

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»
СРЕДНЕПРОФЕССИОНАЛЬНЫЙ КОЛЛЕДЖ

Методические указания по выполнению лабораторных работ
по учебному предмету: «Химия»
для обучающихся 1 курса специальности
33.02.01 Фармация

Рассмотрено и утверждено
на заседании ЦК «Информационные и естественно-научные
дисциплины»

Протокол № 1

От «31» 08 2022 г.

Председатель ЦК

[Подпись] *А.А. Чернов*

Черкесск, 2022 г.

Автор: Эльканова Ф.Х. - преподаватель СПК ФГБОУ ВО «СевКавГА»

Настоящие методические указания к выполнению лабораторных работ по химии разработаны в соответствии с ФГОС по специальностям естественно –научного профиля СПО. Учтены особенности и специфика данного предмета.

Методические указания предусматривают 20 лабораторных работ. В предлагаемом пособии дается описание этих работ. Каждая лабораторная работа включает: краткие теоретические сведения, перечень необходимого оборудования, порядок проведения работ, таблицы, схемы и контрольные вопросы.

Раздел «Ход работы» для большей четкости дан в виде отдельных пунктов, в каждом из которых предлагается проделать одну вполне определенную операцию. Рекомендуется, чтобы обучающиеся целиком прочли этот раздел и получили ясное представление о том, что им нужно делать.

Каждому обучающемуся заранее должно быть известно, какую работу он будет выполнять, чтобы подготовиться к ней: повторить соответствующий материал по учебнику, ознакомиться с описанием работы. Перед началом лабораторных работ необходимо повторить с учащимися теоретическую часть.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение

Методические указания для проведения лабораторных работ

Правила техники безопасности при проведении лабораторных работ

Лабораторные работы

1. Моделирование построение. Периодической таблицы химических элементов
 2. Свойства дисперсных систем
 3. Реакции ионного обмена
 4. Гидролиз солей
 5. Испытание растворов кислот индикаторами
 6. Общие свойства металлов
 - 7 Свойства алюминия и его соединения
 8. Свойства соединений железа
 9. Свойства хрома и его соединений
 10. Свойства соединений марганца
 11. Общие свойства марганца
 12. Свойства аммиака и его соединений
 13. Изготовление моделей молекул органических веществ
 14. Нефть и продукты ее переработки
 15. Свойства спиртов и альдегидов
 16. Получение и свойства карбоновых кислот
 17. Свойство сложных эфиров
 18. Свойства углеводов
 19. Свойства белков
 20. Ознакомление с образцами средств бытовой химии
- Список рекомендуемой литературы

Введение

Методическое пособие подготовлено в соответствии с Федеральным государственным стандартом среднего профессионального образования. Пособие по естествознанию предусматривает проведение 20 лабораторных работ по темам учебной программы, рассчитанных на двух часовое занятие. В предлагаемом пособии даются описание этих работ.

Лабораторные занятия являются одним из видов эксперимента, применяемого при усовершенствовании и закреплении знаний. В процессе проведения лабораторных занятий студенты глубже и полнее вникают в **химические** явления и законы, овладевают техникой проведения лабораторных работ.

Основная цель лабораторных занятий – закрепление полученных знаний, умений, навыков. Цель настоящего пособия – облегчить работу преподавателя по организации и проведению лабораторных работ, а также оказать помощь учащимся в подготовке и выполнении лабораторных работ.

Ценность лабораторной работы состоит в том, что она вооружает студентов не только **химическими** знаниями, но и полезными умениями и навыками постановки эксперимента, фиксирования и обработки результатов, заставляет логически мыслить, сравнивать, делать выводы, позволяет развивать наблюдательность в непосредственной и тесной связи с процессом мышления (работа по намеченному плану, анализ и интерпретация результатов).

При проведении лабораторных работ в начале урока обращается внимание на теоретическую часть. Лабораторные работы помогают усвоить законы и теоретические положения биологии, знакомят со свойствами важнейших веществ и простейшими способами получения некоторых из них, прививают навыки в проведении простейших исследований.

