

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Джемели Алия Амангалиевна

Должность: Заведующий кафедрой

Дата подписания: 03.06.2023 09:24:23

Уникальный программный ключ:

79dbe5ee42769e8cb82930b8dcdcfba701a1a939

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования

«Югорский государственный университет» (ЮГУ)

ЛЯНТОРСКИЙ НЕФТЯНОЙ ТЕХНИКУМ

(филиал) федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего

образования «Югорский государственный университет»

(ЛНТ (филиал) ФГБОУ ВО «ЮГУ»)

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

по выполнению лабораторных работ

по дисциплине ОУД.11 Химия

специальности 23.02.07 Техническое обслуживание и ремонт двигателей, систем и агрегатов автомобилей.

Методические указания по выполнению лабораторных работ разработаны в соответствии Федеральным государственным образовательным стандарта (далее - ФГОС) по специальности среднего профессионального образования (далее - СПО), 23.02.07 Техническое обслуживание и ремонт двигателей, систем и агрегатов автомобилей, утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от «09» декабря 2016г. № 1547

Разработчик:

Перемыкина Татьяна Андреевна - преподаватель высшей квалификационной категории, ЛНТ (филиал) ФГБОУ ВО «ЮГУ»

Содержание

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА	
ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ.....	
ПРАВИЛА ВЫПОЛНЕНИЯ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ.....	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №1. Моделирование построения Периодической таблицы химических элементов.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №2. Приготовление раствора заданной концентрации.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №3. Изучение химических свойств кислот.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №4. Изучение химических свойств оснований, амфотерных гидроксидов.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 5 Проведение реакций ионного обмена, гидролиз солей.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 6. Изучение скорости химических реакций, факторов, влияющих на скорость химических реакций.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 7. Изучение общих свойств металлов. Проведение качественных реакций на ионы железа +2 и +3.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 8. Решение экспериментальных задач по неорганической химии.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 9. Проведение качественного элементного анализа органических соединений. Изготовление моделей молекул органических веществ.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 10. Изучение свойств глицерина. Проведение качественной реакции на фенолы.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №11. Изучение химических свойств карбоновых кислот.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 12. Изучение химических свойств углеводов. Проведение качественной реакция на крахмал.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 13. Изучение химических свойств белков.	
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 14. Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений.	

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Методические указания по выполнению лабораторных работ по химии для обучающихся разработаны в соответствии с Рекомендациями по организации получения среднего общего образования в пределах освоения образовательных программ среднего профессионального образования на базе основного общего образования с учётом требований федеральных государственных образовательных стандартов и получаемой профессии или специальности среднего профессионального образования (Письмо Минобрнауки РФ № 06-259 от 17 марта 2015 г.).

Дисциплина Химия относится к общеобразовательной подготовке – профильные дисциплины

Структура методических указаний определена последовательностью изучения дисциплины химия.

Программой дисциплины химия предусмотрено выполнение лабораторных работ в количестве 28 часов.

Целью лабораторных работ является :обобщение, систематизацию, углубление, закрепление полученных теоретических знаний по конкретным темам дисциплины ;формирование умений применять полученные знания на практике, реализацию единства интеллектуальной и практической деятельности;выработку при решении поставленных задач таких профессионально значимых качеств, как самостоятельность, ответственность, точность, творческая инициатива.

Освоение содержания дисциплины Химия, обеспечивает достижение студентами следующих **результатов:**

личностных:

-чувство гордости и уважения к истории и достижениям отечественной химической науки; химически грамотное поведение в профессиональной деятельности и в быту при обращении с химическими веществами, материалами и процессами;

-готовность к продолжению образования и повышению квалификации в избранной профессиональной деятельности и объективное осознание роли химических компетенций в этом;

-умение использовать достижения современной химической науки и химических технологий для повышения собственного интеллектуального развития в выбранной профессиональной деятельности;

метапредметных:

-использование различных видов познавательной деятельности и основных интеллектуальных операций (постановки задачи, формулирования гипотез, анализа и синтеза, сравнения, обобщения, систематизации, выявления причинно-следственных связей, поиска аналогов, формулирования выводов) для решения поставленной задачи, применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон химических объектов и процессов, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере;

-использование различных источников для получения химической информации, умение оценить ее достоверность для достижения хороших результатов в профессиональной сфере;

предметных:

-сформированность представлений о месте химии в современной научной картине мира; понимание роли химии в формировании кругозора и функциональной грамотности человека для решения практических задач;

-владение основополагающими химическими понятиями, теориями, законами и закономерностями; уверенное пользование химической терминологией и символикой;

-владение основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдением, описанием, измерением, экспериментом; умение обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;

-сформированность умения давать количественные оценки и производить расчеты по химическим формулам и уравнениям;

-владение правилами техники безопасности при использовании химических веществ;
-сформированность собственной позиции по отношению к химической информации, получаемой из разных источников.

ПЕРЕЧЕНЬ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Номер работы	Наименование работы	Количество часов
1	Моделирование построения Периодической таблицы химических элементов.	2
2	Приготовление раствора заданной концентрации.	2
3	Изучение химических свойств кислот.	2
4	Изучение химических свойств оснований, амфотерных гидроксидов..	2
5	Проведение реакций ионного обмена, гидролиз солей.	2
6	Изучение скорости химических реакций, факторов, влияющих на скорость химических реакций.	2
7	Изучение общих свойств металлов. Проведение качественных реакций на ионы железа +2 и +3.	2
8	Решение экспериментальных задач по неорганической химии.	2
9	Проведение качественного элементного анализа органических соединений. Изготовление моделей молекул органических веществ.	2
10	Изучение свойств глицерина. Проведение качественной реакции на фенолы.	2
11	Изучение химических свойств карбоновых кислот.	2
12	Изучение химических свойств углеводов. Проведение качественной реакция на крахмал.	2
13	Изучение химических свойств белков.	2
14	Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений.	2
Итого:		28

ПРАВИЛА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Лабораторные работы по химии проводятся в специальных учебных лабораториях. В начале лабораторной работы проводится инструктаж по технике безопасности, который фиксируется в специальном журнале.

Перед выполнением лабораторных работ студент должен строго выполнить весь объем домашней подготовки; знать, что выполнению каждой работы предшествует проверка готовности студента.

Первая половина занятия отводится объяснению непонятных вопросов, закреплению теории, повторению техники безопасности. Вторую половину студенты выполняют самостоятельно эксперимент и составляют отчет, устно отвечают на контрольные вопросы.

Все задания выполняются письменно, ответы на теоретические вопросы даются устно (слабоуспевающим студентам можно дать ответить на контрольные вопросы письменно для того, чтобы лучше запомнить теоретический материал).

Изучая теоретическое обоснование, студент должен иметь в виду, что основной целью изучения теории является умение применить ее на практике для решения практических задач.

После выполнения работы студент должен представить отчет о проделанной работе. Отчеты по лабораторным работам выполняются на двойном листочке. Необходимо оставлять поля шириной 25...30 мм для замечаний преподавателя. В содержании отчета указывается тема, цель, оборудование лабораторной работы; оформление основной части (таблицы, рисунки, запись уравнений реакций и т.п.); выводы; ответы на контрольные вопросы.

Все таблицы и рисунки, сопровождающие выполнение лабораторных работ выполняются карандашом.

Дифференцированный зачет выставляется по итогам выполнения и защиты каждой лабораторной работы. При отсутствии студента по неуважительной причине студент выполняет работу во внеурочное время самостоятельно и защищает на консультации.

Неаккуратное выполнение лабораторной работы, плохое оформление могут послужить причиной возвращения работы для доработки.

Лабораторная работа №1

Тема: Моделирование построения периодической таблицы Д.И. Менделеева.

Цель: Смоделировать периодическую таблицу Д.И. Менделеева и найти закономерности в изменении свойств химических элементов.

Теоретическое обоснование

В 1896 году Д.И. Менделеев открыл периодический закон химических элементов: «Свойство простых тел, а так же формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов».

За основу периодической системы он берет не только атомную массу, но и химические свойства элементов.

Изменение химических свойств при последовательном переходе от элемента к элементу происходит посредством отрицания. Внутри периода происходит отрицание одних свойств (металлических) другими, прямо противоположными (неметаллическими).

Каждый период завершается благородным элементом, который так же является отрицанием предыдущего.

Новый период начинается с элемента, как бы повторяющего свойства предшествующего, но это повторение происходит на иной, более высокой основе.

В периодической системе видно, как количественные изменения (атомная масса) приводят к качественным (химические свойства) и, дойдя до определенного предела, незначительное изменение количества приводит к резкому изменению качества - скачку, например от F к Ne, от Ne к Na.

Таким образом, свойства химических элементов по мере возрастания их атомных масс имеют периодический характер.

Периодический закон был оформлен Д.И. Менделеевым в виде периодической системы элементов.

Период - это горизонтальный ряд элементов, в котором свойства изменяются от типичного металла до типичного неметалла и заканчиваются благородным газом (за исключением пока седьмого периода).

Группа - вертикальная группировка элементов, в которой один под другим размещены сходные между собой элементы.

В современной периодической системе всего восемь групп. Каждая из них делится на главную и побочную подгруппы.

Главные подгруппы образованы вертикальными рядами элементов, начинающихся с элементов малых периодов, в которых сверху вниз нарастают металлические свойства.

Побочные подгруппы составляют только элементы больших периодов, все они являются металлами и объединяются по сходным признакам.

В 1911 году Резерфорд высказал гипотезу о планетарном строении атома. Согласно этой гипотезе атом представляет собой систему из очень малого по размерам ядра (10^{-12} - 10^{-13} см), вокруг которого по круговым орбитам движется такое число электронов, что они своим отрицательным зарядом нейтрализуют положительный заряд ядра. Д.Д. Иваненко и Е.Н. Гапон и одновременно В.Гейзенберг в 1932 году предложили протонно-нейтронную теорию строения атомного ядра. Согласно этой теории атомные ядра

состоят из протонов и нейтронов. Так как масса электронов в атоме очень мала, поэтому разности между атомной массой и массой протонов определяется число нейтронов. Массовое число определяет общее число протонов и нейтронов, а порядковый номер - число протонов в ядре и электронов в атоме.

В 1913 году датский ученый Н.Бор на основе квантовой теории излучения М.Планка развил квантовую теорию строения атома. В основу своей теории Бор положил следующие постулаты: электрон может двигаться вокруг ядра атома на по любым орбитам, а только по вполне определенным, дозволенным.

Обозначая орбиту дугой, а число электронов цифрами, схемы атомов по Косселю можно изобразить так:

Пример:



1 2 2 1 2 8 1 2 8 1 8 6

При движении электронов по этим дозволенным орбитам атом не излучает энергию, излучение и поглощение энергии происходит при переходе электрона с одной орбиты на другую. При этом энергия излучения меняется порциями, или квантами.

Положению электрона на каждой из стационарных орбит соответствует определенный запас энергии атома. Когда электрон движется по первой орбите, прочность его связи с ядром максимальная, а запас энергии минимальный. Такое состояние атома называется **нормальным**.

Если подвести энергию к атому, то электрон переместится на одну из более удаленных орбит; при этом прочность связи его с ядром уменьшится, а запас энергии атома увеличится. Такое состояние атома называется **возбужденным**.

Для характеристики орбиты Бор ввел **квантовое число**, впоследствии получившее название **главного n**. Число орбит элемента определяется номером периода. Так как периодов семь, то различают 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7-й уровни энергии, которые называют также квантовыми слоями.

Общее число электронов в квантовом слое (энергетическом уровне) соответствует $2n$, где n - номер слоя.

У элементов главных подгрупп число электронов на последнем квантовом слое равно номеру группы, предпоследний слой - законченный (2,8,18 электронов), на остальных число электронов равно $2n^2$.

Пример:

${}^{15}\text{P}))$ ${}^{52}\text{Te})))))$ ${}^{85}\text{At}))))))$
2 8 5 2 8 18 18 6 2 8 18 32 18 7

У элементов побочных подгрупп число электронов на последнем квантовом слое равно двум (исключение Си, Ag, Au, Nb, Mo, Cr, Ru, Rh, Pt — 1 электрон, у Pd — 0), предпоследний квантовый слой не закончен, на остальных составляет $2n^2$.

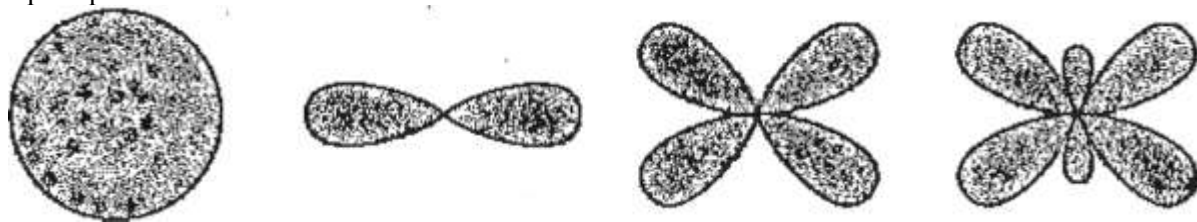
Пример:

${}^{21}\text{Sc})))))$ ${}^{42}\text{Mo})))))))))$ ${}^{75}\text{Re}))))))))))$
2 8 9 2 2 8 18 13 1 2 8 18 32 13 2

Электрон может находиться в любой точке пространства вокруг ядра. Поэтому квантовая механика вводит понятие **электронного облака**. Электронное облако может иметь разную геометрическую форму. У атома водорода, обладающего одним электроном, орбиталь сферически симметрична и называется $1s$ — **орбиталью** (1-квантовое число, s - тип орбитали). Так называемые орбитали первого типа — **s-орбитали**. Орбитали второго типа — **p-орбитали** являются вытянутыми. Область нахождения электрона - то по одну, то по другую сторону от ядра. Эти смежные облака образуют вместе нечто вроде гантели.

Орбитали третьего типа — **d-орбитали** имеют более сложную форму - они представляют собой как бы две скрещенные гантели, а **f-орбитали** образуют еще более сложные облака (орбитали четвертого типа).

