

Министерство образования Иркутской области
Государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение
Иркутской области
«Иркутский техникум транспорта и строительства»

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
для выполнения практических работ
по учебной дисциплине ОД.10 Химия
по профессии среднего профессионального образования
08.01.07 Мастер общестроительных работ

Квалификация:

мастер общестроительных работ

Форма обучения: очная

Нормативный срок обучения: 2 года 10 месяцев

на базе основного общего образования

Методические рекомендации для лабораторных работ составлены на основании рабочей программы по дисциплине ОД.10 Химия

Разработчик: Иванова Г. Н., преподаватель

Рассмотрено и одобрено на заседании

ДЦК

Протокол № 9 от 28.05.2024г.

Пояснительная записка

Химия как наука о наиболее общих законах природы вносит существенный вклад в систему знаний об окружающем мире. Она раскрывает роль науки в экономическом и культурном развитии общества, способствует формированию современного научного мировоззрения.

Лабораторные работы позволяют получить навыки экспериментальной работы, умение обращаться с приборами, самостоятельно делать выводы из полученных опытных данных и тем самым более глубоко и полно усваивать теоретический материал химии.

Цели работ:

1. Закрепление, углубление и конкретизация знаний по изучаемому материалу.
2. Приобретение практических навыков работы с приборами и оборудованием.
3. Приобретение навыков экспериментальной деятельности.

Общие указания по выполнению лабораторных работ

Перед проведением лабораторной работы необходимо сделать следующее: ознакомиться с оборудованием, приборами и материалами;

ознакомиться с правилами обращения с ними;

ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы;

произвести подбор необходимого оборудования.

При проведении работы необходимо:

выполнить работу в соответствии с методическим указанием и требованиями техники безопасности;

провести обработку опытных данных и необходимые расчеты;

по итогам лабораторной работы составить отчет.

Содержание отчета:

- титульный лист (образец прилагается);
- цель работы;
- задание;
- краткое теоретическое введение к данной работе;
- название опытов;
- выполнить требования, предъявленные к результатам опытов.

Защита лабораторной работы осуществляется на занятии, следующем после ее выполнения. При защите студент должен представить отчет по лабораторной работе, составленный по предложенной выше схеме, пояснить все приведенные расчеты и выводы, выполнить индивидуальное задание по теме лабораторной работы (решить задачу или составить уравнения химических реакций).

Перечень лабораторных работ:

Лабораторная работа №1 «Моделирование построения Периодической системы (таблицы) элементов»

Лабораторная работа №2 «Моделирование различных типов кристаллических решёток и описание их свойств»

Лабораторная работа №3 «Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.

Лабораторная работа №4 «Получение эмульсии моторного масла. Ознакомление со свойствами дисперсных систем»

Лабораторная работа №5 «Испытание растворов щелочей индикаторами. Взаимодействие щелочей с солями. Разложение нерастворимых оснований»

Лабораторная работа №6 «Испытание растворов кислот индикаторами. Взаимодействие кислот с металлами, с оксидами металлов, основаниями, солями»

Лабораторная работа № 7 «Взаимодействие солей с металлами. Взаимодействие солей друг с другом. Гидролиз солей различного типа»

Лабораторная работа №8 «Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса. Зависимость скорости вещества их природы, ее концентрации и температуры».

Лабораторная работа №9 «Химическое равновесие и его смещение»

Лабораторная работа №10 «Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды. Реакции в растворах электролитах»

Лабораторная работа №11 «Распознавание руд железа»

Лабораторная работа №11 «Распознавание руд железа»

Лабораторная работа №12 «Закалка и отпуск стали. Ознакомление со структурами серого и белого чугуна.

Лабораторная работа №13 «Решение экспериментальных задач»

Лабораторная работа №14 «Изготовление моделей молекул органических веществ»

Лабораторная работа №15 «Ознакомление с коллекцией каучуков и образцами изделий из резины»

Лабораторная работа №16 «Ознакомление с коллекцией образцов нефти и продуктов ее переработки»

Лабораторная работа №17 «Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди (II)»

Лабораторная работа №18 «Свойства уксусной кислоты, общие со свойствами минеральных кислот»

Лабораторная работа №19 «Доказательство неопределённого характера жидкого жира»

Лабораторная работа №20 «Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II). Качественная реакция на крахмал»

Лабораторная работа № 21 «Растворение белков в воде. Обнаружение белков в молоке и в мясном бульоне. Денатурация раствора белка куриного яйца спиртом, растворами солей тяжелых металлов и при нагревании»

Критерии оценки лабораторных работ

Отметка «5»:

- работа выполнена полностью и правильно, сделаны правильные наблюдения и выводы;
- эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и оборудованием;
- проявлены организационно - трудовые умения, поддерживаются чистота рабочего места и порядок (на столе, экономно используются реактивы).

Отметка «4»:

- работа выполнена правильно, сделаны правильные наблюдения и выводы, но при этом эксперимент проведен не полностью или допущены несущественные ошибки в работе с веществами и оборудованием.

Отметка «3»:

- работа выполнена правильно не менее чем наполовину или допущена существенная ошибка в ходе эксперимента в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности на работе с веществами и оборудованием, которая исправляется по требованию учителя.

Отметка «2»:

- допущены более двух существенных ошибок в ходе: эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, в соблюдении правил техники безопасности при работе с веществами и оборудованием, которые учащийся не может исправить даже по требованию учителя;
- работа не выполнена, у учащегося отсутствуют экспериментальные умения.

Лабораторная работа №1 Моделирование построения Периодической системы (таблицы) элементов.

Цель: научиться выявлять законы по таблице элементов.

Оборудование: карточки размером 6x10 см

Ход работы:

Заготовьте 20 карточек размером 6 x 10 см для элементов с порядковыми номерами с 1-го по 20 –й в Периодической системе Менделеева. На каждую карточку запишите следующие сведения об элементе:

- химический символ
- название
- значение относительной атомной массы
- формулу высшего оксида (в скобках укажите характер оксида- основной, кислотный или амфотерный)
- формулу высшего гидроксида (для гидроксидов металлов также укажите в скобках характер - основной или амфотерный)
- формулу летучего водородного соединения (для неметаллов).

Расположите карточки по возрастанию значений относительных атомных масс.

Расположите сходные элементы, начиная с 3-го по 18-й друг под другом. Водород и калий над литием и под натрием соответственно, кальций под магнием, а гелий над неоном. Сформулируйте выявленную вами закономерность в виде закона.

Поменяйте в полученном ряду местами аргон и калий. Объясните почему.

Еще раз сформулируйте выявленную вами закономерность в виде закона.

Лабораторная работа №2 Моделирование различных типов кристаллических решёток и описание их свойств.

Цель работы: изучить типы кристаллических решёток, рассмотреть свойства, научиться собирать различные кристаллические решётки и описывать их свойства.

Реактивы и оборудование: карточки с заданиями, шарикостержневые модели кристаллических решёток графита, алмаза, поваренной соли, железа, шарики, стержни для изготовления решёток.

Теоретическая часть.

Твердые вещества, как правило, имеют кристаллическое строение. Оно характеризуется правильным расположением частиц в строго определенных точках пространства. При мысленном соединении этих точек пересекающимися прямыми линиями образуется пространственный каркас, который называют кристаллической решеткой.

Точки, в которых размещены частицы, называются узлами кристаллической решетки. В узлах воображаемой решетки могут находиться ионы, атомы или молекулы. Они совершают колебательные движения. С повышением температуры амплитуда колебаний возрастает, что проявляется в тепловом расширении тел.

В зависимости от вида частиц и характера связи между ними различают четыре типа кристаллических решеток: ионные, атомные, молекулярные и металлические.

1. Кристаллические решетки, состоящие из ионов, называются ионными. Их образуют вещества с ионной связью. Примером может служить кристалл хлорида натрия, в котором, как уже отмечалось, каждый ион натрия окружен шестью хлорид-ионами, а каждый хлорид-ион - шестью ионами натрия. Такому расположению соответствует наиболее плотная упаковка, если ионы представить в виде шаров, размещенных в кристалле. Итак, в кристалле хлорида натрия нельзя выделить отдельные молекулы соли. Их нет. Весь кристалл следует рассматривать как гигантскую макромолекулу, состоящую из равного числа ионов Na^+ и Cl^- , Na_nCl_n , где n - большое число. Связи между ионами в таком

кристалле весьма прочны. Поэтому вещества с ионной решеткой обладают сравнительно высокой твердостью. Они тугоплавки и малолетучи.

Плавление ионных кристаллов приводит к нарушению геометрически правильной ориентации ионов относительно друг друга и уменьшению прочности связи между ними. Поэтому расплавы их проводят электрический ток. Ионные соединения, как правило, легко растворяются в жидкостях, состоящих из полярных молекул, например в воде.