Лабораторные работы целесообразнее проводить в порядке изучения программного материала. Для более эффективного выполнения лабораторных работ необходимо заранее повторить соответствующий теоретический материал по учебнику. А на занятии тщательно ознакомиться как с содержанием работы, так и с оборудованием.

Методические указания для проведения лабораторных работ по химии.

Методическое пособие по химии для средних учебных заведений предусматривает проведение лабораторных работ по темам учебной программы рассчитанных на 2х – часовые занятия.

Лабораторные занятия – одно из эффективных форм организации учебного процесса, обеспечивающая наибольшую самостоятельность учащихся, обогащая их память. Цель этих работ – способствовать накоплению у учащихся знаний, закрепление теоретического материала на основе методов наблюдения.

Наиболее целесообразно проведение лабораторных работ учащимися по 2 человека, когда каждая группа имеет указания по проведению лабораторных работ, набор реактивов.

Рекомендуется вести записи по оформлению работ в следующем порядке.

Лабораторная работа №

Название, тема:

ход работы	Реакции, наблюдения, вывод

Правила техники безопасности при проведении лабораторных работ.

1. Ознакомиться с методическими указаниями к проведению лабораторных работ.
2. Приступать к выполнению работы после разрешения преподавателя.
3. Внимательно прочесть надписи на этикетках, прежде чем взять вещество для опыта.
4. Химические реакции выполнять с небольшим количеством вещества. Если в пробирку налили много реактива, избыток вылить в кристаллизатор.
5. При перемешивании растворов не следует закрывать пробирку пальцем.
6. Реактивы из пробирок назад в пузырек не выливают.
7. Пузырьки с реактивами следует плотно закрывать пробками.
8. Реактивы не пробовать на вкус, т.к. большинство из них ядовиты. Избегать попадать реактива на кожу.
9. Наливая реактивы не наклоняться над пробиркой; пробирку держать над кристаллизатором.
10. При работе с кислотой и щелочью быть осторожными. В случае попадания реактива на кожу, промыть большим количеством воды. При попадании кислоты обработать раствором пищевой соды. При попадании щелочи обработать раствором уксусной кислоты.
11. При нагревании пробирки не держать ее отверстием к себе или в сторону находящихся товарищей. Пламя горелки тушить колпачком.
12. опыты проводить с небольшим количеством реагирующих веществ.
13. При проведении опытов содержимое пробирок и пузырьков не нюхать.
14. После выполнения опыта раствор слить в кристаллизатор, пробирку ополоснуть.

Лабораторная работа №1

Тема: «Моделирование построение. Периодической таблицы химических элементов».

Цель работы: изучить структуру и состав периодической таблицы химических элементов;

умение давать характеристику элементов по месту их нахождения в таблице.
закрепить представление о строении вещества.

Ход работы

Теоретические сведения: Современная формулировка периодического закона заключается в следующем: свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элемента. К моменту открытия закона было известно 63 химических элемента. Однако атомные массы многих из этих элементов были определены ошибочно. Сам Д. И Менделеев в 1869 году сформулировал свой закон как периодическую зависимость от величины атомных весов элементов, так как в XIX веке наука еще не имела сведений о строении атома. Однако гениальное предвидение ученого позволило ему более глубоко, чем все его современники, понять закономерности, которые обуславливают периодичность свойств элементов и веществ. Он учитывал не только возрастание атомной массы, но и уже известные свойства веществ и элементов и, взяв за основу идею периодичности, смог совершенно точно предсказать существование и свойства неизвестных на тот момент науке элементов и веществ, исправить атомные массы ряда элементов, правильно расположить элементы в системе, оставив пустые места и сделав перестановки. Существует миф, что периодическая система приснилась Менделееву. Однако это только красивая история, которая не является доказанным фактом. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева является графическим отражением его же закона. Элементы расположены в таблице по определенному химическому и физическому смыслу. По расположению элемента можно определить его валентность, число электронов и многие другие особенности. Таблица поделена горизонтально на большие и малые периоды, а вертикально на группы.

Используя ранее полученные знания при изучении тем: «Основные понятия и законы химии», «Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете учения о строении атома» студентам предлагается выполнить несколько вариантов заданий.