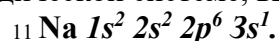
Пример:



Форма электронного облака определяется вторым орбитальным квантовым числом l , состояние электрона при различных значениях l называют **энергетическими подуровнями** электрона в атоме и обозначают буквами **s, p, d, f**. Максимальное число электронов, размещающихся на каждом подуровне, равно:

S-2 электрона (s^2);
p - 6 электронов (p^6);
d - 10 электронов (d^{10});
f-14 электронов (f^{14});

распределение электронов в атомах по энергетическим уровням и подуровням изображают в виде так называемых **электронных формул** (электронных конфигураций). Например, электронная формула (конфигурация) атома натрия, занимающего 11-е место в периодической системе, выразится так:



Структуру электронных оболочек атомов часто изображают графически при помощи **энергетических ячеек** (электронных структур).

Каждый электрон обладает еще и внутренним движением. Эффект, вызванный внутренним движением электрона вокруг собственной оси, характеризуется четвертым

квантовым числом - **спиновым m_s** это вращение электрона может иметь два противоположных направления: по часовой стрелке и против часовой стрелки.

Таким образом, атом состоит из ядра и электронов, ядро - из протонов и нейтронов.

Число электронов e и протонов p , а также заряд ядра определяются порядковым номером элемента (установлен Мозелем в 1913 году), а число нейтронов n - по разности между атомной массой и порядковым номером например:

Для атома **P - 15 p^+ , 15 e и 31-15 = 16 n^0**

Элементы в периодической системе Д.И. Менделеева расположены строго последовательно в порядке возрастания заряда ядер их атомов. Величина положительного заряда атомного ядра, возрастает от элемента к элементу на единицу. Эти количественные изменения обуславливают качественные изменения, повторение свойств в новом периоде происходит на более высокой основе. Поэтому периодический закон Д.И. Менделеева в настоящее время формулируется так:

Свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от заряда их атомных ядер.

Ход работ

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить предложенные задания.
3. Составить отчет.

Задание № 1

Расположить химические элементы 2,3,4 периодов в порядке возрастания относительных атомных масс, разделить их на ряды, начинающиеся щелочным металлом и заканчивающиеся инертным газом.

Выявить:

- 1) Закономерности изменения свойств химических элементов в рядах, объяснить почему.
- 2) Закономерности изменения валентности в кислородных соединениях химических элементов, объяснить
- 3) Закономерности изменения валентности по в водородных соединениях химических элементов.

Задание № 2

Ряды химических элементов в которых свойства изменяются последовательно (металлические усиливаются, а неметаллические ослабевают) расположить друг под другом.

Выявить:

1. Закономерности изменения свойств химических элементов от периода к периоду, объяснить почему.
2. Определить группы сходных элементов.

Задание № 3

Записать схемы строения атомов химических элементов, электронные формулы и их графическое изображение, дать общую характеристику химических элементов периодической таблицы Д.И. Менделеева.

Таблица 1. Варианты заданий.

Характеристики	I в	II в	III в	IV в	V в	VI в	VII в
	алюминий	кремний	сера	цинк	кальций	бром	фосфор
Знаки химических элементов							
Число e^- , p^+ , p^0							
Аг (элемент)							
Количество энергетических уровней							
Формула высшего оксида							
Формула летучего водородного соединения							
Количество валентных электронов							
Номер группы, подгруппа							
Схема строения атомов химических элементов							
Электронная формула химических элементов							
Графическое изображение электронной формулы							

Контрольные вопросы:

- 1.Формулировка периодического закона Д.И. Менделеева.
- 2.Что называется периодом?
- 3.Что такое группа?
- 4.Как изменяются свойства химических элементов в периодах и почему?
- 5.Как изменяются свойства химических элементов в группах и почему?

Содержание отчета:

- 1.Напишите номер, тему и цель работы.
- 2.Напишите решение заданий, результаты представьте в виде таблицы №1
- 3.Устно ответьте на контрольные вопросы.

Список литературы:

Основные источники:

1.Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1.Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа №2

Тема: Приготовление растворов заданной концентрации.

Цель работы: приобретение навыков приготовления растворов различной концентрации из сухой соли .

Теоретическое обоснование.

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/м³, г/л.

3. **Титр Т** – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Единицы измерения титра – г/мл, кг/см³.

4. **Молярная концентрация с** – отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к объему раствора. Единицы измерения - моль/м³, (моль /л). Раствор, имеющий концентрацию 1 моль/л, обозначают 1 М; 0,5 моль/л, обозначают 0,5 М.

5. **Молярная концентрация эквивалентов с_{эк}** (нормальная концентрация) – это отношение количества вещества эквивалентов (моль) к объему раствора (л). Единица измерения нормальной концентрации моль/л. Например, с_{эк}(KOH) = 1 моль/л, с_{эк}(1/2H₂SO₄) = 1 моль/л, с_{эк}(1/3 AlCl₃) = 1 моль/л. Раствор в 1 л которого содержится 1 моль вещества эквивалентов, называют нормальным и обозначают 1н.

6. **Моляльность b** - это отношение количества растворенного вещества (в молях) к массе m растворителя. Единица измерения моляльности моль/кг. Например, b(HCl/H₂O) = 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-

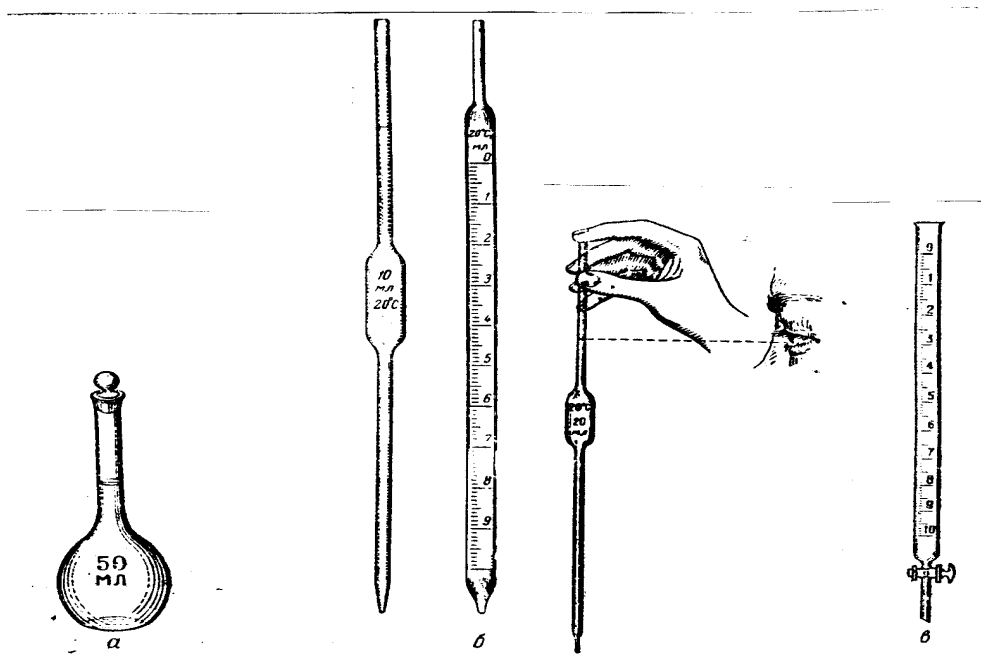
Для приготовления растворов определенной концентрации, для точного измерения объемов применяют мерную посуду: мерные колбы, пипетки и бюретки.

Мерные колбы – тонкостенные плоскодонные сосуды с длинным узким горлом, на котором нанесена метка в виде кольцевой черты. На каждой колбе обозначены ее емкости и температура, при которой эта емкость измерена. Колба должна плотно закрываться пробкой (рис.1).

Пипетки используют для отбора определенного объема пробы жидкости.

Пипетки Мора представляют собой стеклянные трубки с расширением посередине. Нижний конец оттянут в капилляр, на верхнем нанесена метка, до которой следует набирать измеряемую жидкость. На пипетке указана объемность. Широко применяют также градуированные пипетки различной емкости, на наружной стенке которых нанесены деления. Для наполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и втягивают последнюю при помощи груши или специального приспособления. Жидкость набирают так, чтобы она поднялась на 2-3 см выше метки, затем быстро закрывают верхнее отверстие указательным пальцем правой руки, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Затем ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки. В тот момент, когда нижний мениск (уровень) жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. Введя пипетку в сосуд, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того, как жидкость вытечет, пипетку держат еще 5сек прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси.

Бюретки применяют при титровании, для измерения точных объемов и т.д.



а - мерная колба; б – пипетки; в – бюретка.

Рис. 1 Мерная посуда

Объемные бюретки – это стеклянные трубки с несколько оттянутым нижним концом или снабженным краном. На наружной стенке по всей длине бюретки нанесены деления в 0,1мл. К оттянутому концу бескрановой пипетки с помощью резиновой трубки закладывают стеклянную бусинку. Бюретку заполняют жидкостью через воронку. Затем открывают кран и зажим, чтобы заполнить раствором часть бюретки, расположенной ниже крана или зажима до нижнего конца капилляра. Бюретку заполняют так, чтобы вначале уровень жидкости был несколько выше нулевого деления шкалы. Затем, осторожно приоткрывая кран, устанавливают уровень жидкости на нулевое деление. Каждое титрование следует начинать только после заполнения бюретки до нуля.

Для менее точного измерения объемов жидкости используют мерные цилиндры и мензурки (рис.2)

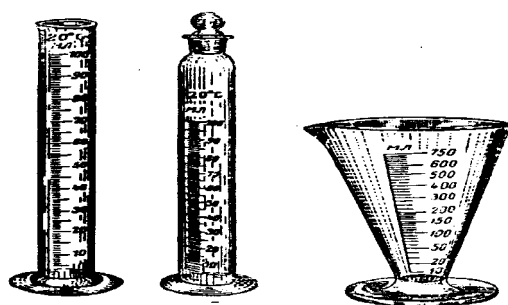


Рис.2 Мерные цилиндры и мензурки

Ход работы:

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить эксперимент.
3. Составить отчет.
4. Сделать вывод.
5. Устно ответить на вопросы.

Реактивы и оборудование: весы, колба, мерный цилиндр, стакан, хлорид натрия, вода, ареометр.

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 (рис.3).

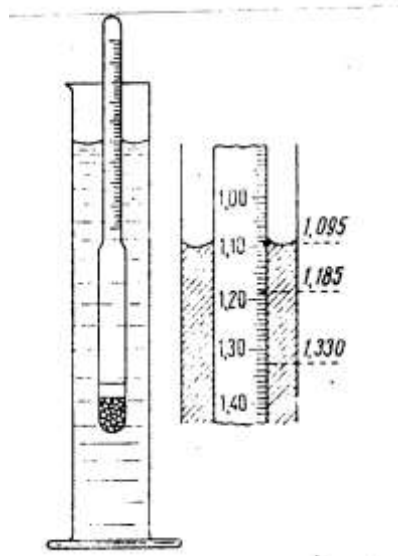


Рис. 3 Ареометр и отсчет по его шкале

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 верхней узкой 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 табл.1.

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 С	20 ⁰ С		10 ⁰ С	20 ⁰ С
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

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

Рассчитывают, сколько миллилитров исходного раствора и воды следует взять для приготовления 250мл 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 $\delta_{отн}$

$$\delta_{отн} = \frac{C - C_1}{C} * 100\%,$$

где C – заданная концентрация

C_1 - полученная концентрация.

Опыт 2. Приготовить раствор хлорида натрия с заданной массовой долей. Предложенный вариант отметьте .

Варианты:

1	2	3	4	5	6	7	8
1%	3%	4%	2%	5%	6%	8%	7%

1. Рассчитайте какие массы твердого вещества и воды необходимы для приготовления 200 г. вашего раствора.

2. Расчеты зафиксируйте в тетрадях.

3. На весах взвести необходимую массу вещества.

4. Отмерьте требуемый объем дистиллированной воды (вспомните правила измерения объема жидкостей) и вылейте ее в колбу с солью. Содержимое колбы перемешайте до полного растворения соли.

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель.

2. Результаты опыта занесите в таблицу 2.

Таблица 2.

Масса соли	Объем воды	Ход решения задачи

3. Сделать общий вывод о проделанной работе.

4. Ответить на контрольные вопросы устно.

Контрольные вопросы:

1. Что такое раствор?

2. Что такое концентрация раствора, в чем она выражается?

3. Какая посуда используется для приготовления растворов разной концентрации.

4. Насыщенные и ненасыщенные растворы.

Список литературы:

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://bibliob-online.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа № 3

Тема: Химические свойства кислот.

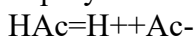
Цель: исследовать общие свойства кислот, определить факторы, влияющие на активность кислот.

Теоретическое обоснование:

Кислоты – это сложные вещества, содержащие в своем составе водород, способный замещаться металлом и образовывать соли. По способностям атомов водорода замещаться на металл кислоты могут быть одноосновные, двухосновные, трехосновные, четырехосновные...

Кислоты бывают твердыми и жидкими, сильными и слабыми. Большинство кислот растворяются в воде. Растворы сильных кислот могут разрушать ткани и кожу. Некоторые кислоты являются растворами газов в воде.

Общие свойства кислот обуславливаются присутствием в водных растворах ионов H^+ , которые образуются в результате электролитической диссоциации молекул кислот:



1. Кислоты одинаково изменяют цвет индикаторов

Изменение цвета индикатора в растворах кислот

Индикатор	Цвет индикатора	Цвет индикатора в растворах кислот
Лакмус	Фиолетовый	Красный
Метилоранж	Оранжевый	Красный
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный

Кислоты могут быть твердыми и жидкими, сильными и слабыми, летучими и нелетучими. Растворы кислот изменяют цвет, метиловый оранжевый – красный, синий лакмус – так же в красный, фенолфталеин остается бесцветным.