2. Кристаллические решетки, в узлах которых находятся отдельные атомы, называются атомными. Атомы в таких решетках соединены между собой прочными ковалентными связями. Примером может служить алмаз - одна из модификаций углерода. Алмаз состоит из атомов углерода, каждый из которых связан с четырьмя соседними атомами... Весь кристалл следует рассматривать как гигантскую молекулу. Атомная кристаллическая решетка характерна для твердого бора, кремния, германия и соединений некоторых элементов с углеродом и кремнием.

3. Кристаллические решетки, состоящие из молекул (полярных и неполярных), называются молекулярными.

Молекулы в таких решетках соединены между собой сравнительно слабыми межмолекулярными силами. Поэтому вещества с молекулярной решеткой имеют малую твердость и низкие температуры плавления, нерастворимы или малорастворимы в воде, их растворы почти не проводят электрический ток..

Примерами их являются лед, твердый оксид углерода (IV) ("сухой лед"), твердые галогеноводороды, твердые простые вещества, образованные одно- (благородные газы), двух- (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , H_2 , O_2 , N_2), трех- (O_3), четырех- (P_4), восьми- (S_8) атомными молекулами. Большинство кристаллических органических соединений имеют молекулярную решетку.

Ионная - в узлах кристаллической решётки – ионы, атомная - атомы, молекулярная- молекулы, металлическая- атомы, катионы.

Выполнение работы.

1. Изучите материал лекции, ответьте на следующие вопросы письменно в тетради, используя §7 учебника О.С.Габриелян 11 класс.

Охарактеризуйте каждый вид кристаллической решётки по плану: Что в узлах кристаллической решётки, структурная единица → Тип химической связи между частицами узла → Силы взаимодействия между частицами кристалла → Физические свойства, обусловленные кристаллической решёткой → Агрегатное состояние вещества при обычных условиях → Примеры

2. Выполните задания по данной теме:

Какой тип кристаллической решётки у следующих широко используемых в быту веществ: вода, уксусная кислота (CH_3COOH), сахар ($C_{12}H_{22}O_{11}$), калийное удобрение (KCl), речной песок (SiO_2) – температура плавления $1710^\circ C$, аммиак (NH_3), поваренная соль? Сделайте обобщённый вывод: по каким свойствам вещества можно определить тип его кристаллической решётки?

3. По формулам приведённых веществ: SiC_4 , CS_2 , NaBr , C_2H_2 - определите тип кристаллической решётки (ионная, молекулярная) каждого соединения и на основе этого опишите физические свойства каждого из четырёх веществ.

4. Соберите модель одной на выбор кристаллической решётки: алмаз, графит, железо, поваренная соль.

5. Ответьте на вопросы теста.

1) Вещества, имеющие молекулярную кристаллическую решётку, как правило:

а). тугоплавки и хорошо растворимы в воде

б). легкоплавки и летучи

в). Тверды и электропроводны

г). Теплопроводны и пластичны

2) Понятия «молекула» не применимо по отношению к структурной единице вещества:

а). вода б). кислород в). алмаз г). озон

3) Атомная кристаллическая решётка характерна для:

а). алюминия и графита б). серы и йода

в). оксида кремния и хлорида натрия г). алмаза и бора

4) Если вещество хорошо растворимо в воде, имеет высокую температуру плавления, электропроводно, то его кристаллическая решётка:

а). молекулярная б). атомная в). ионная г). металлическая

Лабораторная работа №3 Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.

Цель: получить дисперсные системы и исследовать их свойства

Оборудование и реактивы: дистиллированная вода; раствор желатина; кусочки мела; раствор серы; пробирки, штатив.

Теоретическое обоснование:

Растворы имеют важное практическое значение в жизнедеятельности человека. Растворами являются важнейшие физиологические жидкости: лимфа, кровь. Растворы щелочей применяются для определения глюкозы в моче, крови. Многие лекарственные препараты применяются в виде растворов, например, физиологический раствор применяется как кровезаменитель при потере крови. На производстве готовят электролиты для заправки аккумуляторов, эмульсии для побелки и покраски поверхностей.

Знания о свойствах растворов, способах выражения концентрации необходимы для будущей профессии. Рабочий должен уметь готовить растворы, для этого

необходимо знать свойства растворов и дисперсных систем, уметь произвести нужные расчеты, знать способы приготовления растворов с различными видами концентрации и объёмами.

Выполнение работы:

1. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.

Налить в 2 пробирки по 5мл дистиллированной воды. В пробирку №1 добавить 1мл 0,5%-ного раствора желатина. Затем в обе пробирки внести небольшое количество мела и сильно взболтать.

Поставить обе пробирки в штатив и наблюдать расслаивание суспензии.

Ответьте на вопросы:

Одинаково ли время расслаивания в обеих пробирках? Какую роль играет желатин? Что является в данной суспензии дисперсной фазой и дисперсионной средой?

Лабораторная работа №4 «Получение эмульсии моторного масла. Ознакомление со свойствами дисперсных систем»

Цель: получить дисперсные системы и исследовать их свойства

Оборудование и реактивы: дистиллированная вода; раствор желатина; кусочки мела; раствор серы; моторное масло, пробирки, штатив.

Выполнение работы:

1. Приготовление коллоидного раствора серы.

К 2-3мл дистиллированной воды добавьте по каплям 0,5-1мл насыщенного раствора серы. Получается опалесцирующий коллоидный раствор серы. Какую окраску получил гидрозоль?

2. Приготовить суспензию карбоната кальция в воде

Вода, желатин, мел

3. Исследовать свойства дисперсных систем

Вода спиртовой раствор серы

4. Приготовление эмульсии моторного масла.

Вода + моторное масло.

Исследовать свойства дисперсной системы.

Форма отчёта

Цель	Средства	Результат

Отчет о работе:

- опишите свойства дисперсных систем.

- сделайте вывод.

Лабораторная работа №5 «Испытание растворов щелочей индикаторами. Взаимодействие щелочей с солями. Разложение нерастворимых оснований»

Цель: исследовать, на какие вещества разлагается гидроксид меди.

Оборудование и реактивы:

металлический штатив; спиртовка; стеклянная лопаточка; фарфоровая чашка; пробирка; гидроксид меди Cu(OH)₂.

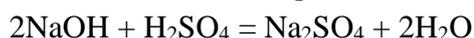
Теоретическое введение:

Все вещества делятся на простые и сложные. Сложные вещества подразделяются на классы: оксиды, кислоты, основания, соли.

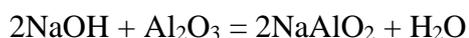
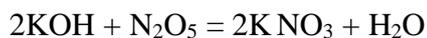
Основания – сложные вещества, состоящие из атомов металла, связанных с одной или несколькими гидроксогруппами (NaOH, Cu(OH)₂, Fe(OH)₃).

Основания взаимодействуют:

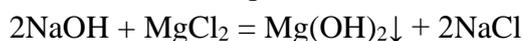
1. С кислотами с образованием соли и воды



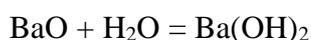
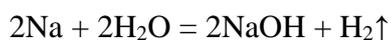
2. С кислотными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды



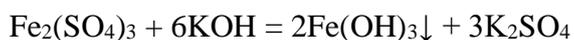
3. С солями с образованием новой соли и нового основания



Растворимые в воде основания (щелочи) получают взаимодействием активных металлов или их оксидов с водой:



Нерастворимые в воде основания получают реакцией обмена:



Испытание растворов щелочей индикаторами.

Цель: исследовать, как действуют щёлочи на индикаторы.

Оборудование и реактивы:

4 пробирки или пластины с гнездами; раствор гидроксида натрия (1:5);

раствор лакмуса; раствор метилового оранжевого (метилоранж), раствор фенолфталеина.

Ход работы

В 3 пробирки или гнезда пластины внесите по 5 капель раствора гидроксида натрия, к одной добавьте каплю лакмуса, а к другой – каплю метилоранжа, к третьей – каплю раствора фенолфталеина

Как изменяется окраска индикаторов от действия щёлочи?

Что наблюдаете? Какой можно сделать вывод о действии щелочей на индикаторы? Согласуется ли вывод с таблицей «Изменение цвета индикаторов». Изменение цвета индикаторов.

Индикатор	Среда	кислая	нейтральная	щелочная
Лакмус	синий	красный	синий	бурый
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	бесцветный	малиновый
метилоранж	оранжевый	красный	оранжевый	оранжевый

Задание: даны растворы 2 веществ. Как можно практически доказать, что одно из них является раствором щёлочи?

Взаимодействие щелочей с солями

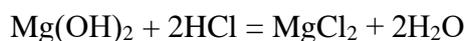
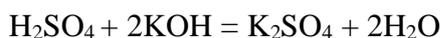
Цель: изучить взаимодействие щелочей с солями.

Оборудование и реактивы: раствор сульфата меди; раствор гидроксида натрия; раствор хлорида железа; пробирки, пипетки.

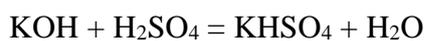
Теоретическое введение:

Соли – это продукты замещения водорода в кислоте на металл или гидроксогрупп в основании на кислотный остаток. Соли бывают средние, кислые, основные.