Задание

№

1

Воспользуйтесь учебником О.С.Габриелян, И.Г.Остроумова Химия тема: «Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете учения о строении атома», ответьте на вопросы:

1. Что Менделеев считал главной характеристикой атома при построении периодической системы ?

2. Сколько вариантов имеет периодическая система элементов?

3. Изучите длинный и короткий вариант таблицы Менделеева. Напишите, чем они отличаются?

4. Предложите свою структуру периодической системы таблицы Менделеева (задание выполняется в свободной форме на отдельном листе).

Задание № 2.

Теоретическая часть

Зная формулы веществ, состоящих из двух химических элементов, и валентность одного из них, можно определить валентность другого элемента.

Например: дана формула оксида меди Cu_2O , необходимо определить валентность меди. Валентность кислорода постоянная и равна II, а на один атом кислорода приходится 2 атома меди. Следовательно, валентность меди равна I.

Валентность

Примеры формул соединений

I

II

III

I и II

II и III

II и IV

III и V

II, III и VI

II, IV и VI

С постоянной валентностью

H, Na, K, Li

O, Be, Mg, Ca, Ba, Zn

Al, B

С переменной валентностью

Cu

Fe, Co, Ni

Sn, Pb

P

Cr

S

H_2O, Na_2O

MgO, CaO

Al_2O_3

Cu_2O, CuO
 FeO, Fe_2O_3
 SnO, SnO_2
 PH_3, P_2O_5
 CrO, Cr_2O_3, CrO_3
 H_2S, SO_2, SO_3

Определить валентности следующих элементов:

- А) $SiH_4, CrO_3, H_2S, CO_2, SO_3, Fe_2O_3, FeO$
Б) $CO, HCl, HBr, Cl_2O_5, SO_2, PH_3, Cu_2O,$
В) $Al_2O_3, P_2O_5, NO_2, Mn_2O_7, Cl_2O_7, Cr_2O_3,$
Г) $SiO_2, B_2O_3, SiH_4, N_2O_5, MnO, CuO, N_2O_3.$
-
-
-
-
-

Задание № 3.

Теоретическая часть

Относительная молекулярная масса - сумма всех относительных атомных масс входящих в молекулу атомов химических элементов.

$$Mr = Ar_1 \cdot i_1 + Ar_2 \cdot i_2 + Ar_3 \cdot i_3 \dots$$

Где Mr – **относительная молекулярная масса вещества**

$Ar_1, Ar_2, Ar_3 \dots$ – **относительные атомные массы элементов входящих в состав этого вещества**

$i_1, i_2, i_3 \dots$ – **индексы при химических знаках химических элементов.**

Пример: Вычислить относительную молекулярную массу молекулы серной кислоты (H_2SO_4)

Последовательность действий

Выполнение действий

1. Записать молекулярную формулу серной кислоты.



2. Подсчитать по формуле относительную молекулярную массу серной кислоты, подставив в формулу относительные атомные массы элементов и их индексы

$$Mr (H_2SO_4) = Ar (H) \cdot n + Ar (S) \cdot n + Ar (O) \cdot n = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$$

3. Записать ответ.

$$\text{Ответ: } Mr (H_2SO_4) = 98.$$

Определить относительную молекулярную массу веществ:

- А) $Cu_2O, KNO_3, Na_2SiO_3, H_3PO_4$
Б) $Al_2(SO_4)_3, H_2SO_4, K_2S, Mg(OH)_2$
В) $SO_3, CaCO_3, H_2SO_3, NH_4OH$
Г) $PO_3, Zn(OH)_2, H_2SiO_3, AlCl_3$
-
-
-
-
-

Задание № 4.

Теоретическая часть

«Атом» - греч «неделимый». Атомы, тем не менее, имеют сложное строение. В центре – атомное ядро, имеющее чрезвычайно малые размеры по сравнению с размерами атома. В состав ядра входят положительные частицы – протоны (p^+) и нейтральные частицы – нейтроны (n^0). Таким образом, ядро атома заряжено положительно.

Протоны – частицы с положительным зарядом $+1$ и относительной массой 1 .

Нейтроны – электронейтральные частицы с относительной массой 1 .