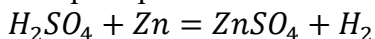
2. Кислоты взаимодействуют с металлами. Характер продуктов этих реакций зависит от природы и концентрации кислоты и от активности металла. Активность металла определяется его положением в электрохимическом ряду напряжений

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

В этом ряду активность металлов уменьшается слева направо.

Разбавленная серная кислота, хлорноводородная и другие кислоты взаимодействуют с металлами, которые находятся в электрохимическом ряду напряжений левее водорода. В результате реакции образуется соль и газообразный водород.

Например:



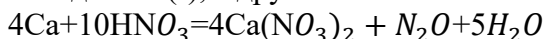
Указанные кислоты не взаимодействуют с металлами, которые находятся в электрохимическом ряду напряжений левее водорода.

Ag + HCl =

Концентрированная H_2SO_4 при нагревании реагирует со всеми металлами (кроме Pt и Au), при этом водород не выделяется, с тяжелыми металлами образуется газ SO_2 (сернистый), с более активными металлами H_2S (сероводород)



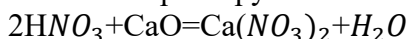
Концентрированная HNO_3 , с щелочными и щелочно-земельными металлами образуется газ N_2O – оксид азота(I), с другими тяжелыми металлами NO_2 – оксид азота(IV)



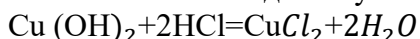
Разбавленная HNO_3 взаимодействует с щелочными и щелочно-земельными металлами, а так же с Zn, Fe, Sn, при этом выделяется газ NH_3 или образуется соль аммония ($NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3$), при реакции с остальными тяжелыми металлами образуется газ NO – оксид азота(II)



3. Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами, образуя соль и воду:

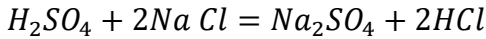


4. Кислоты взаимодействуют с гидроксидами, образуя соль и воду.

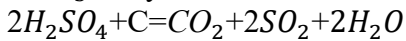


5. Кислоты взаимодействуют с солями, при этом образуется новая соль и новая кислота. Реакции могут быть с растворами солей (тогда одно из веществ должно выпадать в осадок или

выделяться в виде газа), а также с твердыми солями (тогда должна быть соль менее сильной или более летучей кислоты):



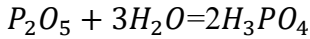
Кислоты-окислители – концентрированная H_2SO_4 и концентрированная и разбавленная HNO_3 , могут взаимодействовать с неметаллами:



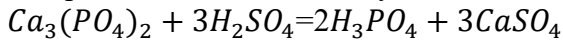
6. При нагревании некоторые кислоты разлагаются



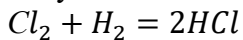
Получение кислот. Кислородосодержащие кислоты получают при взаимодействии кислотных оксидов с водой



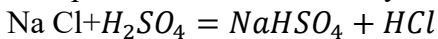
или реакцией обмена между солью и кислотой



Бескислородные кислоты получают синтезом простых веществ с последующим растворением полученных газов в воде



Или реакцией обмена между солью и кислотой



Ход работы

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить все опыты.
3. Составить отчет.

Реактивы и оборудование: дистиллированная вода H_2O , соляная кислота HCl , раствор метилового оранжевого, фенолфталеина, индикаторная бумага, раствор серной кислоты H_2SO_4 , цинк Zn , железо Fe , медь Cu , оксид меди(II) CuO , спиртовка, воронка, фильтровальная бумага, стакан, фарфоровая чашка, штатив, шпатель, пробирки, штатив для пробирок.

Опыт 1. Окраска растворов индикаторов.

Испытать растворы дистиллированной воды, кислоты (соляная кислота) разными индикаторами (растворами метилового оранжевого, фенолфталеина и индикаторной бумагой). Отметить изменение окраски по сравнению с контрольными пробирками. Полученные результаты занести в таблицу 1.1

Опыт 2 Взаимодействие металлов с растворами кислот.

В три пробирки внести по 1 мл раствора серной кислоты и по кусочку металла: в первую - цинк, во вторую – железа, в третью – меди. Наблюдать выделение газа. Сделать вывод о том, какой газ выделяется, и объяснить, почему одна реакция не идет. Результаты занести в таблицу 2.2

Опыт 3. Взаимодействие серной кислоты с оксидом меди(II).

В одну пробирку прилить 2-3 мл серной кислоты и слегка нагреть. Затем добавить к нему оксид меди(II) до тех пор пока он не перестанет растворяться. Прилить 1/2 пробирки воды и нагреть до кипения. Наблюдать растворение оксида меди, изменение окраски раствора. Полученный раствор отфильтровать и подвергнуть выпариванию в фарфоровой чашке. Полученные результаты занести в таблицу 2.2.

Опыт № 4 Взаимодействие с основанием с образованием соли и воды (реакция нейтрализации).

В пробирку с гидроксидом натрия прилить раствор фенолфталеина, добавить раствор соляной кислоты. Наблюдать изменение цвета индикатора. О чем это свидетельствует? Записать уравнение реакции в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде.

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель работы.
2. Заполнить таблицу 2.1.

Таблица 2.1. Кислотно-основные индикаторы и их окраска.

Индикатор	Цвет индикатора		
	Нейтральная среда (дистиллированная)	Кислая среда (p-p кислот)	Щелочная среда (p-p щелочей)

	вода)		
Лакмус Метиловый оранжевый Фенолфталеин			

3. Заполнить таблицу 2.2.

Таблица 2.2

Что делали?	Что наблюдали?	Выводы
-Название опыта -уравнения реакции	Признаки реакции (выпадение осадка, его цвет, выделение)	

4. Составить уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

5. Сделать общий вывод о проделанной работе (по цели)

6. Ответить на контрольные вопросы (устно)

Контрольные вопросы

1. Какие соединения называются кислотами?

2. Назовите физические свойства кислот.

3. Какими химическими свойствами обладают кислоты?

4. Как кислоты взаимодействуют с металлами? Приведите примеры.

5. Назовите основные способы получения кислот.

6. Написать уравнения реакции диссоциации хлороводородной кислоты и гидроксида натрия в растворах. Сделать вывод, какие ионы определяют кислую и щелочную реакцию среды.

Список литературы

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://biblionline.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа № 4

Тема: Химические свойства оснований. Амфотерные гидроксиды.

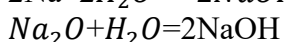
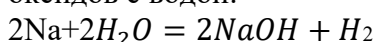
Цель : Получение оснований и подтверждение их свойств.

Теоретическое обоснование

Основания—это сложные вещества, которые состоят из атомов металла и одной или нескольких групп OH , называемой гидроксогруппой.

Например: $\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^-$

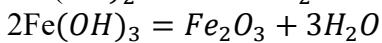
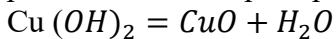
Растворимые в воде основания, т.е. щелочи, получаются при взаимодействии металлов или их оксидов с водой:



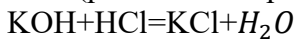
Свойства. Основания - твердые вещества. Они имеют разный цвет и различную растворимость в воде. Растворы щелочей изменяют окраску индикаторов: бесцветный фенолфталеин переходит в малиновый, красный лакмус в синий, метиловый оранжевый в желтый. Щелочи могут разрушать

ткани и кожу, поэтому обращаться с ними нужно осторожно. Растворы щелочей мыльные на ощупь.

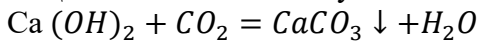
Щелочи Na OH и KOH очень устойчивы к нагреванию. Например, Na OH кипит при температуре 1400 С без разложения. Однако большинство нерастворимых оснований при нагревании разлагаются. Например:



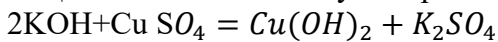
1. При взаимодействии оснований с кислотами в эквивалентных количествах образуется соль и вода (реакция нейтрализации)



2. Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами:

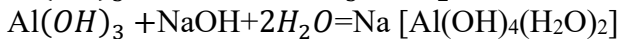
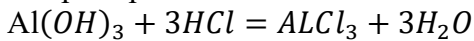


3. Щелочи взаимодействуют с растворами различных солей. Например:



Амфотерными называются такие гидроксиды, которые при диссоциации образуют одновременно и катионы водорода H^+ , и гидроксид – ионы OH^- . Такими являются $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Be(OH)_2$...

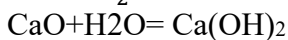
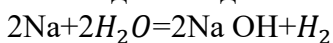
Амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами щелочей. Например:



Следовательно, у амфотерных гидроксидов в равной мере выражены и кислотные, и щелочные свойства.

Получение оснований.

Щелочи можно получить при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов, а также их оксидов с водой:



Ход работы.

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить все опыты.
3. Составить отчет.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, фенолфталеин, растворы: сульфат цинка $ZnSO_4$, гидроксид натрия NaOH, соляной кислоты HCl, серной кислоты H_2SO_4 , сульфата меди $CuSO_4(II)$, хлорида железа $FeCl_3(III)$, универсальная индикаторная бумажка.

Опыт № 1 Получение и свойства нерастворимых оснований

В две пробирки налить по 1мл гидроксида натрия и в обе добавить по 1 мл сульфата меди (II). Что наблюдаете? В одну добавить несколько капель фенолфталеина, а во вторую - немного серной кислоты. Полученные результаты занесите в таблицу 1.1. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионных формах. ПОМНИТЕ! Осадки на ионы не распадаются!

Опыт № 2 Действие индикаторов на растворы щелочей.

В две пробирки налить по 1 мл гидроксида натрия, в одну добавить несколько капель фенолфталеина, в другую метилоранж. На полоску индикаторной бумаги капнуть раствора щелочи. Что наблюдаете? Сделайте вывод. Результаты опыта занесите в таблицу 1.2.

Опыт №3 Взаимодействие с растворами кислот.

В пробирку с гидроксидом натрия добавить по каплям раствор серной кислоты. Полученные результаты занесите в таблицу 1.1. Написать уравнения реакции в молекулярной и ионных формах. ПОМНИТЕ! Вода является слабым электролитом и записывается в виде молекулы!

Опыт № 4 Взаимодействие щелочей с растворами солей.

В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида натрия и несколько капель раствора хлорида железа (III) до образования осадка. Полученные результаты занесите в таблицу 1.1. Написать уравнения реакции в молекулярной и ионных формах.

Опыт № 5. Получение амфотерных гидроксидов и исследование их свойств.

В две пробирки внести по 4-5 капель раствора сульфата цинка. Добавлять по каплям в каждую пробирку раствор гидроксида натрия до образования студенистого осадка. Для исследования свойства гидроксида прилить до растворения осадков: к первой пробирке – раствор хлорноводородной кислоты, ко второй раствор гидроксида натрия. Полученные результаты занесите в таблицу 1.1. Написать уравнения реакции в молекулярной и ионных формах.

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель работы.
2. Заполнить таблицу 1.1.

Таблица 1.1. Результаты опытов 1,3,4,5.

Что делали?	Что наблюдали?	Выводы
-название опыта -уравнение реакции	Признаки реакции(выпадение осадка, его цвет, выделение газа и т.п.)	

3. Заполнить таблицу 1.2.

Таблица 1.2. Кислотно-основные индикаторы и их окраска.

название	Окраска индикатора в среде	
	нейтральная	щелочная
Универсальная индикаторная бумага		
метилоранж		
фенолфталеин		

4. Сделать общий вывод о проделанной работе (по цели)
5. Ответить на контрольные вопросы (устно).

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называются основаниями?
2. Физические и химические свойства оснований.
3. Какие основания называются амфотерными, какими свойствами они обладают.
4. Основные способы получения оснований.

Список литературы:

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://bibliob-online.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд., испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа № 5

Тема: Реакции ионного обмена. Гидролиз солей.

Цель: 1. Установление обратимости реакций в растворах.

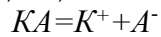
2. Установление и обоснование реакции среды при гидролизе различных солей.

Теоретическое обоснование

Реакции ионного обмена - это реакции между ионами, образовавшимися в результате диссоциации электролитов.

Распад электролита на ионы в растворе или расплаве называют *электролитической*

диссоциацией:



Вещества, растворы которых обладают электрической проводимостью, называются **электролитами**.

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные, средние и слабые. Степень диссоциации - это отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул.

Сильными кислотами, т.е. сильными электролитами являются: HNO_3 , **HCl**, HBr, H_2SO_4 . Слабые кислоты: CH_3COOH , HNO_2 , H_2S , H_2CO_3 .

Из оснований сильными электролитами являются: KOH, NaOH, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, - все они растворимы в воде. Слабыми электролитами являются: NH_4OH , и все основания нерастворимые в воде.

На основании теории электролитической диссоциации Аррениус дал новые определения основаниям, кислотам и солям.

Кислоты - это электролиты, диссоциирующие с образованием катионов водорода H^+
 $\text{HNO}_3 \sim \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

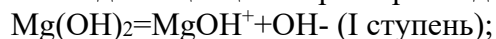
Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



$\text{HSO}_3^- = \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$ (II ступень); причем степень диссоциации на первой степени более сильная, чем на последующих

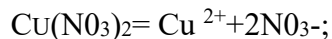
Основанияной -электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксидной группы OH^-
 $\text{KOH}=\text{K}^++\text{OH}^-$

Ступенчатая диссоциация характерна и для оснований



Ступенчатая диссоциация обуславливает возможность образования кислых и основных солей.

Соли, растворимые в воде, являются сильными электролитами и диссоциируют с образованием положительных ионов металла и отрицательных ионов кислотного остатка:



Правила составления ионных уравнений реакций

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

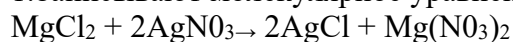
2. Малорастворимые вещества находятся в растворах в виде ионов.

3. Если малорастворимое вещество образуется в результате реакции, то при записи ионного уравнения его считают нерастворимым.

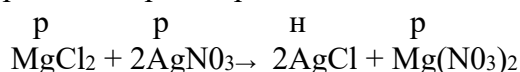
4. Сумма электрических зарядов ионов в левой и в правой части уравнения должна быть одинаковой.