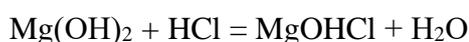
Средние соли (K_2SO_4 , Na_3PO_4) – это продукты полного замещения водорода в кислоте на металл или гидроксогрупп в основании на кислотный остаток:



Кислые соли ($Ca(HCO_3)_2$, Na_2HPO_4) – это продукты неполного замещения водорода в кислоте на металл:



Основные соли ($CuOHNO_3$, $FeOHCl_2$) – это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток:



Основные соли образуют только многокислотные основания



Ход работы:

1. Возьмите одну стеклянную лопаточку гидроксида меди, поместите в сухую пробирку, которую укрепите наклонно в лапке металлического штатива. Вначале прогрейте всю пробирку, а затем нагревайте то место, где находится гидроксид меди. Что замечаете на стенках пробирки? Какого цвета получается твердое вещество? Напишите уравнение реакции разложения гидроксида меди

2. В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия. В первую пробирку прилейте 1—2 мл раствор сульфата меди, а во вторую — столько же раствора хлорида железа. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Лабораторная работа №6 «Испытание растворов кислот индикаторами. Взаимодействие металлов с кислотами. Взаимодействие кислот с оксидами металлов. Взаимодействие кислот с основаниями. Взаимодействие кислот с солями»

Цель: исследовать, как действуют кислоты на индикаторы.

Оборудование и реактивы:

4 пробирки или пластины с гнездами; раствор серной кислоты (1:5);

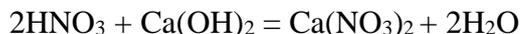
раствор соляной кислоты (1:3); раствор лакмуса; раствор метилового оранжевого (метилоранж).

Теоретическое обоснование:

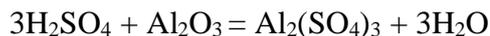
Кислоты – сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотного остатка (HNO₃, HCl, H₂SO₄, H₃PO₄).

Кислоты взаимодействуют:

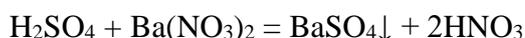
1. С основаниями с образованием соли и воды



2. С основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды



3. С солями с образованием новой соли и новой кислоты



Одним из способов получения кислот является взаимодействие кислотного оксида с водой:



Ход работы

В 2 пробирки или гнезда пластины внесите по 5 капель раствора соляной кислоты, к одной добавьте каплю лакмуса, а к другой – каплю метилоранжа.

Как изменяется окраска индикаторов от действия кислоты?

Теперь проделайте то же самое с серной кислотой. Что наблюдаете? Какой можно сделать общий вывод о действии кислот на индикаторы – лакмус и метиловый оранжевый? Согласуется ли вывод с таблицей «Изменение цвета индикаторов».

Индикатор	Среда	кислая	нейтральная	щелочная
Лакмус	синий	красный	синий	бурый
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	бесцветный	малиновый
метиловый оранж	оранжевый	красный	оранжевый	оранжевый

Задание: даны растворы 2 веществ. Как можно практически доказать, что одно из них является раствором кислоты?

Взаимодействие металлов с кислотами

Цель: исследовать, все ли металлы реагируют с кислотами, всегда ли при этом выделяется водород?

Оборудование и реактивы: спиртовка; предметное стекло; стеклянная пластина 30 x 60 мм; восемь пробирок; пипетка; две гранулы цинка; железные опилки; несколько кусочков меди, алюминия; раствор соляной кислоты (1:3); раствор серной кислоты (1:5).

Ход работы:

В пробирки положите разные металлы: в одну - гранулу цинка, в другую – железные опилки, в третью – кусочки меди, в

четвертую – кусочки алюминия. Во все пробирки налейте по 1 мл раствора соляной кислоты. Что замечаете?

В следующие четыре пробирки поместите те же металлы и в таком же количестве, прилейте по 1 мл раствора серной кислоты. Что замечаете? Если в какой-либо пробирки не наблюдается реакция, то слегка нагрейте ее содержимое (осторожно!), но не доводя до кипения. Докажите, в каких пробирках выделяется газ водород.

Из пробирки, в которой осуществлялась реакция между алюминием и соляной кислотой, отберите 1-2 капли раствора, поместите их на предметное стекло, держа высоко над пламенем, выпарите его. Что осталось?

Сделайте общий вывод об отношении кислот к металлам. Для этого воспользуйтесь схемой:

Отношение металлов к воде и к некоторым кислотам

K, Ca, Na, Mg, Al Реагируют с водой с выделением водорода

Zn, Fe, Ni, Pb Не реагирует с водой при обычных условиях

Реагируют с растворами соляной и серной кислот с выделением водорода

Cu, Hg, Ag, Pt, Au Не реагируют с водой и растворами соляной и серной кислот

Ответьте на вопросы:

Какой из металлов, взятый для опытов, не реагирует с растворами соляной и серной кислот? Какие еще металлы не реагируют с этими кислотами?

К какому типу реакций относится взаимодействие кислоты с металлом?

Взаимодействие кислот с оксидами металлов

Цель: доказать, что при взаимодействии кислот с оксидами металлов образуются соли.

Оборудование и реактивы: спиртовка; пробиркодержатель; стеклянная лопаточка; 2 сухие пробирки; пипетка; предметное стекло; раствор серной кислоты; раствор соляной кислоты; оксид меди (//); оксид цинка.

Теоретическое обоснование:

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2. Оксиды бывают несолеобразующие (N_2O , NO , CO) и солеобразующие. Солеобразующие оксиды по химическим свойствам делятся на основные (Na_2O , CaO , MgO , CuO), кислотные (SO_2 , SO_3 , P_2O_5 , CO_2 , SiO_2 , Cl_2O_7 , Mn_2O_7 , CrO_3 ,) и амфотерные (BeO , ZnO , PbO , SnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 ,). Химические свойства оксидов приведены в таблице.

Взаимодействие оксидов	Оксиды		
	Основные	Кислотные	Амфотерные
С водой	Реагируют только оксиды ЩМ и ЩЗМ, образуя щелочи: $Na_2O + H_2O = 2NaOH + H_2$	Образуют кислоты: $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	Не взаимодействуют
С кислотами или основаниями	Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды: $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$	Взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды: $CO_2 + Ba(OH)_2 = BaCO_3 + H_2O$	Взаимодействуют с кислотами как основные оксиды: $BeO + 2HNO_3 = Be(NO_3)_2 + H_2O$. И с основаниями как кислотные оксиды: $BeO + 2KOH = K_2BeO_2 + H_2O$
Между собой	При взаимодействии основного и кислотного оксидов образуется соль: $Na_2O + SO_3 = Na_2SO_4$		

Одним из способов получения оксидов является взаимодействие простых веществ с кислородом:



Опыт 1. На дно сухой пробирки поместите с помощью стеклянной лопаточки немного (по объему со спичечную головку) порошка оксида меди и прилейте 5 капель раствора серной кислоты. Содержимое пробирки взболтайте. Какого

цвета образуется раствор? Если реакция не наблюдается, слегка нагрейте пробирку. Каплю полученного раствора поместите на предметное стекло и, высоко держа над пламенем горелки, нагрейте до появления первых голубых кристаллов. Длительное нагревание не рекомендуется, т.к. происходит образование ядовитых веществ.

Напишите уравнение реакции взаимодействия между оксидом меди и серной кислотой.

Опыт 2.

В сухую пробирку поместите с помощью стеклянной лопаточки немного порошка оксида цинка. Прилейте 5 капель раствора серной кислоты. Что наблюдаете? В другую пробирку поместите столько же оксида цинка и прилейте 5 капель раствора соляной кислоты. Содержимое пробирок взболтайте.

Составьте уравнения реакций, запишите свои наблюдения.

3. Взаимодействие кислот с основаниями

Цель: изучить взаимодействие кислот с основаниями.

Оборудование и реактивы: - раствор гидроксида натрия; раствор фенолфталеина; пробирки;

раствор уксусной кислоты; пипетки.

Ход работы:

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 2—3 капли раствора фенолфталеина. В первую пробирку прилейте 1—2 мл соляной кислоты, а во вторую — столько же раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Взаимодействие кислот с солями

Цель: изучить взаимодействие кислот с солями.

Оборудование и реактивы:

раствор карбоната калия; раствор соляной кислоты; раствор уксусной кислоты; раствор силиката калия; пробирки, пипетки.

Ход работы:

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора карбоната калия. В первую пробирку прилейте 1—2 мл соляной кислоты, а во вторую — столько же раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора силиката калия. В первую пробирку прилейте 1—2 мл соляной кислоты, а во вторую — столько же раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

6. Взаимодействие солей с металлами

Цель: изучить взаимодействие растворов солей с металлами.

Оборудование и реактивы: 4 пробирки; градуированная пробирка или пипетка; гранулы цинка; мелкие кусочки свинца; железо (гвоздь или стержень); раствор хлорида (сульфата) цинка; раствор хлорида (сульфата) меди; нитрат (ацетат) свинца; раствор хлорида (сульфата) железа.

