перец сладкий	20
15	Кабачки	400
16	Продукты детского питания (овощи консервированные)	50
17	Вода	45

Допустимые уровни содержания нитратов в овощах закрытого грунта увеличиваются в два раза.

Допустимая суточная доза нитратов для человека принимается равной 5 мг на 1 кг веса человека.

Использование высоких доз минеральных удобрений при выращивании сельскохозяйственной продукции создает избыточное питание азотом, а при нарушении оптимального соотношения азота – фосфора – калия растения накапливают высокие концентрации нитратов, а если это еще и сопровождается недостатком микроэлементов в почве (молибден, медь, бром, цинк, бор) и неблагоприятными погодными условиями (низкая температура, большая влажность, недостаточное освещение – холодное дождливое лето), то создаются условия, резко тормозящие синтез органических веществ из накопленных нитратов. Поэтому получаемые пищевые продукты будут содержать высокие концентрации нитратов. Нитраты в растительных продуктах распределяются неравномерно. Наибольшее количество нитратов находится в частях, расположенных ближе к корню, скажем, в корне укропа содержание нитратов достигает 384 мг/кг, в стебле – 487 мг/кг, в листе – 94 мг/кг (рис. 2.1). Явный избыток нитратов содержится в кончиках моркови, свеклы, редиса, редьки – в связи с большим количеством мелких всасывающих корешков. Однако беда в том, что сердцевина моркови, капусты, тоже богата нитратами. Наоборот, в огурцах и редисе поверхностные слои содержат нитратов на 70% больше, чем внутренние, кроме того, у молодых растений нитратов на 50-70% выше, чем у зрелых.

Все это заставляет по-новому подойти к проблемам, связанным с увеличением концентрации нитратов и нитритов в объектах окружающей среды, прежде всего в пищевой продукции сельского хозяйства, и, следовательно, к причинам, вызывающим это увеличение.

Практическая часть

Определение нитратов в растениях, овощах и воде

Индикаторный метод

Отрезают у свежих растений части в виде толстых срезов: куски стеблей, черешков, плодов. Кладут их на полоску восковой бумаги. Капают на различные части среза по несколько капель 1%-ного раствора дифениламина в серной кислоте, отмечают окрашивание согласно таблице 2. При этом в случае малых концентраций нитратов в продукции и при отсутствии синей окраски может наступить порозовение ткани, вследствие ее обугливания от H_2SO_4 в реактиве дифениламина.

Таблица 2 – Содержание нитратов в пищевых продуктах в зависимости от характера окраски

Баллы	Характер окраски	Содержание нитратов, мг/кг
6	Сок или срез окрашиваются быстро и интенсивно в иссиня-черный цвет. Окраска устойчива и не пропадает	> 3000
5	Сок или срез окрашиваются в темно-синий цвет. Окраска сохраняется некоторое время	3000
4	Сок или срез окрашиваются в синий цвет. Окраска наступает не сразу	1000
3	Окраска светло-синяя, исчезает через 2-3 минуты	500
2	Окраска быстро исчезает, окрашиваются главным образом проводящие пучки	250
1	Следы голубой, быстро исчезающей окраски	100
0	Нет ни голубой, ни синей окраски. На целых растениях возможно порозовение	0

Рекомендации по снижению содержания нитратов в пищевых продуктах растительного происхождения

Накопление нитратов, а также пестицидов в пищевых продуктах заставляет искать новые подходы в практике внесения пестицидов,

органических и минеральных удобрений, поскольку необходим разумный компромисс между урожайностью и качеством продукции. В поисках такого компромисса вносят изменения в технологии выращивания сельскохозяйственных культур, позволяющие получать достаточно высокий урожай при допустимом уровне нитратов, пестицидов. В настоящее время известны сельскохозяйственные культуры, которые наиболее склонны к накоплению нитратов: укроп, редис, свекла красная, салат, шпинат, сельдерей; и менее: томаты, огурцы, морковь, горох. Таким образом, накопление нитратов зависит от вида, а также от сорта растений, а не только от качества вносимых в почву азотных удобрений. Кроме того, на накопление нитратов в растениях большое влияние оказывают погодные условия и характер почвы. Одни и те же дозы удобрения могут быть высокими в условиях холодного и пасмурного лета и оптимальными при наличии большого количества солнечных дней.

Большое значение имеет также форма внесения азотных удобрений. Например, применение в качестве удобрений аммонийных соединений приводит к меньшему накоплению нитратов в растениях, чем использование нитратных форм азота. Недостаточная освещенность приводит к тому, что в теплицах овощи, выращенные зимой, содержат нитратов в 4-5 раза больше, чем овощи, выращиваемые в открытом грунте.