Порядок составления ионных уравнений реакции

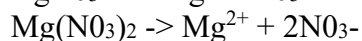
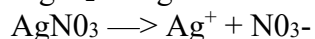
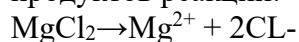
1. Записывают молекулярное уравнение реакции:



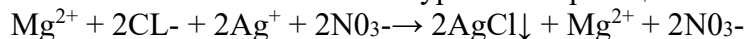
2. Определяют растворимость каждого из веществ с помощью таблицы растворимости:



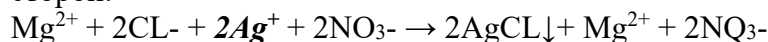
3. Записывают уравнения диссоциации растворимых в воде исходных веществ и продуктов реакции:



4. Записывают полное ионное уравнение реакции:

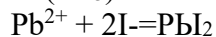
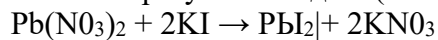


5. Составляют сокращенное ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон:

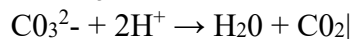
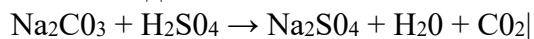


Химическая реакция необратима:

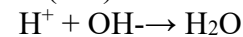
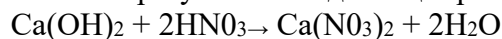
1. Если образуется осадок (смотри таблицу растворимости)



2. Если выделяется газ:



3. Если образуется малодиссоциированное вещество (H_2O):



В остальных случаях реакции обратимы \rightleftharpoons .

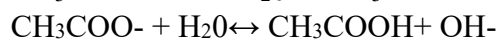
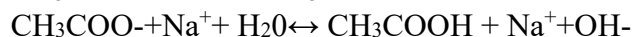
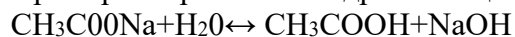
Гидролиз солей.

Процесс взаимодействия ионов соли с ионами воды, приводящий к образованию слабых электролитов, называют **гидролизом**.

Виды гидролиза

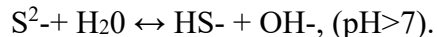
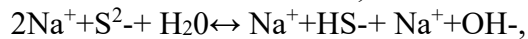
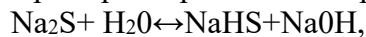
1. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой (например, CH_3COONa , K_2SO_3 , Na_2CO_3 , Na_2S , KCN .)

Пример 1. Уравнение гидролиза ацетата натрия может быть представлено уравнениями:



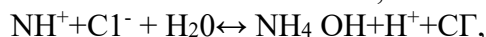
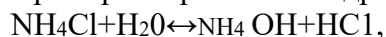
Так как образуются гидроксид ионы (OH^-), следовательно раствор имеет щелочную среду ($\text{pH} > 7$). 1

Пример 2. Уравнение гидролиза сульфида натрия:

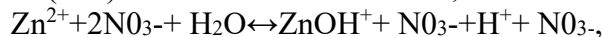
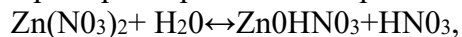


2. Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой (например, NH_4Cl , CuSO_4 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, AlCl_3).

Пример 3. Уравнение гидролиза соли хлорида аммония:



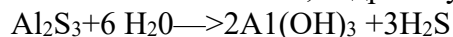
Пример 4. Уравнение гидролиза нитрата цинка:



Растворы солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, имеют кислую реакцию среды.

3. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$, Al_2S_3).

Пример . Соли, образованные слабыми многокислотными основаниями и слабыми многоосновными кислотами, гидролизуются необратимо:



Таким образом, **сущность реакции гидролиза** сводится к тому, что один из ионов воды (H^+ или OH^-) связывается ионом соли в слабодиссоциирующую частицу или труднорастворимое вещество, а другой ион воды накапливается в растворе, сообщая ему кислую или щелочную реакцию.

4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (NaCl , K_2SO_4 , KNO_3), гидролизу не подвергаются, так как при их взаимодействии с водой не образуются слабые электролиты. Поэтому в растворах этих солей $\text{pH} = 7$, т.е. реакция среды нейтральная.

Ход работы

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить все опыты.
3. Составить отчет.

Реактивы и оборудование: дистиллированная вода, соляная кислота HCl , раствор щелочи NaOH , растворы сульфата натрия Na_2SO_4 , хлорида бария BaCl_2 , растворы карбоната натрия Na_2CO_3 , кристаллический карбонат натрия Na_2CO_3 , кристаллический хлористый аммоний NH_4Cl , универсальная индикаторная бумажка, фенолфталеин, микрошпатель, штатив с пробирками и ячейки.

Опыт 1. Реакции с образованием малорастворимых осадков

В пробирку поместите 1 мл сульфата натрия. Добавить 1 мл хлорида бария. Наблюдать выпадение осадка. Результаты опыта занести в таблицу 1.1. В выводе указать обратима или необратима проведенная вами реакция. Почему? Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Реакции с образованием газообразных веществ.

В пробирку добавить 1 мл карбоната натрия и 0,5 мл соляной кислоты. Наблюдать выделение газа. Результаты опыта занести в таблицу 1.1. В выводе указать обратима или необратима проведенная вами реакция. Почему? Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном

виде.

Опыт 3. Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующего вещества.

В одну пробирку налейте раствора гидроксида натрия и добавьте фенолфталеин, раствор приобретает малиновую окраску. Затем прилейте раствор соляной кислоты до обесцвечивания. Результаты опыта занесите в таблицу 1.1. В выводе укажите идет ли данная реакция до конца и почему? Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

1

Опыт 4. Установление реакции среды растворов солей при гидролизе.

В две пластмассовые ячейки микрошпатель помещите несколько кристалликов солей: в 1-ую - карбоната натрия, во 2-ю - хлорида аммония. Добавить в каждую ячейку по 2 капли дистиллированной воды и опустить индикаторную бумажку. Наблюдать изменение цвета индикаторной бумаги. Результаты наблюдений занести в таблицу 1.1. В выводе указать значение pH и реакцию среды. Какая соль с водой не реагирует (нет изменения цвета индикаторной бумаги)? Записать уравнения реакций.

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель работы.

2. Заполнить таблицу 1.1.

Таблица 1.1.

Что делали	Что наблюдали	Выводы
название опыта; уравнения реакций.	признаки реакции (выпадение осадка, его цвет, выделение газа и т.п.).	

3. Сделать общий вывод о проделанной работе (по цели).

4. Ответить на контрольные вопросы. (Устно).

Контрольные вопросы

1. Что такое электролитическая диссоциация?

2. Дать определение кислоты, соли и основания с позиций теории электролитической диссоциации.

3. Какие электролиты слабые и сильные.

4. Что такое гидролиз солей? Какие соли не подвергаются этому процессу?

5. Какие ионы определяют кислую среду, а какие - щелочную?

Список литературы

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://biblionline.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд., испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа № 6

Тема: скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

Цель работы: проделать реакции, протекающие с разной скоростью, рассмотреть при каких условиях скорость химических реакций изменяется.

Теоретическое обоснование.

1

Понятие о скорости химической реакции. Вам известно, что некоторые химические реакции, например горение водорода в хлоре, протекают очень быстро; другие же, например ржавление железа-медленно. Для повышения производительности химических производств необходимо создать условия, способствующие ускорению химических процессов. Чем быстрее будет протекать та или иная химическая реакция, тем больше в единицу времени образуется требуемого продукта. Некоторые химические реакции наносят вред (ржавление железа, порча пищевых продуктов). Скорость таких нежелательных реакций необходимо замедлить.

Что же такое скорость химических реакций и как она определяется и изменяется? Нетрудно понять, что скорость реакции должна определяться изменением концентрации прореагировавшего или образующегося вещества в единицу времени. Концентрация вещества часто определяется числом молей в литре.

Допустим что начальная концентрация оксида серы(IV) в реакции окисления его до оксида серы(VI) была 2 моль/л, а через 50 с стала 0,5 моль/л. В этом случае скорость данной реакции (v) равна:

$$v=(2-0,5)/50=1,5/50=0,03, \text{ или } 0,03 \text{ моль}/(\text{л}\cdot\text{с})$$

Это означает, что в каждую секунду в 1 л газовой смеси 0,03 моль оксида серы (IV) превращается в оксид серы(VI).

Если первоначальную концентрацию вещества обозначить c_1 , а через некоторое время t_2 , то скорость реакции в общем виде можно выразить так:

$$v=(c_1-c_2)/(t_2-t_1) \text{ или } \Delta c/\Delta t,$$

где $\Delta c=c_1-c_2$ и $\Delta t=t_2-t_1$.

Следовательно, скорость химической реакции определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени.

Зависимость скорости химических реакций от условий их протекания.

Условия, определяющие скорость химических реакций:

1. Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ.

Для веществ в растворенном состоянии и газов скорость химических реакций зависит от 2. концентрации реагирующих веществ.

3. Для веществ в твердом состоянии скорость реакции прямо пропорциональна поверхности реагирующих веществ.

4. При повышении температуры на каждые 10°C скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза.

5. Скорость химических реакций зависит от присутствия некоторых веществ.

Вещества, которые ускоряют химические реакции, но сами при этом не расходуются, называются катализаторами.

Вещества, которые замедляют скорость химической реакций, называют ингибиторами.

Ход работы:

1. Изучить теоритическое обоснование.

2. Выполнить эксперимент.

3. Составить отчет.

4. Сделать вывод.

5. Устно ответить на вопросы.

Реактивы и оборудование: штатив с пробирками, нагревательный прибор, соляная кислоты HCl , серная кислота H_2SO_4 , металлы – медь Cu , железо Fe , цинк Zn , алюминий Al , вода H_2O , кусочки мрамора CaCO_3 , и равная им по массе мелкая крошка мрамора, раствор медного купороса CuSO_4 .

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ.

В две пробирки налейте по пять капель соляной кислоты. Опустите в одну пробирку алюминий, в другую - железо. Наблюдайте за скоростью выделения водорода. Сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от природы реагирующих веществ. Запишите уравнения реакций, полученные результаты в таблицу 1.

Опыт 2. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

В одну пробирку налейте 2 мл серной кислоты, в другую 1 мл серной кислоты и 1 мл воды. Опустите в каждую пробирку алюминий. Наблюдайте за скоростью выделения водорода. Сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от концентрации кислот. Полученные результаты занесите в таблицу 1.

Опыт 3. Зависимость скорости химической реакции от температуры.

В две пробирки налейте по 2 мл серной кислоты, опустите в них алюминий в одинаковых количествах. Содержимое одной из пробирок нагрейте. В какой пробирке реакция идет быстрее? Почему? Результаты занесите в таблицу.

Опыт 4. Зависимость скорости химической реакции от поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

В две пробирки налейте в равных объемах серной кислоты. Поместите одновременно в одну из пробирок мрамора, в другую равную по массе мраморную крошку. Наблюдайте, в какой из пробирок реакция закончится раньше. Почему? Сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Результаты занесите в таблицу 1.

Опыт 5. Влияние индикатора на скорость химической реакции.

В две пробирки налейте по 2 мл серной кислоты и поместите в них одинаковое количество алюминия. Добавьте в одну из пробирок несколько капель медного купороса. Что вы наблюдаете? Как образовавшаяся медь влияет на скорость химической реакции? Как называют ускоряющие химические реакции вещества? Результаты занесите в таблицу

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему, цель.

2. Заполнить таблицу 1.

Таблица 1.

Что делали?	Что наблюдали?	Выводы
-название опыта -уравнение реакции	Признаки реакции(выпадение осадка, его цвет, выделение газа и т.п.)	

3. Сделайте общий вывод.

4. Ответить на контрольные вопросы устно.

Контрольные вопросы:

1. Как определяется скорость химических реакций?

2. Назовите факторы, влияющие на скорость химических реакций.

3. Какие вещества называются катализаторами?

4. Какие вещества называются ингибиторами?

Список литературы:

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://biblionline.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа №7

Тема: Общие свойства металлов. Качественные реакции на ионы железа +2 и +3.

Цель работы: 1. Изучение взаимодействия металлов с кислотами и солями.

2. Исследование свойств соединений железа.

Теоретическое обоснование

Общая характеристика металлов.

Как известно, все химические элементы и образуемые ими простые вещества делятся на металлы и неметаллы.

Если провести диагональ в периодической таблице Менделеева от элемента бора В (порядковый номер 5) до элемента астата At (порядковый номер 85). то слева от этой диагонали в периодической системе все элементы являются металлами, а справа от нее элементы побочных подгрупп являются металлами, а элементы главных подгрупп - неметаллами.

Элементы, расположенные вблизи диагонали (например, Al, Ti, Ga, Sb, Te, As, Nb), обладают двойственными свойствами: в некоторых своих соединениях ведут себя как металлы; в некоторых проявляют свойства неметаллов.

Атомы большинства металлов на внешнем электронном слое имеют от 1 до 3 электронов.

Исключение имеют атомы германия Ge, олова Sn, свинца Pb на внешнем электронном слое имеют четыре электрона, атомы сурьмы Sb, висмута Bi - пять, атомы полония Po - шесть.

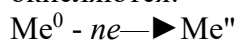
Атомы металлов имеют меньший заряд ядра и больший радиус (размер) по сравнению с атомами неметаллов данного периода. Поэтому прочность связи внешних электронов с ядром в атомах металлов небольшая. Атомы металлов легко отдают валентные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы.

Простые вещества, которые образуют элементы-металлы, при обычных условиях являются твердыми кристаллическими веществами (кроме ртути).

Для металлов характерна высокая пластичность, металлический блеск, обычно серый цвет и непрозрачность, что связано с наличием свободных электронов. Так же для всех металлов характерна хорошая электропроводность и теплопроводность. Наибольшей электрической проводимостью обладают серебро и медь. Разнообразны температуры плавления и кипения. Самый легкоплавкий металл - ртуть (-38,9°), а самый тугоплавкий вольфрам (3390°). Металлы, плавящиеся при температуре выше 1000°С, называют тугоплавкими, ниже - легкоплавкими. Металлы отличаются по твердости. Самый твердый хром (режет стекло), а самый мягкий - калий, рубидий, цезий. Они легко режутся ножом.