Ход работы:

Налейте в одну пробирку 1,5 мл раствора нитрата (ацетата) свинца, в другую — столько же раствора хлорида или сульфата цинка. В первую пробирку опустите гранулу цинка, во вторую — кусочек свинца. Пробирки не взбалтывайте. Через 3-4 мин рассмотрите их и установите, в какой из пробирок произошли изменения.

Налейте в одну пробирку 1,5 мл раствора хлорида или сульфата меди, в другую — столько же раствора хлорида или сульфата железа. Наклонив первую пробирку, осторожно опустите в нее железный стержень, во вторую — кусочек меди. Через 2-3 мин отметьте происшедшие изменения.

Укажите, какой раствор соли с каким металлом вступил в реакцию. Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы.

Лабораторная работа №7 «Взаимодействие солей с металлами. Взаимодействие солей друг с другом. Гидролиз солей различного типа»

Цель работы: изучить понятие «гидролиз», рассмотреть типы гидролиза солей, научиться составлять молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.

Оборудование и реактивы: пробирки; индикатор универсальный; микрошпатель; нитрат натрия; ацетат натрия; карбонат натрия; нитрат алюминия; дистиллированная или водопроводная вода;

Теоретическое введение

Гидролизом солей называется обменное взаимодействие ионов соли с водой, которое приводит к образованию слабого электролита и сопровождается изменением pH среды. Суть гидролиза заключается в следующем. При внесении в воду солей, в состав которых входят ионы слабых кислот или слабых оснований, эти ионы связываются с ионами H^+ или OH^- из воды с образованием слабого электролита, в результате чего нарушается равновесие электролитической диссоциации воды $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$. В растворе накапливаются ионы H^+ или OH^- , сообщая полученному раствору кислую или

щелочную реакцию. Следовательно, гидролизу подвергаются соли, в состав которых входят катионы слабого основания, или анионы слабой кислоты, или те и другие одновременно. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (KCl, LiNO₃, Na₂SO₄ и т.п.), гидролизу не подвергаются. В этом случае ни катион, ни анион соли не будут связывать ионы воды в малодиссоциированные продукты, поэтому равновесие диссоциации воды не нарушается. Реакция среды в растворах таких солей нейтральная (pH = 7).

Можно выделить три типа гидролиза:

1. Гидролиз по аниону происходит в растворах солей, состоящих из анионов слабых кислот и катионов сильных оснований (KNO₂, Na₂CO₃, Cs₃PO₄ и т.п.) В качестве примера рассмотрим гидролиз нитрита калия KNO₂. Эта соль образована сильным основанием KOH и слабой кислотой HNO₂. При растворении в воде KNO₂ полностью диссоциирует на ионы K⁺ и NO₂⁻. Катионы K⁺ не могут связывать ионы OH⁻ воды, так как KOH – сильный электролит. Анионы же NO₂⁻ связывают ионы H⁺ воды, в результате чего в растворе появляются молекулы слабой кислоты HNO₂ и гидроксид-ионы OH⁻. Сокращенное ионное уравнение реакции гидролиза имеет вид:



Для написания уравнения реакции в полной ионной форме прибавим к левой и правой частям уравнения ионы, не претерпевающие в результате гидролиза никаких изменений. В рассматриваемом примере – это катионы калия



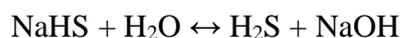
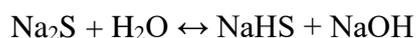
Молекулярное уравнение легко получить из полной ионной формы, соединяя ионы в молекулы с учетом знаков заряда:



Продукты гидролиза – слабая кислота HNO₂ и гидроксид калия KOH.

Далее при рассмотрении реакций гидролиза сохранен этот порядок записи уравнений: сокращенное ионное уравнение; полное ионное уравнение; молекулярное уравнение.

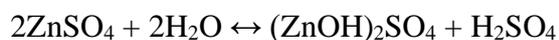
Если соль образована сильным основанием и многоосновной слабой кислотой, то гидролиз протекает ступенчато. Например, гидролиз Na₂S (NaOH – сильное основание, H₂S – слабая двухосновная кислота) протекает в две ступени:



При комнатной температуре гидролиз проходит только по первой ступени и продуктами гидролиза является *кислая* соль NaHS и гидроксид натрия NaOH.

Таким образом, гидролиз солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием, протекает по аниону, в растворе создается избыток гидроксид-ионов, поэтому реакция раствора будет щелочной ($\text{pH} > 7$).

2. Г и д р о л и з п о к а т и о н у происходит в растворах солей, состоящих из катионов слабых оснований и анионов сильных кислот (NH_4Cl , CuSO_4 , FeCl_3 и т.п.). Рассмотрим гидролиз ZnSO_4 – соли слабого двухкислотного основания $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и сильной кислоты H_2SO_4 . Так как при обычных условиях гидролиз протекает по первой ступени, то ионы Zn^{2+} связывают гидроксид-ионы воды в катионы основной соли $(\text{ZnOH})^+$. Ионы SO_4^{2-} с ионами H^+ слабого электролита не образуют. Таким образом, соль гидролизуется по катиону:



Продуктами гидролиза являются основная соль $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ и серная кислота H_2SO_4 .

Итак, гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой протекает по катиону, в растворе образуется избыток ионов H^+ , поэтому среда кислая ($\text{pH} < 7$).

3. Г и д р о л и з п о а н и о н у и к а т и о н у одновременно происходит в растворах солей, образованных слабыми основаниями и слабыми кислотами (NH_4NO_2 , Al_2S_3 , $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ и т.п.). В этом случае с водой взаимодействует как катион слабого основания, так и анион слабой кислоты, например



Гидролиз идет по катиону и аниону, среда близка к нейтральной, $\text{pH} \sim 7$.

Как правило, гидролиз – обратимый процесс. В первых двух случаях равновесие сильно смещено влево – в сторону малодиссоциированных молекул воды, в третьем – вправо, в сторону образования продуктов гидролиза – двух слабых электролитов.

Практически необратимо гидролизуются только те соли, продукты гидролиза которых уходят из раствора в виде нерастворимых или газообразных соединений. Необратимо гидролизующиеся соли невозможно получить в результате реакции обмена в водных растворах. Например, вместо ожидаемого Cr_2S_3 при смешивании растворов CrCl_3 и Na_2S образуется осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и выделяется газообразный H_2S :



На равновесие гидролиза влияют температура и концентрация. Смещение равновесия гидролиза происходит в соответствии с принципом Ле Шателье. Гидролиз – это реакция, обратная нейтрализации, а нейтрализация – экзотермический процесс, следовательно, гидролиз – эндотермический. Поэтому увеличение температуры усиливает гидролиз (т.е. смещает равновесие вправо). При постоянной температуре равновесие гидролиза можно сместить вправо (усилить гидролиз), разбавляя раствор водой и удаляя продукты гидролиза. Гидролиз подавляется (равновесие смещается влево), если увеличить концентрацию продуктов гидролиза.

Задание: определить рН среды в растворах различных солей, выявить влияние концентрации растворов и температуры на смещение равновесия гидролиза. Выполнить требования к опытам, оформить отчет.

Выполнение работы

Ход работы:

Налить в 4 чистые пробирки по 1/4 их объема дистиллированной воды и с помощью бумажек, пропитанных универсальным индикатором, проверить рН воды. В каждую из пробирок с водой всыпать по 1/2 микрошпателя кристаллов следующих солей: в первую – нитрата натрия, во вторую – ацетата натрия, в третью – карбоната натрия и в четвертую – нитрата алюминия. Раствор соли в каждой пробирке перемешать стеклянной палочкой и измерить его рН с помощью бумажки с универсальным индикатором. Стеклянную палочку после каждого употребления промывать водопроводной и дистиллированной водой.

Полученные результаты занести в таблицу.

№ п/п	Формула соли	рН раствора	Реакция среды	Тип гидролиза

Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза испытанных солей, определить тип гидролиза (по катиону, по аниону или по катиону и аниону одновременно) и записать его в таблицу. Какая из испытанных солей не подвергается гидролизу и почему?

Лабораторная работа №8 «Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса. Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от их природы. Зависимость скорости взаимодействия цинка с соляной кислотой от ее концентрации. Зависимость скорости взаимодействия оксида меди (II) с серной кислотой от температуры»

Цель работы: изучить понятие «скорость реакции», зависимость скорости реакции от концентрации (закон действия масс) и температуры (правило Вант-Гоффа).

Оборудование и реактивы: пробирки, растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4 , H_2O , стакан, термометр, спиртовка.

Теоретическое введение

Скоростью реакции называется изменение концентрации какого-либо из веществ, вступающего в реакцию или образующегося при реакции, за единицу времени.

Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, присутствия катализаторов.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается **законом действия масс**: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. В общем случае для реакции



зависимость скорости реакции выражается уравнением:

$$V = k \cdot C_A^n \cdot C_B^m$$

где k - константа скорости реакции; C_A и C_B - концентрации реагирующих веществ; n и m – коэффициенты перед веществами A и B .