Для снижения содержания нитратов лучше использовать медленно действующие удобрения: биологически разлагаемые органические удобрения, трудно растворимые в воде, высвобождающие питательные элементы при медленном растворении или гидролизе; водорастворимые удобрения в капсулах, тормозящие их растворение. Наиболее перспективен последний вид удобрений, когда гранулы обычных минеральных удобрений покрывают тонкими полимерными пленками.

При созревании овощей уровень нитратов в них снижается. Поэтому не рекомендуется убирать урожай слишком рано, до достижения растениями физиологической зрелости, когда накопление нитратов наиболее выражено, а качество продукции ниже. Так, в неспелом перце содержание нитратов 210-230 мг/кг, а в спелом – 23-40 мг/кг. Листовые овощи лучше собирать в вечерние часы, когда содержание нитратов на 25-35% меньше, чем в утренние часы.

Кроме того, важное значение имеет правильное хранение и транспортировка овощей, поскольку это предотвращает переход нитратов в нитриты. Если овощи загрязнены землей, имеются поврежденные листья, то создаются благоприятные условия для проникновения микроорганизмов внутрь листьев, что способствует образованию в них нитритов. Таким образом, для уменьшения кумуляции нитритов в овощах при их хранении важно не допускать загрязнения, повреждения листьев и поддерживать температуру плюс 5-7 ^{0}C.

На содержание нитратов оказывают влияние кулинарная и промышленная переработка растительных продуктов. Промывка и механическая обработка картофеля, свеклы, моркови, брюквы, капусты

уменьшает содержание нитратов на 10%. Более существенное снижение нитратов наблюдается при вымачивании очищенных продуктов. Так, при вымачивании в течение одного часа картофеля, моркови, капусты, свеклы уровень их снижается на 25-30%, зелени (петрушка, шпинат, укроп, зеленый лук) – на 20%. Это связано с хорошей растворимостью в воде солей азотной кислоты. Заметное влияние на содержание нитратов оказывает и термическая обработка продуктов, т.к. растворимость нитратов значительно вырастет, содержание их в готовом продукте при варке в воде существенно снижается. Нитраты при этом переходят в отвар, и если он не используется в пищу, можно добиться снижения уровня в готовом продукте в среднем в картофеле на 80%, моркови и капусте – 70%, брюкве – 50%, свекле – 50%. При тушении, жарении процент снижения нитратов не превышает 10%. Снижает содержание нитратов в овощах и консервирование. Это достигается, с одной стороны, за счет перехода нитратов в рассол, в маринад, и с другой стороны – за счет микробиологических процессов, в результате которых происходит восстановление нитратов. Подтверждением последнего является появление нитритов в первые 3-4 дня после квашения или соления, концентрация которых в последующем снижается, а через 5-7 дней они совсем не обнаруживаются, поэтому использовать в пищу консервированные продукты в течение первой недели не рекомендуется.

Таблица 3 – Содержание нитратов в исследуемых пищевых продуктах

/п	Наименование пищевого продукта	Измеренное содержание нитратов, мг/кг	Допустимое содержание нитратов, мг/кг

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. Апарнев, А.И. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие для СПО / А.И. Апарнев, А.А. Казакова, Л.В. Шевницына.– М: Издательство Юрайт, 2019.–160 с.

2. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии: Учеб. пособие: Рек. Мин. обр. РФ / Ахметов Н.С., Азизова М.К., Бадыгина Л.И. – М.: Высшая школя, 2002. – 368 с

3. Габриелян, О.С. Химия: учеб. для студ. проф. учеб. заведений / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М., 2016.- 256 с.

4. Глинка, Л.Н. Общая химия. Практикум: учеб. пособие для СПО / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова, О.В. Нестеровой. – М.: Издательство Юрайт, 2019. – 248 с.

5. Глинка, Н.Л. Общая химия: учеб. пособие / Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2009. – 728 с. Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 2006. – 240 с.

6. Лабораторный практикум: общая и неорганическая химия : для студентов I курса СПО и фармацевтического факультета: Учебно-практическое пособие/Н.М Овечкина, Е.И. Рябина, С.М. Вавилова и др.- Воронеж: ВГМУ им. Н.Н. Бурденко (Воронеж), 2025- 75 с.

7. Никольский, А. Б. Химия: учебник и практикум для среднего профессионального образования / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва: Издательство Юрайт, 2022. — 507 с.

ШУТУКОВА Регина Муратовна

ХИМИЯ

Лабораторный практикум для студентов I курса
обучающихся по направлению подготовки
33.02.01 Фармация

Корректор Чагова О.Х.
Редактор Чагова О.Х.

Сдано в набор 17.06.2025 г.
Формат 60х84/16
Бумага офсетная.
Печать офсетная.
Усл. печ. л.3,95
Заказ № 5139
Тираж 100 экз.

Оригинал-макет подготовлен
в Библиотечно-издательском центре СКГА
369000, г. Черкесск, ул. Ставропольская, 36