Химические свойства металлов

Как уже было сказано, атомы металлов более или менее легко отдают электроны, т.е. окисляются:



(металл) (ион металла)

Атомы металлов не могут присоединять электроны. Поэтому металлы во всех химических реакциях являются *восстановителями* и в соединениях имеют только положительные степени окисления. Восстановительная активность различных металлов неодинакова. В периодах слева

направо восстановительная активность металлов уменьшается; в главных подгруппах сверху вниз - увеличивается.

Металлы по их активности можно расположить в ряд, получивший название «ряд напряжений металлов» (электрохимический ряд напряжений металлов):

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd,

Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Fd, Pt, Au _____ |

1

Ряд напряжений характеризует химические свойства металлов:

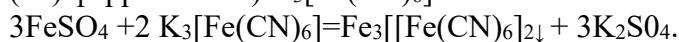
1. Чем левее расположен металл в ряду напряжений, тем сильнее его восстановительная способность (т.е. тем легче он отдает электроны (окисляется)).

2. Каждый металл способен вытеснить из растворов солей те металлы, которые стоят в ряду напряжений правее его.

3. Только металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода (H), способны вытеснить его из растворов кислот (например, Zn, Fe, Pb, но не Си, Hg, Ag).

Качественная реакция на катион железа (II)

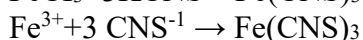
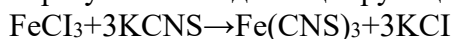
Реактивом для обнаружения катиона железа Fe^{2+} является красная кровяная соль (гексациано (III) феррат калия) $K_3[Fe(CN)_6]$:



При взаимодействии ионов $Fe(CN)_6^{3-}$ с катионами железа Fe^{2+} образуется темно-синий осадок:
 $3 Fe^{2+} + 2 Fe(CN)_6^{3-} = Fe_3[[Fe(CN)_6]_2] \downarrow$

Качественные реакции на катион железа (III)

Катионы Fe^{3+} легко обнаруживаются с помощью роданида аммония (NH_4CNS) или роданида калия ($KCNS$). В результате взаимодействия ионов CNS^{-1} с катионами железа (III) Fe^{3+} образуется малодиссоциирующий роданид железа (III) кроваво-красного цвета:



Ход работы

1. Изучить теоретическое обоснование.

2. Выполнить все опыты.

3. Составить отчет.

Реактивы и оборудование: гранулы цинка Zn, железа Fe, меди Cu, растворы сульфата меди $CuSO_4$, сульфата железа (II) $FeSO_4$, гексацианоферрата калия (III) $K_3[Fe(CN)_6]$:

(красная кровяная соль), серной кислоты H_2SO_4 , хлорида железа (III) $FeCl_3$, роданида калия $KCNS$, штатив с пробирками.

Опыт 1. Взаимодействие металлов с растворами кислот

В три пробирки внести по 1 мл раствора серной кислоты и по кусочку металла: в первую - цинка, во вторую железа, в третью - меди. Наблюдать выделение газа. Сделать вывод о том, какой газ выделяется, и объяснить, почему одна реакция не идет.

Результаты опыта занести в таблицу 2.2.

Опыт 2. Взаимодействие металлов с растворами солей

Экспериментально проделайте реакции между следующими веществами:

1. раствором сульфата меди и цинком;

2. раствором сульфата меди и железом;

3. раствором сульфата железа (II) и медью;

4. раствором сульфата железа (II) и цинком.

Результаты опыта занести в таблицу 2.2.

Сделать выводы: все ли реакции протекают? Почему?

Опыт 3. Качественные реакции на ионы железа (II)

К 1 мл раствора сульфата железа (II) добавить несколько капель раствора гексацианоферрата (III) калия (красная кровяная соль). Наблюдать окраску и выпадение осадка. Результаты опыта занести в таблицу 2.2.

В выводе указать какой качественный реактив используют для обнаружения иона железа

$2+$. Записать уравнения реакций.

Опыт 4 Качественные реакции на ионы железа (III)

Внести в пробирку 8-10 капель раствора хлорида железа (III) и одну каплю раствора роданида калия. Наблюдать окраску образовавшегося раствора. Результаты опыта занести в таблицу 2.2. В выводе указать какой качественный реактив используют для обнаружения иона железа 3+. записать уравнения реакций.

Требования к составлению отчета

1

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель работы.
2. Заполнить таблицу 2.1.

Таблица 2.1.-Результаты опытов

Что делали	Что наблюдали	Выводы
название опыта; уравнения реакций.	- признаки реакции (выпадение осадка, его цвет, выделение газа и т.п.).	

3. Сделать общий вывод о проделанной работе (по цели).
4. Ответить на контрольные вопросы. (Устно).

Контрольные вопросы

1. Дайте общую характеристику металлам.
2. Что характеризует электрохимический ряд напряжений?
Какие из перечисленных металлов реагируют с раствором соляной кислоты: марганец, серебро, бериллий, алюминий и свинец? Уметь составлять реакции.
3. Какой металл, используемый в опыте 1, является самым активным, почему?
4. Какие металлы способны вытеснить другие металлы из растворов их солей?
5. Какие качественные реакции на ионы железа вы знаете?

Список литературы:

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.
2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://biblionline.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа №8.

Тема: Решение экспериментальных задач по неорганической химии.

Цель: Приобретение навыков решения экспериментальных задач.

Теоретическое обоснование.

Реакции, с помощью которых можно установить, какие ионы находятся в растворе, называются качественными реакциями. В результате таких реакций: изменяется цвет раствора, выпадает осадок или выделяется газ. (см. Таблицу 4.1.)

Таблица 4.1. - Характерные реакции на анионы.

Определяемые	Качественный реагент	Сокращенное ионное уравнение
Cl^-	Раствор нитрата серебра	$Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$ белый 1
Br^-	Раствор нитрата серебра	$Ag^+ + Br^- = AgBr \downarrow$ Желтоватый
I^-	Раствор нитрата серебра	$Ag^+ + I^- = AgI \downarrow$ Желтый
SO_4^{2-}	Раствор хлорида бария в люте	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$ белый
PO_4^{3-}	Раствор нитрата серебра	Желтый осадок в щелочной среде Ag_3PO_4

Ход работы.

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить все опыты.
3. Составить отчет.

Реактивы и оборудование: растворы хлорида бария $BaCl_2$, нитрата серебра $AgNO_3$, ортофосфата натрия Na_3PO_4 , хлорида калия KCl , йодида калия KI , бромид калия KBr , сульфата натрия Na_2SO_4 , гидроксида натрия $NaOH$, штатив с пробирками.

Опыт. Экспериментальное определение растворов сульфата натрия, хлорида калия, йодида калия, бромида калия, фосфата натрия.

В пробирках в разном порядке содержатся растворы следующих солей: Na_2SO_4 , KCl , KI , KBr , Na_3PO_4 . Определить в какой пробирке, какая соль находится. Для этого:

1. Испытать порцию каждого раствора хлоридом бария. С этим веществом прореагирует только одна соль. Наблюдать выпадение осадка.
2. По таблице 4.1. определить, какой анион вы обнаружили, и записать эти данные в выводе в таблице 4.2.
3. Взять пробы из оставшихся пробирок и испытать их раствором нитрата серебра. Наблюдать выпадение разноцветных осадков. В выводе указать, какую соль обнаружили. Результаты занести в таблицу 4.2.
4. После таблицы составить уравнения всех проделанных реакций в молекулярном и ионном видах.

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель работы.
2. Заполнить таблицу 4.2.

Таблица 4.2.

Номер пробирки	$BaCl_2$	$AgNO_3$	Вывод
№1	Записать цвет осадка или выделение газа	Записать цвет осадка или выделение газа	
№2	Записать цвет осадка или выделение газа	Записать цвет осадка или выделение газа	
№3	Записать цвет осадка или выделение газа	Записать цвет осадка или выделение газа	

№4	Записать цвет осадка или выделение газа	Записать цвет осадка или выделение газа	
№5	Записать цвет осадка или выделение газа	Записать цвет осадка или выделение газа	

3. Составить уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионном виде.

4. Сделать общий вывод о проделанной работе (по цели).

1

5. Ответить на контрольные вопросы. (Устно).

Контрольные вопросы

1. С помощью каких реакций можно распознать выданные вам соли?

2. Какие реакции называются качественными реакциями.

Список литературы:

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа №9

Тема: Качественный элементный анализ органических соединений.

Цель : Обнаружение углерода и водорода в предложенных органических соединениях.

Изготовление моделей углеводородов и галогенопроизводных.

Теоретическое обоснование

Органическая химия – это химия углеводородов и их производных. Углеводороды (УВ)- это простейшие органические вещества, молекулы которых состоят из атомов только двух элементов С и Н. Например: CH_4 .

В настоящее время органическую химию рассматривают как химию соединений углерода, но, отдавая дань уважения истории, по- прежнему продолжают называть её органической химией.

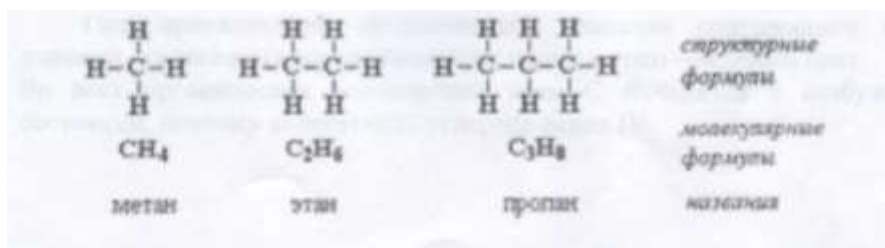
Алканы- алифатические предельные углеводороды, в которых атомы углерода связаны между собой простыми (одинарными) связями в неразветвленные или разветвленные цепи.

Алканы- название предельных углеводородов по международной номенклатуре.

Парафины – исторически сложившееся название, отражающее свойства этих соединений.

Предельными, или насыщенными, эти углеводороды называют в связи с полным насыщением углеродной цепи атомами водорода.

Простейшие представители алканов



1

Производные УВ - это продукты замещения атомов водорода в молекулах У В на другие атомы или группы атомов.

Сейчас известно более 10 млн органических веществ; многие из них не существуют в природе, а получены в лаборатории. Промышленный синтез различных органических веществ является одним из основных направлений химической промышленности.

Наиболее распространенными элементами в органических соединениях, кроме углерода, являются водород, кислород, азот, галогены, сера, фосфор. Для обнаружения углерода, азота, серы и других элементов органическое вещество разрушают, при этом исследуемые элементы переходят в неорганические соединения. Например, углерод переходит в оксид углерода (IV), водород - в воду, галогены - в галогениды натрия.

Обугливание - самая простая проба на обнаружение углерода в органических веществах. Некоторые органические вещества обугливаются (чернеют) при прокаливании, в других случаях обугливание наблюдается при действии водоотнимающих веществ, например концентрированной серной кислоты.

Наиболее общим, универсальным методом обнаружения в органическом веществе углерода и одновременно с ним водорода является окисление его оксидом меди (II). При этом углерод превращается в оксид углерода (IV), а водород - в воду.

При прокаливании органического вещества содержащего хлор в пламени, галогены (хлор) окрашивают пламя в ярко—зеленый цвет.

Во всех органических соединениях атом С находится в возбужденном состоянии, поэтому валентность углерода равна IV.

Важнейшее свойство углерода — способность его атомов соединяться друг с другом с образованием цепей. Поэтому существует очень много органических веществ.

Все атомы углерода в молекулах предельных углеводородов находятся в состоянии sp^3 -гибридизации. Угол между связями C составляет $109^\circ 28'$ (см. рисунок 5.1.) поэтому молекулы с большим числом атомов углерода имеют зигзагообразное строение.

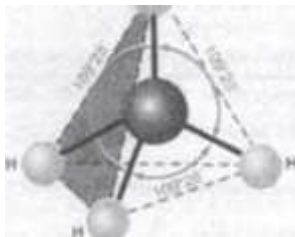


Рисунок 5.1. Строение метана.

Основные положения теории химического строения органических соединений
Эту теорию разработал русский ученый А. М. Бутлеров (1858—1861 гг.).

I положение: Атомы в молекулах органических веществ соединяются друг с другом в определенной последовательности согласно их валентности.

Последовательность соединения атомов в молекуле называется химическим строением (структурой).

II положение: Свойства веществ зависят не только от состава, но и от строения их молекул. Изомеры — это вещества, которые имеют одинаковый состав, но разное строение молекул и различные свойства.

III положение: В молекулах органических веществ атомы и группы атомов влияют друг на друга, а по строению молекулы предвидеть свойства.

Ход работы

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить все опыты.
3. Составить отчет.

Реактивы и оборудование: сахар (или мука, крахмал), металлическая пластина или фарфоровая чашка или скальпель, металлический штатив, бумага, 1-процентный раствор серной кислоты, хлорсодержащее вещество, электрическая плитка, спиртовка, медная проволока, пластилин, деревянные стержни.

Опыт 1. Обнаружение углерода пробой на обугливание. (Тяга)

На металлическую пластинку или фарфоровую чашку поместите немного сахара или муки. Металлическую пластинку положите на кольцо металлического штатива. Осторожно нагрейте пластинку в пламени горелки, а затем прокалите в пламени горелки испытуемое вещество до обугливания. Можно внести несколько крупинок сахара на кончике скальпеля непосредственно в пламя горелки.

Наблюдать обугливание испытуемого вещества.

Сделать вывод о том, какой элемент вы обнаружили после прокалывания сахара (муки или крахмала).

Все результаты занести в таблицу 5.1.

Опыт 2. Обнаружение углерода при действии водоогни мающего вещества.

На белой или фильтровальной бумаге (целлюлозе) сделайте надпись раствором серной кислоты. При высыхании раствора надпись невидима. Осторожно нагрейте бумагу над электрической плиткой.