Зависимость скорости реакции от температуры выражается **правилом Вант-Гоффа**: при повышении температуры на 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза:

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где V_2 и V_1 – скорости реакций при температурах t_2 и t_1 ; γ – температурный коэффициент скорости реакции.

Выполнение работы:

Задание: провести реакцию между тиосульфатом натрия и серной кислотой и установить зависимость скорости реакции от концентрации и температуры. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры удобно исследовать на примере взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой:



Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы. Время, которое проходит от начала реакции до заметного появления мути, позволяет судить об относительной скорости реакции.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

С помощью бюреток приготовить три раствора тиосульфата различной концентрации. С этой целью отмерить в первую пробирку 6 мл раствора тиосульфата натрия, во вторую – 4 мл того же раствора и 2 мл воды, в третью – 2 мл того же раствора и 4 мл воды. В три другие пробирки отмерить по 3 мл раствора серной кислоты. Быстро прилить кислоту в первую пробирку и встряхнуть ее несколько раз. Отмерить время от начала реакции до помутнения раствора. Так же поступить с другими подготовленными растворами тиосульфата.

Требования к результатам опыта:

1) Рассчитать относительную скорость реакции по соотношению $V = 100/\tau$.

Результаты опыта занести в табл. 1.

№ п/п	Объем, мл			Относительная концентрация Na ₂ S ₂ O ₃ , %	Время τ, с	Относительная скорость V=100/τ
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	H ₂ SO ₄			
1	6	0	3	100		
2	4	2	3	66,7		
3	2	4	3	33,3		

2) Выразить графически зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, откладывая на оси абсцисс относительную концентрацию, а на оси ординат – относительную скорость реакции.

3) Пояснить, какой линией выражается найденная зависимость. Проходит ли она через начало координат и почему?

4) Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Налить в три пробирки по 3 мл раствора тиосульфата натрия, в три другие пробирки - по 3 мл раствора серной кислоты.

Первую пару пробирок (кислота – тиосульфат) и термометр поместить в стакан с водой комнатной температуры. Через 3-5 мин, когда растворы в пробирках примут температуру воды, записать показания термометра. Слить растворы в одну пробирку и встряхнуть ее несколько раз. Определить время от начала реакции до появления заметной мути.

Для следующего определения в стакан подлить горячей воды так, чтобы температура стала на 10 °С выше. Поместить вторую пару пробирок и оставить их на 3-5 мин, поддерживая температуру постоянной. Слить содержимое пробирок и отметить время. Повторить опыт с третьей парой пробирок, повысив температуру еще на 10°С.

1) Данные опыта занести в табл. 2.

№ п/п	Температура t, °С	Время τ, с	Относительная скорость, V=100/τ	γ	γ _{ср.}

1				γ_1	
2				γ_2	
3					

2) Рассчитать относительную скорость реакции по соотношению $V = 100/\tau$.

3) Рассчитать температурный коэффициент скорости реакции γ , разделив

$$V_2 \text{ на } V_1 \text{ и } V_3 \text{ на } V_2. \text{ Найти среднее значение } \gamma_{\text{ср.}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2}{2}$$

4) Выразить графически зависимость скорости реакции от температуры, откладывая на оси абсцисс температуру, а на оси ординат – относительную скорость. Проходит ли кривая через начало координат и почему?

5) Сделать вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции

Лабораторная работа №9

Химическое равновесие и его смещение.

Цель работы: изучить понятия «химическое равновесие», «смещение равновесия», факторы, влияющие на смещение равновесия, закон действия масс для обратимых процессов.

Оборудование и реактивы: пробирки, растворы хлорида железа (III) и роданида калия, прибор, состоящий из двух шаров, заполнен смесью оксида азота (IV), стакан с холодной, а второй с горячей водой.

Теоретическое введение

Химическим равновесием называется такое состояние реагирующей системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. **Закон действия масс для обратимых процессов:** в состоянии химического равновесия при постоянной температуре отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ есть величина постоянная. Она называется **константой равновесия** и обозначается K_c . Для реакции $nA + mB \leftrightarrow pC + qD$ константа равновесия имеет вид:

$$K_c = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^n \cdot [B]^m}, \text{ где}$$

[A], [B], [C], [D] – равновесные концентрации реагирующих веществ.

Химическое равновесие остается неизменным до тех пор, пока условия равновесия, при которых оно установилось, сохраняются постоянными. При изменении условий равновесие нарушается. Через некоторое время в системе вновь наступает равновесие, характеризующееся новым равенством скоростей и новыми равновесными концентрациями всех веществ. Переход системы из одного равновесного состояния в другое называется **смещением равновесия**.

Направление смещения равновесия определяется **принципом Ле Шателье:** если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее

воздействие (изменяется концентрация, давление, температура), то равновесие смещается в сторону той реакции, которое ослабляет произведенное воздействие.

При увеличении концентрации исходных веществ и уменьшении концентрации продуктов реакции равновесие смещается в сторону прямой реакции. При увеличении концентраций продуктов реакции и понижении концентраций исходных веществ равновесие смещается в сторону обратной реакции. Например, в реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$

увеличение концентраций CO , O_2 или уменьшение концентрации CO_2 приводит к смещению равновесия вправо. Увеличение концентрации CO_2 или понижение концентраций исходных веществ CO , O_2 смещает равновесие влево.

Когда в реакции участвуют газы, равновесие может нарушиться при изменении давления. При увеличении давления в системе равновесие смещается в сторону реакции, идущей с уменьшением числа молекул газа, т. е. в сторону понижения давления; при уменьшении давления равновесие смещается в сторону реакции, идущей с возрастанием числа молекул газов, т. е. в сторону увеличения давления. Например, в реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$

в левой части уравнения четыре молекулы, в правой – две, поэтому при повышении давления равновесие смещается в сторону прямой реакции, при понижении давления – в сторону обратной.

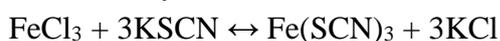
При повышении температуры равновесие смещается в направлении эндотермической, при понижении – в направлении экзотермической реакции. Например, в равновесной системе $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$. $\Delta H^0 = 180,5 \text{ кДж}$ прямая реакция эндотермическая, поэтому повышение температуры приводит к смещению химического равновесия в сторону прямой реакции, а понижение температуры – в сторону обратной реакции

Выполнение работы:

Задание: проделать опыты и определить, как влияет изменение концентрации реагирующих веществ и температуры на смещение равновесия. Выполнить требования к результатам опытов и оформить отчет.

Опыт №1 Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие.

Для опыта удобно воспользоваться реакцией



Из веществ этой системы только роданид железа (III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ окрашен в красный цвет. Поэтому всякое изменение его концентрации можно легко заметить по изменению интенсивности окраски раствора, что позволяет сделать вывод о направлении смещения равновесия системы при изменении концентрации реагирующих веществ.

Смешать в пробирке равные объемы разбавленных растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Полученный раствор разлить поровну в 4 пробирки. Оставить одну пробирку для сравнения, а в трех других изменить концентрации реагирующих веществ. Для этого добавить в первую пробирку несколько капель

концентрированного раствора роданида калия, во вторую – несколько капель концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью – кристаллического хлорида калия. Сравнить окраску в трех пробирках с контрольной.

Требования к результатам опыта:

1. Сделать вывод о смещении химического равновесия в каждой пробирке.
2. Сформулировать правило смещения равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.
3. Написать выражение константы равновесия для данной реакции.

Влияние температуры на химическое равновесие

Прибор, состоящий из двух шаров, заполнен смесью оксида азота (IV). Чистый оксид азота (IV) существует при температуре выше 140 °С. Ниже этой температуры NO₂ частично полимеризуется по уравнению: $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$, $\Delta H^0 = -23 \text{ кДж}$

NO₂ – газ бурого цвета, N₂O₄ – бесцветен. Изменение температуры позволяет судить о смещении равновесия в системе по изменению интенсивности окраски газов. Один шар прибора опустить в стакан с холодной, а второй – в стакан с горячей водой. Наблюдать изменение интенсивности окраски газов в шарах.

Требования к результатам опыта:

1. Сделать вывод о направлении смещение равновесия в данной системе при нагревании и охлаждении.
2. Сформулировать правило смещения равновесия при изменении температуры.
3. Написать выражение константы равновесия для данной реакции.

Лабораторная работа №10 «Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды. Реакции в растворах электролитах»

Цель работы: изучить понятия «электролиты», «электролитическая диссоциация», рассмотреть кислоты, основания, амфотерные электролиты, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации, отличать сильные и слабые электролиты, научиться составлять ионно-молекулярные уравнения.

Теоретическое введение

Электролитами называют вещества (кислоты, основания, соли), которые в растворах диссоциируют на ионы и проводят электрический ток.

Электролитическая диссоциация – распад молекул растворенного вещества на ионы под действием полярных молекул растворителя.