Положительный заряд атома равен числу протонов.

Число протонов в ядре соответствует порядковому номеру химического элемента в периодической системе

Электронная оболочка атома окружает положительно заряженное ядро и состоит из отрицательных частиц – электронов e^- .

Электроны – частицы с отрицательным зарядом -1 и относительной массой $1/1837$ от массы протона.

Так как в целом **масса всех электронов ничтожно мала**, ее можно пренебречь. Значит, практически вся масса атома сосредоточена в ядре и представляет собой сумму масс протонов и нейтронов.

Массовое число – суммарное число протонов и нейтронов, округленно равно значению относительной атомной массы химического элемента (A_r).

Число нейтронов в ядре равно разности между массовым числом и числом протонов. $N = A - Z$

N – число нейтронов

A – массовое число

Z – число протонов.

Атом в целом электронейтрален.

Число электронов, движущихся вокруг ядра, равно числу протонов в ядре.

Определить число протонов, нейтронов и электронов и заряд ядра атома для следующих элементов, заполнив таблицу:

А) I, Na, Cl, Ca, Al

Б) S, P, C, K, Ne

В) F, O, B, Ba, Si

Г) H, N, Zn, Kr, As

Элемент

e^-

p^+

n^0

Заряд ядра

Задание № 5.

Например: Найти массовые отношения элементов в оксиде серы (IV) SO_2 .

Последовательность действий

Выполнение действий

1. Записать формулу для вычисления массовых отношений

$$m(\text{эл.1}) : m(\text{эл.2}) = Ar(\text{эл.1}) \cdot n_1 : Ar(\text{эл.2}) \cdot n_2$$

2. Вычислить **массовые соотношения серы и кислорода**, подставив соотношения атомных масс

$$m(S) : m(O) = 32 : 16 \times 2 = 32 : 32$$

2. 3. Сократить полученные числа на 32

$$m(S) : m(O) = 1 : 1$$

Найти массовые отношения между элементами по химической формуле сложного

вещества:

А) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CuNO_3 Б) Na_3PO_4 , H_2SiO_3
В) Na_2SiO_3 , H_3PO_4 Г) H_2SO_3 , KNO_3

Задание № 6.

Распределить вещества по классам неорганических соединений:

А) кислоты Б) основания В) соли Г) оксиды.

и дайте им названия:

Cu_2O , KNO_3 , Na_2SiO_3 , H_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2SO_4 , K_2S , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, SO_3 , CaCO_3 , H_2SO_3 ,
 NH_4OH , PO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, H_2SiO_3 , AlCl_3 , CO_2 , H_2S , NaOH , K_2O , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2CO_3 ,
 N_2O_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Лабораторная работа №2

Тема: Свойства дисперсных систем.

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

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

Ход работы

Теоретические сведения Чистые вещества в природе встречаются очень редко, чаще всего встречаются смеси. Смеси разных веществ в различных агрегатных состояниях могут образовывать гомогенные (растворы) и гетерогенные (дисперсные) системы.

Дисперсными называют гетерогенные системы, в которых одно вещество - дисперсная фаза (их может быть несколько) в виде очень мелких частиц равномерно распределено в объеме другого - дисперсионной среде.

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

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

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

Коллоидные системы прозрачны и внешне похожи на истинные растворы, но отличаются от последних по образующейся "светящейся дорожке" – конусу при пропускании через них луча света. Это явление называют эффектом Тиндаля.

При определенных условиях в коллоидном растворе может начаться процесс коагуляции. Коагуляция – явление слипания коллоидных частиц и выпадения их в осадок. При этом коллоидный раствор превращается в суспензию или гель.

Гели или студни представляют собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции зольей. Со временем структура гелей нарушается (отслаивается) – из них выделяется вода. Это явление синерезиса.

Начертите таблицу для оформления опытов.

Название опыта	Наблюдения	Выводы

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

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

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

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

Задание 3. Приготовление коллоидного раствора и изучение его свойств.