Наблюдать обугливание бумаги.

Сделать вывод о том, какой элемент вы обнаружили после прокалывания сахара (муки или крахмала).

Все результаты занести в таблицу 5.1.

Опыт 3. Обнаружение галогенов (проба Бенльштенна).

Галогены можно обнаружить при помощи реакции окрашивания пламени, предложенную русским химиком Ф. Ф. Бейльштейном. Для проведения опыта требуется медная проволока длиной около 10 см, загнутая на конце петлей.

Прокалите петлю проволоки до исчезновения посторонней окраски пламени. Остывшую петлю, покрывшуюся черным налетом оксида меди (II), опустите в пробирку с хлорсодержащим органическим веществом, затем смоченную веществом петлю вновь внесите в пламя горелки. Наблюдать зеленый цвет пламени.

Сделать вывод о том, какой элемент вы обнаружили после проведения данного опыта.

Опыт 4. Изготовление моделей молекул углеводородов и галогенопроизводных.

Опыт 4.1. Изготовьте из пластилина, деревянных стержней модель молекулы пропана.

Из пластилина одного цвета изготовьте восемь шариков одинакового размера. Из пластилина другого цвета изготовьте три шарика, диаметр которого в 1,5 раза больше предыдущих. Три большего размера шарика (атомы углерода) при помощи стержней соедините между собой под углом примерно 109 градусов. В соответствии со структурной формулой пропана к шарикам большего размера при помощи стержней присоедините восемь шариков меньшего размера, которые условно изображают атомы водорода.

Опыт 4.2. Изготовьте из пластилина, деревянных стержней модель молекулы 1-хлорпропана. С одного стержня модели молекулы пропана снимите один маленький шарик (атом водорода), вместе него прикрепите шарик другого цвета (атом хлора), диаметр которого примерно в два раза больше диаметра маленького шарика.

Опыт 4.3. Изготовьте из пластилина, деревянных стержней модель молекулы 2-хлорпропана. Ход работы аналогичный как в опытах 4.2. и 4.3.

Результаты опытов занесите в таблицу 5.1.

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель работы.

Таблица 5.1.-Результаты опытов

Что делали	Что наблюдали	Выводы
Опыт 1. (Название опытов) Опыт 2. Опыт 3.		
Опыт 4. (Название опытов) (Рисунок моделей) 4.2 4.3	Химическая формула моделей	Название моделей

2. Заполнить таблицу 5.1.

3. Сделать общий вывод о проделанной работе (по цели).

4. Ответить на контрольные вопросы. (Устно).

Контрольные вопросы

1. Что изучает органическая химия?

2. Какие вещества называются углеводородами?

3. Какова валентность углерода в органических соединениях?

4. Как можно объяснить многообразие органических соединений?

5. Почему для изготовления моделей требуются шарики разного размера?

6. Какое из основных положений А.М. Бутлерова вы использовали при изготовлении моделей углеводородов и галогенопроизводных?

7. Почему при изготовлении модели молекулы пропана атомы углерода нужно соединять примерно под углом 109 градусов?

Список литературы:

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://bibli-online.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа №10

Тема: изучение свойств глицерина. Качественная реакция на фенолы.

Цель:

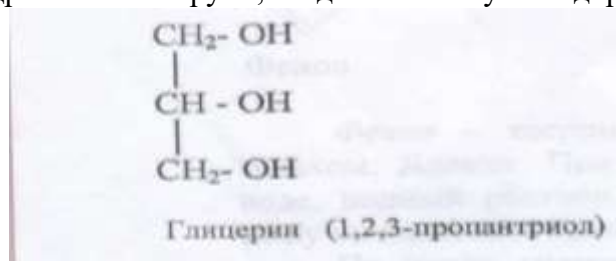
- 1.Познакомиться с физическими свойствами глицерина.
- 2.Показать, что глицерин является многоатомным спиртом.
- 3.Провести качественную реакцию на фенол.

Теоретическое положение

Спирты- органические соединения, содержащие одну или несколько гидроксильных групп -ОН. Гидроксильная группа -ОН является функциональной группой спиртов.

Общая формула одноатомных спиртов: R-ОН, где R- углеводородный радикал.

К многоатомным спиртам относятся органические соединения, в молекулах которых содержится несколько гидроксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом.



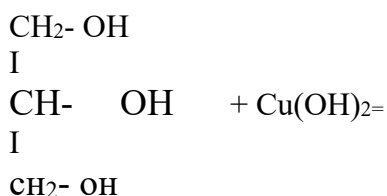
Физические свойства глицерина.

Глицерин – бесцветная сиропообразная жидкость сладковатого вкуса. Она хорошо растворяется в воде и в этаноле. Глицерин кипит при температуре 290°C. Водные растворы глицерина применяются в качестве незамерзающих жидкостей для охлаждения моторов автомашин и самолетов.

Свойство глицерина поглощать влагу и тем самым увлажнять предметы используются, например, для смягчения кожи. Его добавляют к зубной пасте, чтобы предотвратить её высыхание. К кондитерским изделиям глицерин добавляют для предотвращения их кристаллизации.

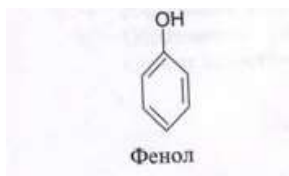
Химические свойства глицерина

Для них характерны и некоторые специфические химические свойства. Так, например, если, к свежеприготовленному гидроксиду меди (II) при избытке щелочи приливают глицерин и смесь встряхивают, то осадок растворяется и образуется раствор ярко-синего цвета - глицерат меди (II). Эта качественная реакция на многоатомные спирты:



Фенолы

К фенолам, относятся производные ароматических углеводородов, в молекулах которых гидроксильные группы связаны с бензольным ядром:

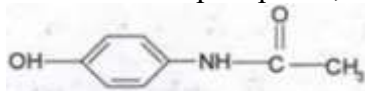


Фенол

Фенол - твердое бесцветное кристаллическое вещество, с резким запахом. Ядовит. При комнатной температуре незначительно растворим в воде, водный раствор называют карболовой кислотой. При попадании на кожу он вызывает ожоги.

По числу гидроксильных групп, присоединенных к кольцу, фенолы подразделяются на одно-, двух- и многоатомные.

Фенол применяют для получения медицинских препаратов, например парацетамола:

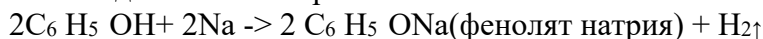


парацетамол

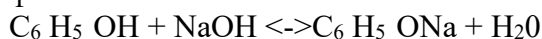
Для фенолов характерны химические свойства:

1. Обусловленные гидроксильной группой:

- взаимодействие с натрием:

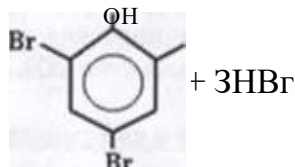
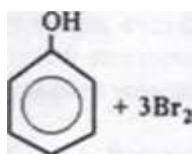


- Фенолы реагируют с гидроксидами щелочных и щелочноземельных металлов, образуя соли - феноляты:



2. Обусловленные бензольным кольцом

- реакция бромирования:



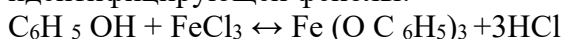
2,4,6-трибромфенол

3. Качественная реакция.

Для обнаружения фенолов используется качественная реакция с хлоридом железа (III).

Одноатомные фенолы дают устойчивое сине-фиолетовое окрашивание, что связано с образованием комплексных соединений железа.

Образование фиолетового окрашивания при добавлении раствора FeCl_3 служит качественной реакцией, идентифицирующей фенолы:



Ход работы

1. Изучить теоретическое обоснование.

2. Выполнить все опыты.

3. Составить отчет.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, медная проволока, спиртовка, растворы сульфата меди (II) (CuSO_4) 10%, гидроксида натрия (NaOH) 10%, серной кислоты (H_2SO_4), глицерин, парацетамол, этиловый спирт ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), сульфата железа (III) FeSO_4 , фильтровальная бумага.

Опыт 1. Растворение глицерина в воде.

К 1 мл воды добавить несколько капель глицерина, взболтать. Обратит внимание на растворимость глицерина в воде. Раствор сохранить для следующего опыта.

Опыт 2. Гигроскопичность глицерина

На лист фильтровальной бумаги нанести несколько капель глицерина. На другой лист нанести столько же капель воды. Наблюдать какое пятно высохнет быстрее к концу урока.

Опыт 3. Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II).

1. В пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди (II) и добавьте немного раствора гидроксида натрия до образования голубого осадка гидроксида меди (II).

2. К полученному осадку добавьте по каплям глицерин. Взболтайте смесь. Отметьте превращение голубого осадка в раствор темно-синего цвета. Сделайте вывод: является ли данная реакция качественной реакцией?

Опыт 4. Качественная реакция на фенол.

Растворите таблетку парацетомола (п-N-ацетиламинофенол) в воде, добавьте несколько капель раствора хлорида железа (III) и встряхните. Обратите внимание на изменение цвета раствора. Объясните наблюдаемое явление.

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель работы.

2. Заполнить таблицу 7.1.

Таблица 7.1.-Результаты опытов

Что делали	Что наблюдали	Выводы
Опыт 1. (Название опытов, уравнения реакций) Опыт 2. Опыт 3.		

3. Сделайте общий вывод о проделанной работе (по цели).

4. Ответить на контрольные вопросы. (Устно).

Контрольные вопросы:

1. Дать определение спиртам и фенолам.

2. Какое строение имеют глицерин и фенол?

3. Какие химические свойства характерны для спиртов и фенолов? Приведите уравнения реакции.

4. Какие качественные реакции на многоатомные спирты и фенолы вы знаете?

Список литературы**Основные источники:**

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://bibli-online.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа № 11

Тема: Химические свойства карбоновых кислот.

Цель: 1. Познакомиться с химическими свойствами карбоновых кислот.

2. Сравнить силу карбоновых и минеральных кислот.

Теоретическое обоснование.

Карбоновые кислоты - органические соединения, содержащие одну или несколько

Некоторые предельные одноосновные кислоты

Формула	Название	
	<u>систематическое</u>	<u>тривиальное</u>
<u>HCOOH</u>	<u>метановая муравьиная</u>	<u>муравьиная</u>
<u>CH₃COOH</u>	<u>этановая</u>	<u>уксусная</u>
<u>C₂H₅COOH</u>	<u>пропановая</u>	<u>пропионовая</u>
<u>C₃H₇COOH</u>	<u>бутановая</u>	<u>масляная</u>
<u>C₄H₉COOH</u>	<u>пентановая</u>	<u>валерьяновая</u>
<u>C₅H₁₁COOH</u>	<u>гексановая</u>	<u>капроновая</u>
<u>C₁₅H₃₁COOH</u>	<u>пентадекановая</u>	<u>пальмитиновая</u>
<u>C₁₇H₃₅COOH</u>	<u>гептадекановая</u>	<u>стеариновая</u>

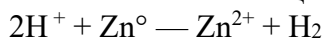
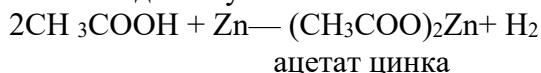
Уксусная кислота в водном растворе *диссоциирует*: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

Уксусная кислота ацетат-ион протон(ион водорода)
 карбоксильных групп -COOH, связанных с углеводородным радикалом.

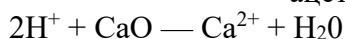
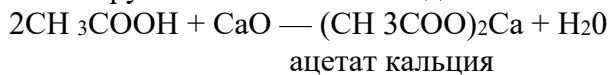
Раствор уксусной кислоты имеет характерный кислый вкус, проводит электрический ток и изменяет цвет индикаторов.

Уксусная кислота вступает во все реакции, характерные для неорганических кислот.

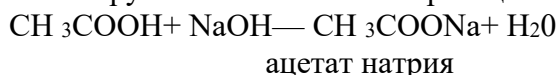
1. Взаимодействует с активными металлами:



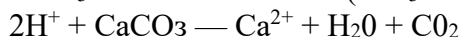
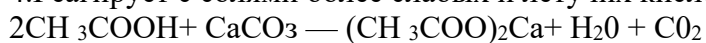
2. Реагирует с основными оксидами:



3. Реагирует с основаниями — реакция нейтрализации:



4. Реагирует с солями более слабых и летучих кислот:



Применение уксусной кислоты

Уксусная кислота наиболее широко используемая из органических кислот. Уксусная кислота и ее соли применяются в химической промышленности при синтезе красителей и при крашении тканей. Ее сложные эфиры служат хорошими растворителями и используются как душистые вещества. Производные уксусной кислоты применяют в сельском хозяйстве для борьбы с сорняками (гербициды). Они служат для получения пластмасс, искусственных волокон, негорючих киноплёнок. Уксусная кислота в виде свинцовой соли применяется в медицине. Она хороший консервант, используется при мариновании овощей. Обращение с уксусной кислотой требует осторожности из-за токсического действия на организм человека. Она не только обладает сильным раздражающим действием, но и прижигает слизистую верхних дыхательных путей, поражает легочную ткань. Попадание этой кислоты на кожу вызывает тяжелые ожоги.

Ход работы

1. Изучить теоретическое обоснование.

2. Выполнить все опыты.

3. Составьте отчет.

Реактивы и оборудование: индикаторная бумага, раствор уксусной кислоты

CH_3COOH , раствор соляной кислоты HCl , гранулы цинка (Zn), меди Cu, штатив с пробирками, раствор щелочи $\text{Ca}(\text{OH})_2$, фенолфталеин, карбонат кальция или мел CaCO_3 , шпатель.

Опыт 1. Взаимодействие уксусной кислоты с металлами.

В две пробирки наливают одинаковое количество уксусной кислоты. В одну пробирку помещают гранулу цинка, а в другую медную проволоку. Обратите внимание на выделение газа? Результаты занесите в таблицу 8.1.

В наблюдениях отметьте, в какой пробирке газ выделяется? В выводе укажите, с какими металлами реагирует уксусная кислота?