Кислоты – электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием ионов водорода: $\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$

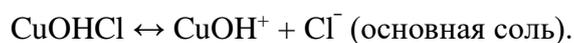
Основания – электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-ионов: $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

Существуют электролиты, которые могут диссоциировать как кислоты и как основания. Такие электролиты называются **амфотерными**. К ним относятся $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ga}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Диссоциацию растворимой части амфотерного электролита можно представить следующей схемой:



Соли – электролиты, которые при растворении в воде диссоциируют, отщепляя положительные ионы, отличные от ионов водорода, и отрицательные ионы, отличные от гидроксид-ионов:

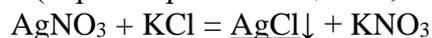


Все электролиты делят на сильные и слабые. **Сильные электролиты** – это вещества, которые в водных растворах практически полностью диссоциируют на ионы. Сильными электролитами являются: все хорошо растворимые **соли**, **кислоты** (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4), **щелочи** (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$).

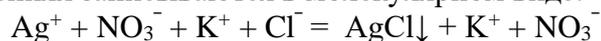
Слабые электролиты – это вещества, которые в водных растворах не полностью диссоциируют на ионы. К слабым электролитам относятся: H_2O , NH_4OH ; некоторые соли; **кислоты** CH_3COOH , HF , HNO_2 , HCN , HClO , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2S , H_3PO_4 ; все нерастворимые в воде основания, например $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Реакции в растворах электролитов протекают между ионами. Обычно такие реакции изображаются при помощи ионно-молекулярных уравнений, порядок составления которых следующий:

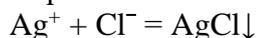
1. Записывают молекулярное уравнение реакции и в обеих частях уравнения подчеркивают вещества, которые не будут полностью диссоциировать на ионы (нерастворимые вещества, слабые электролиты, газы):



2. Составляют полное ионное уравнение реакции. Осадки, газы и слабые электролиты полностью на ионы не диссоциируют, поэтому в ионных уравнениях записываются в молекулярном виде:

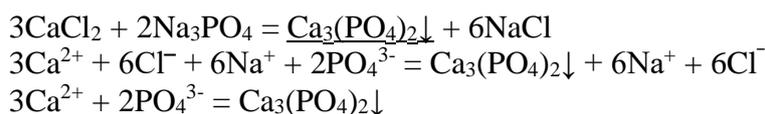


3. Составляют краткое ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон:

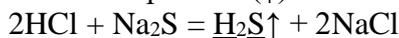


Реакции обмена в растворах сильных электролитов протекают до конца или практически необратимо, когда ионы, соединяясь друг с другом, образуют вещества:

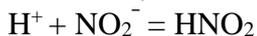
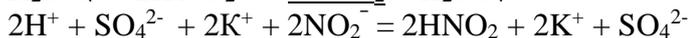
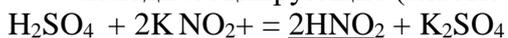
- нерастворимые (\downarrow):



- газообразные (↑):

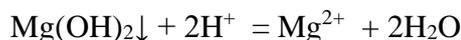


- малодиссоциирующие (слабые электролиты):



В тех случаях, когда нет ионов, которые могут связываться между собой с образованием осадка, газа, слабого электролита, реакции обмена не протекают.

Нередко встречаются процессы, в уравнениях которых с одной стороны равенства имеется малорастворимое соединение, а с другой – слабый электролит. Такие реакции протекают обратимо, причем равновесие смещается в сторону наименее диссоциированных веществ. Так, равновесие в системе:



смещено вправо, в сторону малодиссоциированных молекулы воды

Выполнение работы:

Задание: провести реакции обмена в растворах электролитов, выполнить требования к результатам опытов и оформить отчет.

Реакции, идущие с образованием осадка

Налить в три пробирки по 1-2 мл хлорида железа (III), сульфата магния, сульфата меди (II) и прибавить в каждую по такому же количеству щелочи. Наблюдать образование осадков, отметить цвет. Осадки сохранить для следующего опыта.

Требование к результатам опыта

Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования осадков гидроксидов железа (III), магния и меди (II).

Реакции, идущие с образованием слабого электролита

К полученным в предыдущем опыте осадкам гидроксидов железа, магния и меди прилить раствор соляной кислоты до полного их растворения.

Требования к результатам опыта:

1. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций растворения осадков гидроксидов железа (III), магния и меди (II).
2. Объяснить растворение осадков.

Реакции, идущие с образованием газа

Налить в пробирку 1-2 мл раствора карбоната натрия, прилить в нее раствор соляной кислоты. Наблюдать выделение газа.

Требование к результатам опыта

Составить молекулярные и ионные уравнения реакции взаимодействия Na_2CO_3 с HCl .

Амфотерные электролиты

В одну пробирку налить 2-3 мл раствора хлорида цинка, другую – столько же сульфата хрома (III). Затем в каждую пробирку добавить разбавленный раствор щелочи до выпадения осадков гидроксидов. В каждом случае осадки разделить на две пробирки. В одну из пробирок прилить раствор соляной кислоты, а в другую – раствор щелочи до растворения осадков.

Требования к результатам опыта:

1. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций образования осадков $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
2. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций растворения осадков гидроксидов цинка и хрома (III) в кислоте и щелочи.

Лабораторная работа №11 «Распознавание руд железа».

Цель работы: ознакомление с образцами выданных природных соединений.

Оборудование и реактивы: коллекция «Минералы и горные породы», «Чугун и сталь», «Руды железа»

Ход работы:

1. Рассмотреть выданные образцы и заполнить таблицу:

Название	Формула	Внешний вид	Месторождения	Применение
----------	---------	-------------	---------------	------------

Образец выполнения работы

Название	Формула	Внешний вид	Месторождения	Применение
Красный железняк	Fe_2O_3	Твердый минерал, черно-бурого цвета	Месторождения находятся в основном в Северном Казахстане, где сконцентрировано 85% разведанных запасов железной руды.	Получение сплавов железа – чугуна и стали, в производстве серной кислоты
Магнитный железняк	Fe_3O_4	Твердый минерал черного цвета	Руды осадочного происхождения встреча	

Пирит (железный колчедан)	FeS ₂	Твердый минерал серого цвета	ются в месторождениях Аятское и Лисаковское в Костанайской области и добываются открытым способом на глубине 30 метров. Содержание чистого железа в руде 37-40%. Небольшие месторождения железной руды имеются в Карагандинской (Кентобе, Каратас) и Северо-Казахстанской (Атансор) областях. Большие запасы железных руд в Тургайском железорудном бассейне и в Центральном Казахстане
------------------------------	------------------	------------------------------	---

Лабораторная работа №12 «Закалка и отпуск стали. Ознакомление со структурами белого и серого чугуна»

Цель: изучить микроструктуру, свойства, способы получения и применение чугуна.

Оборудование и реактивы: таблицы, коллекции, справочники.

Теоретическое обоснование:

Справочный материал:

Определение содержания углерода в серых чугунах, %:

$$C = C_{\text{своб.}} + C_{\text{связ.}},$$

где $C_{\text{своб.}}$ – количество углерода содержащегося в свободном состоянии в виде графита, %:

$$C_{\text{своб.}} = \frac{G}{\rho_1 \cdot \Gamma},$$

где Γ – площадь шлифа, занятая графитом;

ρ_1 – плотность графита, равная 2,3 г/см³;

ρ_2 – плотность чугуна, равная 7,7 г/см³.

$C_{\text{связ.}}$ – количество связанного углерода (в виде цементита), %:

$$C_{\text{связ.}} = \frac{P}{\rho_2 \cdot \Pi},$$

где Π – площадь шлифа, занятая перлитом.

Принято, что феррит практически не имеет углерода.

Рис. 1. Структурная диаграмма чугунов:

а) Влияние C и Si на структуру чугуна;

б) Влияние толщины отливки и суммы (C + Si) на структуру чугуна;

I – белые чугуны;

II – половинчатые чугуны;

III – серые перлитные чугуны;

IV – серые ферритно-перлитные чугуны;

V – серые ферритные чугуны.

Ход работы:

1. По атласу микроструктур изучить микроструктуру белого и серых чугунов.

Заполнить таблицу №1

Название чугуна	Фазовый состав	Структурные составляющие	Схема микроструктуры
Серый			
Белый			

2. Зарисовать схему микроструктуры серого чугуна.

3. Определить фазовый и структурный состав чугуна

4. Визуально определить количество (в процентах) каждой структурной составляющей.

5. Рассчитать количество углерода в чугуне. Заполнить таблицу №2.

Наименование	Кол-во структурных составляющих	% Кол-во связанного С	% Кол-во С в чугуне	% чугуна
Серый				
Белый				

3. Описать способ получения чугуна, его свойства, области применения.

Ответить на вопросы:

1. Чем отличается белый чугун от серого?
2. Какая металлическая основа может быть в серых чугунах и от чего это зависит?
3. Как получить ковкий чугун?

Лабораторная работа №13 «Решение экспериментальных задач»

Цель: Проверить умения распознавать формулы основных классов неорганических и органических веществ, а также классифицировать их по определённым признакам. Развивать умения строить логические связи, осмысленно двигаясь по генетической цепочке. Формировать понятие о единстве органических и неорганических веществ, об отсутствии резкой границы между веществами живой и неживой природы.