Опыт 2. Сравнение силы карбоновой кислоты и минеральной кислоты.

На полоску индикаторной бумаги нанести по капле раствора уксусной и соляной кислоты. С помощью шкалы определить pH этих растворов. Результаты занесите в таблицу 8.2. Сделайте вывод: какая кислота сильнее, т.е. раствор какой кислоты более кислотный?

Опыт 3. Взаимодействие кислоты с основаниями.

К очень разбавленному раствору щелочи $\text{Ca}(\text{OH})_2$, добавить две капли фенолфталеина. Затем добавить понемногу уксусной кислоты, пока не обесцветится раствор. Результаты занесите в таблицу 8.1. В наблюдениях отметьте, как меняется цвет раствора. В выводе напишите, как называется данная реакция.

Опыт 4. Взаимодействие уксусной кислоты с солями.

В пробирку насыпать немного карбоната кальция или мела и прилить 1 мл уксусной кислоты. Обратить внимание на выделение газа. Результаты занесите в таблицу 8.1. В выводе отметьте, какой газ выделяется.

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель работы.
2. Заполнить таблицу 8.1.

Таблица 8.1.-Результаты опытов №1,3.4

Что делали	Что наблюдали	Выводы
Опыт 1. (Название опытов, уравнения реакций)	(какой газ выделяется? и т.д.)	
Опыт 3.		
Опыт 4.		

3. Заполнить таблицу 8.2.

Таблица 8.2,- Результаты опыта №2

Вещество	Цвет индикатора	Значение pH
Уксусная кислота		
Соляная кислота		

3. Сделать общий вывод о проделанной работе (по цели).

4. Ответить на контрольные вопросы. (Устно).

Контрольные вопросы:

1. Какие вещества называют карбоновыми кислотами? Их функциональная группа.
2. Диссоциирует ли уксусная кислота? Напишите уравнение диссоциации, если она возможна.
3. С какими соединениями реагируют карбоновые кислоты? Привести примеры в структурном виде.
4. Где применяют карбоновые кислоты?

Список литературы:

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа № 12

Тема: Химические свойства углеводов: глюкозы, крахмала, сахарозы.

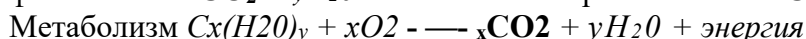
Цель: Исследование свойств углеводов.

Теоретическое обоснование

Углеводы (сахара) - органические вещества, состав которых выражается формулой $C_x(H_{2O})_y$, где x и $y > 3$.

Углеводы содержатся в клетках растительных и животных организмов и по массе составляют основную часть органического вещества на Земле, Эти соединения образуются растениями в процессе фотосинтеза из углекислого газа и воды. Животные организмы не способны синтезировать углеводы и получают их с растительной пищей.

хлорофилл



углеводы

По способности к гидролизу углеводы делятся на простые - моносахариды и сложные - олигосахариды и полисахариды. Моносахариды не гидролизуются с образованием более простых углеводов. Сложные углеводы гидролизуются до моносахаридов, В молекулах олигосахаридов содержится от 2 до 10 моносахаридных остатков, в полисахаридах - от 10 до 3000-5000.

НЕКОТОРЫЕ ВАЖНЕЙШИЕ УГЛЕВОДЫ

Простые (негидролизующиеся)	Сложные (гидролизующиеся)	
Моносахариды	Олигосахариды	Полисахариды
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ рибоза $C_5H_{10}O_5$	сахароза (дисахарид) $C_{12}H_{22}O_{11}$	крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$

Глюкоза - бесцветное кристаллическое вещество со сладким вкусом, хорошо растворимое в воде. Молекулярная формула глюкозы – $C_6H_{12}O_6$

Глюкоза обладает химическими свойствами, характерными для спиртов и альдегидов, поэтому ее называют альдегидоспиртом.

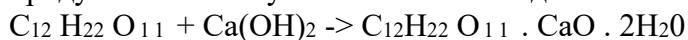
Как многоатомный спирт реагирует с карбоновыми кислотами с образованием сложных эфиров.

Как альдегид реагирует с аммиачным раствором оксида серебра («реакция серебряного зеркала»):

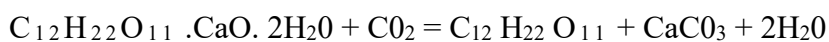
Сахароза - бесцветное кристаллическое вещество, сладкое на вкус (слаще, чем глюкоза).

Молекулярная формула - $C_{12}H_{22}O_{11}$

Сахароза входит в состав сахарной свеклы и сахарного тростника. Ее выделяют из этих продуктов используя свойство взаимодействия с гидроксидом кальция.



Сахарат кальция

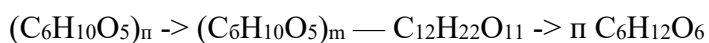


Крахмал

Крахмалом называется смесь двух полисахаридов, построенных из остатков циклической α-глюкозы

Крахмал - белый порошок, нерастворимый в холодной воде. Молекулярная формула - $(C_6H_{10}O_5)_n$.

Крахмал сравнительно легко подвергается гидролизу. В зависимости от условий, гидролиз крахмала может протекать ступенчато, с образованием различных промежуточных продуктов:

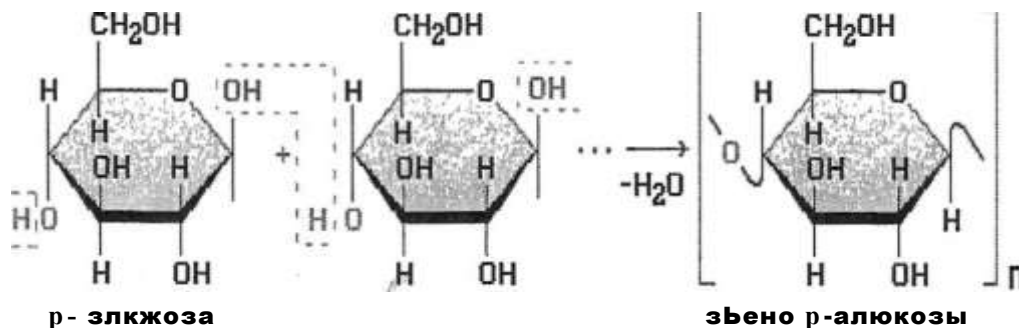


Крахмал декстрины мальтоза глюкоза

Характерной реакцией крахмала является его взаимодействие с йодом, если к охлажденному крахмальному клейстеру добавить йод, то появится синее окрашивание. При нагревании клейстера оно исчезает, а при охлаждении появляется вновь.

Целлюлоза

Целлюлоза (клетчатка) - наиболее распространенный растительный полисахарид.



Этот биополимер обладает большой механической прочностью и выполняет роль опорного материала растений, образуя стенку растительных клеток. Используется в производстве волокон и бумаги. В большом количестве целлюлоза содержится в древесине и хлопке. Цепи целлюлозы построены из остатков (β-глюкозы и имеют линейное строение).

Ход работы

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить все опыты.
3. Составьте отчет.

Реактивы и оборудование: аммиачный раствор оксида серебра, 10%-ный раствор глюкозы, растворы гидроксида натрия (1ЧаОН), сульфата меди (Си(804)), известковое молоко Са(ОН)₂, раствор йодной воды, картофель, кусочек белого хлеба, штатив с пробирками.

Опыт 1. Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II).

Поместить в пробирку 2мл раствора глюкозы и столько же раствора гидроксида натрия (разб.) и 2мл сульфата меди. Пронаблюдать образование осадка и получение синего раствора.

Нагрейте смесь в пробирке до кипения. Наблюдать переход синей окраски раствора в зеленую, затем появление желтого, кирпично - красного осадка. Все наблюдения внесите в таблицу 9.1. В выводах запишите, каким свойством обладает глюкоза в данном опыте: свойством спиртов или альдегидов? Написать уравнения реакции взаимодействия глюкозы с гидроксидом меди (II).

Опыт 2. Окисление глюкозы аммиачным раствором оксида серебра.

В хорошо вымытую пробирку налить по 1 мл раствора нитрата серебра и добавить по каплям разбавленный раствор аммиака. Затем в пробирку налить 1-1,5 мл 10% раствора глюкозы.

Нагревать смесь в водяной бане. Все наблюдения внесите в таблицу 9.1.

Написать уравнения реакции взаимодействия глюкозы с оксидом серебра

Опыт 3. Изучение свойств крахмала.

а) Приготовление крахмального клейстера (готовит лаборант перед лабораторной работой).

Насыпать в пробирку- 0,5г хорошо протертого крахмала, прилить к пробирке холодной воды и хорошо взболтать.

Налить в химический стакан горячей воды и медленно влить в нее приготовленную смесь, все время помешивая стеклянной палочкой. Прокипятить смесь, поставив стакан на кольцо штатива с асбестовой сеткой, и затем дать смеси остыть. Все наблюдения внесите в таблицу 9.1.

б) Взаимодействие крахмала, с йодом.

В пробирку с небольшим количеством крахмального клейстера прибавить йодной воды. Содержимое пробирки нагреть. Стеклянной палочкой перенести каплю йодной воды на маленький кусочек белого хлеба. Все наблюдения внесите в таблицу 9.1.

в) Гидролиз крахмала.

Налить в пробирку небольшое количество крахмального клейстера и прибавить к нему 1мл раствора серной кислоты. В течение 2-3 мин кипятить раствор, затем часть ее отлить в другую пробирку и к нему прибавить несколько капель йодной воды. Синяя окраска появляется, еще раз промыть оставшийся раствор и повторить пробу. Все наблюдения внесите в таблицу 9.1. Написать уравнение реакции гидролиза крахмала с образованием глюкозы.

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель работы.
2. Заполнить таблицу 9.1.

Таблица 9.1.-Результаты опытов

Что делали	Что наблюдали	Выводы
Опыт 1. (Название опытов, уравнения реакций)		
Опыт 2.		
Опыт 3.		

3. Сделать общий вывод о проделанной работе (по цели).

4. Ответить на контрольные вопросы. (Устно).

Контрольные вопросы

1. Каковы физические и химические свойства углеводов?
2. Почему глюкозу называют альдегидспиртом?
3. Какое значение имеют углеводы, где их применяют?

Список литературы:

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

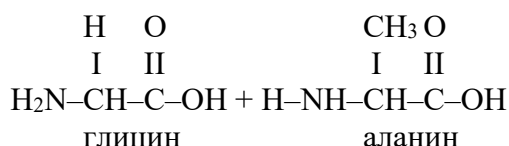
Лабораторная работа №13

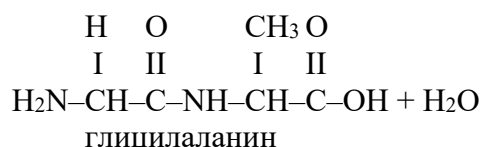
Тема: Изучение свойств белков.

Цель: Ознакомиться с денатурацией белков и с цветными реакциями на белки,

Теоретическое обоснование.

Белки - высокомолекулярные природные соединения. Состоящие из остатков аминокислот. В белках аминокислоты соединены между собой пептидными связями в пептидные цепи. При взаимодействии двух аминокислот образуются пептиды с выделением одной молекулы воды (реакция поликонденсации).





Ни один из известных нам живых организмов не обходится без белков. Белки служат питательными веществами, они регулируют обмен веществ, исполняя роль ферментов - катализаторов обмена веществ, способствуют переносу кислорода по всему организму и его поглощению, играют важную роль в функционировании нервной системы, являются механической основой мышечного сокращения, участвуют в передаче генетической информации и т.д. Как видно, функции белков в природе универсальны. Белки входят в состав мозга, внутренних органов, костей, кожи, волосяного покрова и т.д. Основным источником аминокислот для живого организма служат пищевые белки, которые в результате ферментативного гидролиза в желудочно-кишечном тракте дают α -аминокислоты. Многие α -аминокислоты синтезируются в организме, а некоторые необходимые для синтеза белков α -аминокислоты не синтезируются в организме и должны поступать извне. Такие аминокислоты называются незаменимыми. К ним

относятся валин, лейцин, треонин, метионин, триптофан и др. При некоторых заболеваниях человека перечень незаменимых аминокислот расширяется.

Пептиды и белки различают в зависимости от величины молекулярной массы. Условно считают, что пептиды содержат в молекуле до 100 (соответствует молекулярной массе до 10000), а белки - свыше 100 аминокислотных остатков (молекулярная масса от 10000 до нескольких миллионов).

Для белков характерно четыре уровня пространственной организации, которые принято называть первичной, вторичной, третичной и четвертичной структурами.

Первичная структура белка - специфическая аминокислотная последовательность, т.е. порядок чередования α -аминокислотных остатков в полипептидной цепи.

Вторичная структура белка - имеет форму спирали, которая удерживается благодаря многочисленным водородным связям.

Третичная структура белка - трехмерная конфигурация закрученной спирали в пространстве. В простейших случаях третичную структуру можно представить как спираль, которая свернута в клубок (глобулу).

Четвертичная структура белка - структура, образующаяся за счет взаимодействия между разными полипептидными цепями, свернуты в клубок. Четвертичная структура характерна лишь для некоторых белков, например гемоглобина.

Физические свойства.

Белки бывают растворимые в воде и нерастворимые. Некоторые из них с водой образуют коллоидные растворы.

Химические свойства.

1. Для белков характерны реакции, в результате которых выпадает осадок.

Денатурация - разрушение вторичной, третичной структуры белка. Так, например, этанол осаждает белки по-разному. Если на белок яйца кратковременно подействовать его разбавленным раствором, то полученный осадок можно растворить в воде. Но если на белок подействовать неразбавленным спиртом, то происходит денатурация. Пример необратимой денатурации при тепловом воздействии - свертывание яичного альбумина при варке яиц. Белки с солями легких металлов и аммония (NaCl , MgSO_4 , ZnSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и др.) образуют осадок, который можно опять растворить. Но при действии солей тяжелых металлов (Fe , Pb , Hg и др.), а также концентрированной азотной кислотой происходит необратимое свертывание белков. Такой же результат получается и при нагревании белков.