Оборудование и реактивы: Пробирки, штатив, держатель, спиртовка, спички, железо, соляная кислота, гидроксид натрия, этиловый спирт, порошок оксида меди, аммиачный р-р серебра, алюминий, серная кислота конц., перманганат калия, газоотводная трубка, медная проволока.

Теоретическое обоснование:

Материальный мир, в котором мы живем и крохотной частичкой которого мы являемся, един и в то же время бесконечно разнообразен. Все находится в непрерывном движении, в непрерывном химическом превращении. Бесконечно из одних веществ получают другие. Но иногда эти превращения оказывают негативное влияние на живые организмы, воду, атмосферу, горные породы. Вы не раз замечали, что листья растений вянут и желтеют (появляются пятна), особенно после дождя. Вы не задумывались, почему это происходит?

Предполагаю, что это влияние кислотных дождей. Дождь всегда представлял собой слабую кислоту: ведь содержащийся в воздухе углекислый газ реагирует с водой, образуя слабую угольную кислоту. Но с развитием промышленности, транспорта кислотность дождя резко повысилась. Диоксид серы, попавший в атмосферу, претерпевает ряд химических превращений, ведущих к образованию кислот. Частично диоксид серы в результате фотохимического окисления превращается в триоксид серы (серный ангидрид) SO_3 , который реагирует с водяным паром атмосферы, образуя аэрозоли серной кислоты:



Аэрозоли серной и сернистой кислот приводят к конденсации водяного пара атмосферы и становятся причиной кислотных осадков (дожди, туманы, снег). Кислотные дожди действуют на карбонаты, превращаясь в нерастворимые сульфаты, которые в свою очередь дают воде постоянную жесткость. Кислотные дожди действуют на металлы, которые постепенно подвергаются коррозии:

$2\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + 0,5\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Fe}(\text{OH}\text{SO}_4)$. Слабая угольная кислота снижает выделение кислорода в процессе фотосинтеза на 30%. Обобщая сказанное, можно дать определение генетического ряда:

Генетическим называют ряд веществ – представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ или их генезис. Генетическая связь реализуется при любых взаимных превращениях веществ. В органической химии следует различать понятие «генетическая связь» и «генетический ряд». Если основу генетического ряда в неорганической химии составляют вещества, образованные одним элементом, то в органической химии составляют вещества с одинаковым числом атомов углерода в молекуле. Примеры генетической связи между классами органических и неорганических веществ доказывают единство мира веществ, где нет их деления.

Выполнение работы:

Задание: проведите реакции химических превращений по инструктивной карте (вариантов №1,2,3), соблюдая технику безопасности в обращении с горючими веществами. Осуществите практически превращения:

Fe _____ FeCl_2 _____ $\text{Fe}(\text{OH})_2$ _____ - $\text{Fe}(\text{OH})_3$ _____ $\text{Fe}(\text{NO})_3$;

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ _____ CH_3OH _____ CH_3COOH ;

Al _____ AlCl_3 _____ $\text{Al}(\text{OH})_3$ _____ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Si _____ SiO_2 _____ SiSO_4 _____ $\text{Si}(\text{OH})_2$ _____ SiO _____ Si

Требования к результатам опыта:

1. Сделайте выводы о проделанной работе
2. Напишите уравнение реакции. Ответьте на вопросы опытов.

Лабораторная работа №14 «Изготовление моделей молекул органических веществ»

Цель: построить шаростержневые и масштабные модели молекул первых гомологов предельных углеводородов и их галогенопроизводных.

Оборудование: набор шаростержневых моделей.

Общие указания. Для построения моделей используйте детали готовых наборов или пластилин с палочками. Шарики, имитирующие атомы углерода, готовят обычно из пластилина темной окраски, шарики, имитирующие атомы водорода, - из светлой окраски, атомы хлора – из зеленого или синего цвета. Для соединения шариков используют палочки.

Ход работы:

Соберите шаростержневую модель молекулы метана. На «углеродном» атоме наметьте четыре равноудаленные друг от друга точки и вставьте в них палочки, к которым присоединены «водородные» шарики. Поставьте эту модель (у нее должны быть три точки опоры). Теперь соберите масштабную модель молекулы метана. Шарики «водорода» как бы сплющены и вдавлены в углеродный атом. Сравните шаростержневую и масштабную модели между собой. Какая модель более реально передает строение молекулы метана? Соберите шаростержневую и масштабную модели молекулы этана. Изобразите эти модели на бумаге в тетради.

Соберите шаростержневые модели бутана и изобутана. Покажите на модели молекулы бутана, какие пространственные формы может принимать молекула, если происходит вращение атомов вокруг сигма связи. Изобразите на бумаге несколько пространственных форм молекулы бутана.

Соберите шаростержневые модели изомеров C_5H_{12} . изобразите на бумаге. Соберите шаростержневую модель молекулы дихлорметана CH_2Cl_2 . Могут ли быть изомеры у этого вещества? Попытайтесь менять местами атомы водорода и хлора. К какому выводу вы приходите?

Лабораторная работа №15 «Ознакомление с коллекцией каучуков и изделий из резины»

Цель: изучить физические свойства каучуков.

Оборудование: коллекция образцов каучуков и изделий из резины

Ход работы:

Внимательно рассмотрите образцы, представленные в коллекции, обратите внимание на их внешний вид: агрегатное состояние, цвет, вязкость.

Ответьте на следующие вопросы:

На каких свойствах каучуков основано их применение?

Каковы условия их получения?

Оформите отчет в виде таблицы.

Внесите в таблицу названия всех образцов, представленных в коллекции, разделив их на группы.

Дайте характеристику каждому образцу и назовите способ его получения.

Лабораторная работа №16 «Ознакомление с коллекцией образцов нефти, продуктов ее переработки»

Цель: изучить физические свойства нефти, продуктов ее переработки.

Оборудование: коллекция образцов нефти, продуктов ее переработки.

Ход работы:

Внимательно рассмотрите образцы, представленные в коллекции, обратите внимание на их внешний вид: агрегатное состояние, цвет, вязкость.

Ответьте на следующие вопросы:

Какие способы используют при переработки нефти?

Каковы условия переработки нефти?

Оформите отчет в виде таблицы.

Внесите в таблицу названия всех образцов, представленных в коллекции, разделив их на группы.

Дайте характеристику каждому образцу и назовите способ его получения.

Лабораторная работа №17 «Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди (II)»

Цель: исследовать свойства глицерина, этилового спирта.

Оборудование и реактивы:

градуированная пробирка или пипетка; пробирка; глицерин; раствор хлорида (сульфата) меди ($c=0,5$ моль/л);

раствор гидроксида натрия (калия) (10-12 %-ный), вода, дихромат калия, белок куриного яйца, серная кислота, спички.

Ход работы:

1. К 0,5 мл воды в пробирке добавьте 2 капли глицерина, содержимое взболтайте. Прибавьте еще каплю глицерина и снова взболтайте. Прибавьте еще каплю глицерина. Что можно сказать о растворимости глицерина?

К полученному раствору глицерина прилейте 2 капли раствора соли меди и по каплям добавляйте раствор щелочи до изменения окраски раствора (щелочь должна быть в избытке). Образуется глицерат меди ярко-синего цвета. Запомните: эта реакция является качественной на глицерин (многоатомные спирты).

Какая реакция характерная для глицерина. Напишите уравнения реакций.

2. Проверьте этиловый спирт на реакцию горения. Напишите уравнение реакции?

3. Проведите опыты, согласно практической работы №3, учебник О.С.Габриелян с.286. Ответьте на вопросы поставленные в опытах?

Лабораторная работа №18 «Свойства уксусной кислоты, общие со свойствами минеральных кислот»

Цель: экспериментальным способом доказать кислотные свойства карбоновых кислот.

Оборудование: спиртовка, пробирки, держатель для пробирок, уксусная кислота, серная кислота, натрий металлический, гидроксид натрия, фенолфталеин, карбонат натрия, этиловый спирт, раствор лакмуса.

Внимание: Соблюдайте правила работы со стеклянной посудой., нагревательными приборами. Правила работы с кислотами.

Выполнение работы:

1. В пробирку налейте несколько миллилитров уксусной кислоты и добавьте несколько капель лакмуса. В какой цвет окрасился раствор лакмуса?
2. В пробирку с уксусной кислотой добавьте небольшой кусочек металлического натрия. Какие изменения вы наблюдаете?
3. В пробирку налейте несколько миллилитров гидроксида натрия и добавьте несколько кристаллов фенолфталеина. В какой цвет окрасился гидроксид натрия? К полученной смеси добавьте несколько миллилитров уксусной кислоты. Изменилась ли окраска раствора?
4. К раствору карбоната натрия добавьте несколько миллилитров уксусной кислоты. Какие изменения вы наблюдаете?
5. В пробирку налейте несколько миллилитров уксусной кислоты и осторожно добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты, а затем несколько миллилитров этилового спирта. Смесь осторожно нагрейте. Какие изменения вы наблюдаете?

Требования к результатам опыта:

1. Выводы по данной работе оформите в таблицу:

№	Что вступило?	Что образовалось?	Изменения

Лабораторная работа №19 «Доказательство неопредельного характера жидкого жира»

Цель: доказать неопредельный характер жидкого жира

Оборудование: масло; бромная вода; пробирки; стеклянная палочка.

Ход работы:

В пробирку прилить 2-3 капли масла и добавить 1-2 мл бромной воды. Все перемешать стеклянной палочкой.

Ожидаемый результат: если масло (жир и т. д.) содержит остатки непредельных карбоновых кислот, то произойдет обесцвечивание бромной воды. Маргарин не будет проявлять свойства непредельных углеводородов, т.к. содержит остатки предельных карбоновых кислот.

Оформите свои наблюдения, сделайте выводы.

Выводы по данной работе оформите в таблицу:

№	Что вступило?	Что образовалось?	Изменения

Свойства мыла и СМС.

Цель: Изучить свойства мыла.

Оборудование: пробирки, штатив для пробирок, CaCl_2 ф-ф, растворы мыла, СМС.

Ход работы :

1. В пробирку налейте несколько капель мл раствора мыла и добавьте несколько капель раствора мл ф-ф . Как изменилась окраска раствора?
2. В пробирку налейте несколько мл раствора смс и добавьте несколько кристаллов ф-ф. какие изменения вы наблюдаете?
3. В пробирку с мыльным раствором добавьте несколько мл CaCl_2 . Пробирку встряхните. Что вы наблюдаете? Напишите уравнение реакций.
4. В пробирку с СМС налейте несколько CaCl_2 . мл. Пробирку встряхните. Какие изменения вы наблюдали?

Результаты оформляются в таблице

№	Что вступило?	Изменения?	Вывод
1			

Лабораторная работа №20 «Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II). Качественная реакция на крахмал»

Цель: изучить свойства углеводов.

Оборудование и реактивы: раствор глюкозы и сахарозы; раствор медного купороса; гидроксид натрия; вода; пробирки; спиртовка; раствор крахмала, иод, спиртовка.

Ход работы:

- а) В пробирке №1 налито 0,5 мл раствора глюкозы, добавьте 2 мл раствора гидроксида натрия. К полученной смеси добавьте 1 мл раствора медного купороса.
- б) К полученному раствору аккуратно добавьте 1 мл воды и нагрейте на пламени спиртовки кипения (соблюдайте правила ТБ! Обращения с нагревательными приборами). Прекратите нагревание, как только начнется изменение цвета.
- в) Прибавьте к раствору медного купороса раствор сахарозы и смесь взболтайте. Как изменилась окраска раствора? О чем это свидетельствует?
- г) К раствору крахмала добавьте йод.

Ответьте на вопросы: Что наблюдается? Почему образовавшийся вначале осадок гидроксида меди(II) растворяется с образованием прозрачного синего раствора?

Наличие каких функциональных групп в глюкозе обусловлена эта реакция? Почему при нагревании происходит изменение цвета реакционной смеси с синего на оранжево-желтый? Что представляет собой желто-красный осадок? Наличие какой функциональной группы в глюкозе является причиной данной реакции? Что доказывает реакции с раствором сахарозы? Как изменится окраска йода в растворе крахмала?

Лабораторная работа № 21 «Растворение белков в воде. Обнаружение белков в молоке и в мясном бульоне. Денатурация раствора белка куриного яйца спиртом, растворами солей тяжелых металлов и при нагревании»

Цель: изучить свойства белков.

Оборудование и реактивы: раствор белка; раствор медного купороса; раствор ацетата свинца; пробирки.

1. Денатурация раствора белка куриного яйца солями тяжелых металлов.

Ход работы:

В 2 пробирки налейте по 1-2 мл раствора белка и медленно, при встряхивании, по каплям добавляйте в одну пробирку насыщенный раствор медного купороса, а в другую – раствор ацетата свинца. Отметьте образование труднорастворимых солеобразных соединений белка. Данный опыт иллюстрирует применение белка как противоядия при отравлении тяжелыми металлами.

Оформите работу, сделайте выводы.

2. Растворение белков

Многие белки растворяются в воде, что обусловлено наличием на поверхности белковой молекулы свободных гидрофильных групп. Растворимость белка в воде зависит от структуры белка, реакции среды, присутствия электролитов. В кислой среде лучше растворяются белки, обладающие кислыми свойствами, а в щелочной - белки, обладающие основными свойствами.

Альбумины хорошо растворяются в дистиллированной воде, а глобулины растворимы в воде только в присутствии электролитов.

Не растворяются в воде белки опорных тканей (коллаген, кератин, эластин и др.).

Оборудование и реактивы: яичный белок; дистиллированная вода; раствор хлористого калия; кератин (шерсти или волос).

Ход работы:

1. К 2 каплям неразведенного яичного белка прибавляют 1 мл дистиллированной воды и перемешивают. При этом яичный альбумин растворяется, а яичный глобулин выпадает в виде небольшого осадка.

2. Проверяют растворимость в воде и 5% растворе хлористого калия белка кератина, содержащегося в шерсти и волосах.

Результаты работы оформить в виде таблицы:

Название белка	Растворимость в H ₂ O	Растворимость в 5% KCl
----------------	----------------------------------	------------------------

3. Денатурация белка спиртом.

Оборудование и реактивы: раствор белка; этанол

К 1 мл 1% раствора белка добавляют 2 мл органического растворителя (96% этанола, хлороформа, ацетона или эфира) и перемешивают. Образование осадка можно усилить добавлением нескольких капель насыщенного раствора хлорида натрия.

Напишите свои наблюдения.

4. Осаждение белков при нагревании.

Белки являются термолабильными соединениями и при нагревании свыше 50-60°C наступает денатурация. Сущность тепловой денатурации заключается в разрывании специфической структуры полипептидной цепи и разрушении гидратной оболочки белковых молекул, что проявляется заметным уменьшением их растворимости. Наиболее полное и быстрое осаждение происходит в изоэлектрической точке, т.е. при таком значении pH среды, когда суммарный заряд белковой молекулы равен нулю, поскольку при этом частицы белка наименее устойчивы. Белки, обладающие кислыми свойствами, осаждаются в слабокислой среде, а белки с основными свойствами – в слабощелочной. В

сильнокислых или сильнощелочных растворах денатурированный при нагревании белок в осадок не выпадает, так как частицы его перезаряжаются и несут в первом случае положительный, а во втором отрицательный заряд, что повышает их устойчивость в растворе.

Оборудование и реактивы: 1% раствор яичного белка; 1% раствор уксусной кислоты; 10% раствор уксусной кислоты; 10% раствор гидроксида натрия; 4 пробирки, держатель, спиртовка.

Ход работы: В четыре пронумерованные пробирки приливают по 10 капель 1% раствора яичного белка.

а) первую пробирку нагревают до кипения. Раствор белка мутнеет, но так как частицы денатурированного белка несут заряд, они в осадок не выпадают. Это связано с тем, что яичный белок имеет кислые свойства (изоэлектрическая точка его равна рН 4,8) и в нейтральной среде заряжен отрицательно;

б) во вторую пробирку добавляют 1 каплю 1% раствора уксусной кислоты и нагревают до кипения. Выпадает осадок белка, так как раствор белка приближается к изоэлектрической точке и белок теряет заряд;

в) в третью пробирку добавляют 1 каплю 10% раствора уксусной кислоты и нагревают до кипения. Осадка не образуется, так как в сильнокислой среде частицы белка приобретают положительный заряд (сохраняется один из факторов устойчивости белка в растворе);

г) в четвертую пробирку добавляют 1 каплю 10% раствора гидроксида натрия и нагревают до кипения. Осадка не образуется, так как в щелочной среде отрицательный заряд частиц белка увеличивается.

Оформите работу, сделайте вывод

Список рекомендуемой литературы

1. О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, учебник для студ. учреждений сред. проф. образования / Химия для профессий и специальностей технического профиля — 4-е изд., стер. — Москва, издательский центр «Академия» 2018. — 272 с.,

Дополнительные источники

- Габриелян О.С. Химия для преподавателя: учебно-методическое пособие / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова. – М.: 2014
- Габриелян О.С. и др. Химия для профессий и специальностей технического профиля (электронное приложение)
- Ерохин Ю.М. Химия: Задачи и упражнения. – М.: 2014 Ерохин Ю.М. Сборник тестовых заданий по химии. – М.: Академия, 2014
- Габриелян О.С. Практикум: учеб. пособие / Габриелян О.С., Остроумов И.Г., Сладков С.А., Дорофеева Н.М. – М.: 2014

Интернет-ресурсы

1. hemi.wallst.ru - «Химия. Образовательный сайт для школьников»
2. www.alhimikov.net - Образовательный сайт для школьников
3. chem.msu.su - Электронная библиотека по химии

4.chemistry-chemists.com/index.html - электронный журнал «Химики и химия»