2. Качественные реакции на белки:

Цветные реакции белков:

- 1) если к небольшому количеству раствора белков прилить немного гидроксида натрия и по каплям добавлять раствор сульфата меди (II) CuSO_4 , то появляется красно-фиолетовая окраска. Такая же реакция происходит и с другими соединениями, которые содержат пептидные группы;
- 2) при действии концентрированной азотной кислотой белки окрашиваются в желтый цвет. Эта реакция доказывает, что в состав белков входят остатки ароматических аминокислот;
- 3) если к раствору белков прилить ацетат свинца (II), а затем гидроксид натрия и нагреть, то выпадает черный осадок, что указывает на содержание белка.

3. Гидролиз белков.

Гидролиз белков - разрушение первичной структуры белка под действием кислот, щелочей или ферментов, приводящее к образованию α -аминокислот, из которых он был составлен.

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить все опыты.
3. Составьте отчет.

Реактивы и оборудование: штатив с пробирками, раствор куриного белка (1 куриный белок разбавляют 1:1 водой), спиртовка, вода, воронка, фильтровальная бумага. раствор уксусной кислоты CH_3COOH , концентрированная азотная кислота HNO_3 , раствора щелочи KOH , раствор сульфата меди (CuSO_4).

Опыт 1. Денатурация белков под действием температуры.

Водный коллоидный раствор белка 2 мл нагреть. Образованный белый осадок в виде хлопьев отфильтровать. Растворить осадок в чистой воде. Результаты опыта занесите в таблицу 10.1. В наблюдениях запишите, какого цвета образовался осадок, растворялся ли он в воде? Сделайте вывод о том, почему образовался осадок, почему растворился или не растворился в воде.

Опыт 2. Денатурация белка под действием кислот.

В пробирку налить раствор белка. Прилить 10 капель раствора уксусной кислоты. Наблюдаете ли вы выпадение осадка? Какого цвета он и структуры? Результаты опыта занесите в таблицу 10.1. В выводе напишите, с каким свойством белков вы ознакомились в данном опыте?

Опыт 3. Цветные реакции на белки.

Опыт 3.1. Ксантопротеиновая реакция.

К раствору белка в пробирке прилить немного концентрированной азотной кислоты. Обратить внимание на медленное изменение цвета раствора. Результаты опыта занесите в таблицу 10.1. Сделайте вывод о том, с какой реакцией вы познакомились? Является ли она качественной реакцией на белки?

Опыт 3.2. Биуретовая реакция на белки.

К раствору белка в пробирке прилить несколько капель раствора щелочи (KOH), затем добавить несколько капель раствора сульфата меди. Обратить внимание на изменение цвета раствора белка. Результаты опыта занесите в таблицу 10.1. Сделайте вывод о том, с какой реакцией вы познакомились? Является ли она качественной реакцией на белки?

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему и цель работы.
2. Заполнить таблицу 10.1.

Таблица 10.1.-Результаты опытов

Что делали	Что наблюдали	Выводы
Опыт 1. (Название опытов, уравнения реакций)		
Опыт 2.		
Опыт 3.		

3. Сделайте общий вывод о проделанной работе (по цели).

4. Ответить на контрольные вопросы. (Устно).

Контрольные вопросы

1. Какие соединения называются белками? Какова их структура?
2. Какие цветные реакции доказывают наличие белка?
3. Что такое денатурация? Может ли она быть обратимой?
4. Какие химические свойства характерны для белков, приведите примеры.
5. Напишите реакцию образования пептида (белка).

Список литературы

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. –

Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО / Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьёва. – 3-е изд., испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Лабораторная работа № 14

Тема: Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений.

Цель работы: применение знаний о качественных реакциях важнейших классов органических соединений для их распознавания.

Теоретическое обоснование.

Наука, занимающаяся изучением органических соединений называется органическая химия. Четкой границы между органическими и неорганическими соединениями не существует. Термин "органический" обусловлен историческими причинами и происходит с XIX века, когда ошибочно считалось, что органические соединения могут образовываться только в живых организмах. Сейчас большинство органических соединений производится искусственным путем.

К органическим соединениям относятся не только природные вещества, получаемые при развитии растений, или в результате жизнедеятельности животных, но и много искусственно полученных в лаборатории веществ.

В состав органических молекул органических веществ наряду с углеродом входят некоторые химические элементы. Это прежде водород, кислород, азот, сера, галогены и фосфор. Другие элементы редко встречаются в органических соединениях, органические вещества, содержащие благородные газы, неизвестны. Валентность углерода в органических соединениях равна 4.

Несмотря на значительное количество элементов, входящих в состав неорганических соединений, количество органических соединений намного превосходит количество неорганических. Сегодня известно свыше семи миллионов органических веществ.

Одной из важных особенностей органических соединений, которая накладывает отпечаток на всю химическое поведение, является характер связей между атомами в их молекулах. В подавляющем большинстве случаев эти связи имеют ярко выраженный ковалентный характер. Поэтому органические соединения, как правило, не диссоциируют на ионы и сравнительно медленно взаимодействуют друг с другом. Тогда как реакции между электролитами в растворах протекают почти мгновенно, время, необходимое для завершения той или иной реакции между органическими веществами, обычно измеряется часами, а иногда и днями. Вот почему в органической химии большое значение имеет применение различных катализаторов.

Другая характерная черта органических соединений заключается в их склонности подвергаться при нагревании без доступа воздуха глубоким изменениям, в результате которых образуются новые вещества, которые имеют совершенно другие свойства. Если же вести нагрев при доступе воздуха или в присутствии окислителей, то органические вещества сгорают, причем углерод и водород входящих в их состав полностью превращаются в двуокись углерода и воду, а азот обычно выделяется в свободном состоянии. На этом основан элементный анализ органических веществ: содержание углерода и водорода в сгоревшем веществе определяют по количеству двуокиси углерода и воды, которые образовались, азот, который выделился, измеряют непосредственно, а содержание кислорода устанавливают по разности между весом сгоревшей вещества и весом остальных элементов содержались в нем. Данные анализа и определения молекулярного веса позволяют вывести молекулярную формулу органического вещества. Однако в отличие от неорганических соединений молекулярная формула органического вещества еще не дает представления ни о его характере, ни о его свойствах. Дело в том, что известно очень много органических соединений, которые имеют одинаковый состав и одинаковую молекулярную вес, но совершенно различные физические и даже химические свойства.

Это явление, широко распространенное среди органических соединений, получившее название изомерии, а вещества, отвечающие одной и той же молекулярной формуле, но отличаются по своим свойствам, называются изомерами.

Объяснение различных случаев изомерии дает теория строения органических соединений, созданная в шестидесятых годах позапрошлого столетия Бутлеровым, согласно которой свойства веществ определяются не только их качественным и количественным составом, как считали раньше, но и внутренним строением молекул, определенным порядком соединенных между собой атомов, образующих молекулу. Этот внутренний строй Бутлеров назвал "химическим строением".

Особенно важной была идея Бутлерова о том, что атомы, соединяясь химически в определенной последовательности согласно их валентности, взаимно влияют друг на друга таким образом, частично изменяется их собственная природа, их "химический смысл". Учение Бутлерова о химическом строении молекул составляют теоретическую основу органической химии.

Современная классификация органических соединений основывается на следующих положениях:

1. Атомы в молекулах соединены друг с другом в определенной последовательности. Изменение этой последовательности приводит к образованию нового вещества с новыми свойствами.

2. Сочетание атомов происходит согласно их валентности. Валентности всех атомов в молекуле взаимно насыщены. Свободных валентностей у атомов в молекулах не остается.

3. Свойства веществ зависят от их "химического строения", т.е. от порядка соединения атомов в молекулах и характера их взаимного влияния. Наиболее сильно влияют атомы, непосредственно связанные друг с другом. Поэтому молекулы, имеющие одинаковые группировки атомов, обладающих подобными свойствами.

4. Углерод - четырехвалентный. Каждый атом углерода имеет четыре единицы валентности, за счет которых он может присоединять к себе другие атомы или атомные группы.

5. Атомы углерода способны соединяться друг с другом, образуя "цепи" атомов, или "углеродный скелет" молекулы.

Согласно строению углеродной цепи все органические соединения подразделяются на три большие группы.

1. Соединения с открытой цепью атомов углерода, называемые также ациклическими соединениями или жирного ряда.

2. Соединения с замкнутой цепью атомов углерода, или карбоциклических соединения. Они образуют две подгруппы:

А) соединения ароматического ряда, кольца, характеризующиеся наличием в составе их молекулы шести атомов углерода с особым чередованием простых и двойных связей; такое кольцо находится в молекуле бензола и называется бензольным кольце;

Б) алициклические соединения - карбоциклических соединения, которые различают по количеству атомов углерода в цикле и по характеру связей между этими атомами.

3. Гетероциклические соединения. Гетероциклическими называют соединения, кольца которых кроме атомов углерода содержат атомы других элементов (кислорода, азота, серы и др.).

При классификации органических соединений за основные вещества извлекаются вещества, относящиеся к классу углеводородов, то есть соединения, состоящие только из углерода и водорода. Все остальные соединения рассматриваются как производные углеводородов путем замены в их молекулах части или всех атомов водорода другими атомами или атомными группами.

Группы атомов, которые обуславливают общие химические свойства веществ, принадлежащих к одному и тому же классу, называются функциональными группами.

Если в молекуле вещества есть несколько различных функциональных групп, то такое вещество называется соединением со смешанными функциями.

Насыщенными называются углеводороды, в молекулах которых только простые (одинарные) связи. Простым представителем предельных углеводородов является метан CH_4 .

Ненасыщенными называются углеводороды, в молекулах которых двойные или тройные связи между атомами углерода.

Углеводороды $C_n H_{2n+2}$, $C_n H_{2n}$, $C_n H_{2n-2}$ и т. д. образуют гомологические ряды, в которых каждый последующий член ряда отличается от предыдущего на группу CH_2 (гомологическая разница).

Для наименования отдельных органических соединений пользуются различными номенклатурными системами. Широко применяются международная номенклатура или IUPAC. Распространены тривиальная, рациональная и женевская системы номенклатуры.

Ход работы

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить опыты.
3. Составить отчет.
4. Сделать вывод.

Реактивы и оборудования: штатив с пробирками, нагревательный прибор, вода H_2O , раствор сульфата меди $CuSO_4$, раствор гидроксида натрия $NaOH$, глицерин, аммиачный раствор оксида серебра Ag_2O , водный раствор формальдегида (формалин) $HCHO$, глюкоза $C_6H_{12}O_6$, крахмал.

Опыт 1. Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II).

В пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди (II) и добавьте немного раствора гидроксида натрия до образования голубого осадка гидроксида меди (II). К полученному осадку добавьте по каплям глицерин. Взболтайте смесь. Отметьте превращение голубого осадка в раствор темно-синего цвета. Результаты опыта занесите в таблицу 1. Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод: является ли данная реакция качественной реакцией?

Опыт 2. Реакция «серебряного зеркала».

В тщательно вымытую пробирку налейте 1 мл. аммиачного раствора оксида серебра и добавьте по стенке 5 капель формалина. Осторожно нагрейте.

Результаты опыта занесите в таблицу 1. Запишите уравнения реакции.

Опыт 3. Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди(II).

В пробирку налейте несколько капель раствора сульфата меди(II). Добавьте раствор щелочи к полученному осадку голубого цвета, прилейте равный объем глюкозы. Содержимое пробирки встряхните, наблюдайте растворение осадка и образование ярко-синего раствора глюконата меди(II). Содержимое пробирки осторожно нагревайте в пламени спиртовки, наблюдайте изменение цвета осадка. Результаты опыта занесите в таблицу 1. Запишите уравнения реакций.

Опыт 4. Качественная реакция на крахмал.

В пробирку насыпают хорошо растертый крахмал, приливают воду и содержимое энергично взбалтывают. Убедитесь в том, что в холодной воде крахмал не растворяется. Получившуюся взвесь медленно при помешивании вливают в подготовленную в стакане горячую воду и кипятят ее. Образуется крахмальный клейстер. В пробирку наливают крахмальный клейстер, разбавляют его водой и добавляют каплю спиртового раствора йода, наблюдайте появление синего окрашивания. Смесь нагревают, окраска исчезает. Результаты опыта занесите в таблицу. Сделайте вывод.

Требования к составлению отчета

1. Записать дату, номер лабораторной работы, тему, цель.
2. Заполнить таблицу 1.

Таблица 1.

Что делали?	Что наблюдали?	Выводы
-название опыта -уравнение реакции	Признаки реакции(выпадение осадка, его цвет, выделение газа и т.п.)	

3. Запишите уравнения реакций.

4. Сделайте общий вывод.

5. Ответить на контрольные вопросы устно.

Контрольные вопросы:

1. Какие соединения называются органическими? Какова валентность углерода в органических соединениях?

2. Назовите особенности органических соединений.

3. Какие вещества называются изомерами?

4. Назовите известные вам виды номенклатур органических соединений.

5. Основные положения теории строения органических соединений А.М. Бутлерова.

6. Назовите качественные реакции на глицерин, формалин, глюкозу и крахмал.

Список литературы:

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://bibli-online.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

Список литературы

Основные источники:

1. Мартынова, Т.В. Химия учебник и практикум для СПО/ Т.В. Мартынова, И. В. Артамонова, Е. Б. Годунов. – М.: Юрайт, 2017. – 393 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.

2. Лебедев, Ю. А. Химия. Задачник : учебное пособие для СПО/ Ю. А. Лебедев [и др.] ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — М.: Юрайт, 2019. — 238 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-13047-8. — URL: <https://biblionline.ru/bcode/448846> (дата обращения: 12.12.2019).- Текст: электронный

Дополнительные источники:

1. Олейников, Н.Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для СПО /Н.Н. Олейников, Г.П. Муравьева. – 3-е изд. ,испр. и доп. – М.: Юрайт, 2017. – 249 с. – ISBN 978-5-9228-1632-8. – Текст: непосредственный.