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

Общий вывод

Контрольные задания

Решите тест

1. Дисперсная система это:

а) гомогенная система б) гетерогенная система в) верно а и б

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

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

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

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

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

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

8. Что объединяет данные слова: мармелад, зефир, холодец

Ответ запишите в виде одного слова _____

9. Что объединяет данные слова: молоко, нефть, подсолнечное масло в воде.

Ответ запишите в виде одного слова _____

10. Что объединяет данные слова: лак для волос, дезодорант, пылевое облако.

Ответ запишите в виде одного слова _____

Лабораторная работа № 3
Тема: «Реакции ионного обмена»

Цель работы: Закрепить умение писать ионные уравнения.

Оборудования и реактивы: штатив с пробирками, шпатель, реактивы: Соли: Na_2SO_4 , MgSO_4 , BaCl_2 , FeCl_3 , CH_3COONa , р-ры кислот: HCl , р-ры щелочей: NaOH , твердые в-ва: CaCO_3 .

Ход работы

Теоретические сведения: Каждое химическое свойство, проявляемое сильными электролитами в растворах, это свойство ионов, на которые электролит распался. В растворе электролитов реакции происходят между гидратированными ионами. С

участием ионов могут протекать как обменные, так и окислительно-восстановительные реакции.

Реакции между ионами называются ионными реакциями, а уравнения ионными. Итак, ионное уравнение составляют в определенной последовательности:

Пишут в ионном виде формулы исходных продуктов (тех, которые диссоциируют);

Пишут в ионном виде формулы полученных продуктов (тех, которые диссоциируют);

Проверяют, совпадают ли друг с другом по абсолютной величине общее число положительных и отрицательных зарядов ионов в левой части равенства, а затем в правой;

Проверяют совпадают ли число одноименных ионов в левой и правой частях равенства (учитывая атомы, входящие в состав диссоциирующего вещества);

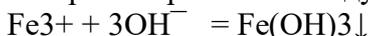
Для составления сокращенного ионного уравнения находят в левой и правой частях уравнения подобные члены с одинаковыми знаками и исключают их из уравнения, а затем записывают полученное сокращенное ионное уравнение, которое выражает сущность реакции.

В результате реакции обмена между электролитами могут получаться не только осадки. Но и растворимые малодиссоциирующие вещества.

Опыт № 1. Реакции, протекающие с образованием недиссоциирующего вещества.

В 2 пробирки налить по 2-3 мл растворов: в одну – Na_2SO_4 , в другую – MgSO_4 , в каждую из пробирок прилить такое же количество BaCl_2 . Наблюдать, отметить цвет осадка. Наблюдать. Написать уравнения реакции: молекулярные, полные, ионные сокращенные.

Опыт № 2. Пользуясь раствором FeCl_3 и NaOH осуществить реакцию, которая выражается следующим уравнением:

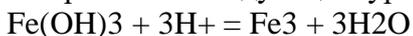


Написать молекулярное уравнение. Оставить осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$ для следующих опытов.

Опыт №3. Реакции, протекающие с образованием слабодиссоциирующего в-ва. В пробирку налить 2-3 мл CH_3COONa , добавить HCl . По запаху определить, какое вещество образуется. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции образования уксусной кислоты.

Опыт №4. В небольшом количестве воды размешать CaCO_3 и прилить HCl . Наблюдать, какой газ выделится. Составить молекулярное и ионное уравнения реакции.

Опыт № 5. Пользуясь $\text{Fe}(\text{OH})_3$, полученным во 2 опыте, провести реакцию, которая выражается следующим уравнением:



Написать молекулярное уравнение.

Ответьте на контрольные вопросы:

Если раствор соляной кислоты прилить к раствору карбоната натрия, в результате реакции выделится ли газ?

2. Выделится ли в результате реакции теплота, если к раствору азотной кислоты прилить раствор гидроксида калия?

Лабораторная работа № 4

Тема: «Гидролиз солей»

Цель работы: Исследование свойств электролитов в растворе. Рассмотреть изменение окраски индикатора в зависимости от среды раствора.

Оборудование и реактивы: Набор пробирок, фенолфталеин, лакмус, вода, HCl, NaOH, AlCl₃, Na₂CO₃, спиртовка.

Ход работы

Теоретические сведения: При диссоциации воды образуются ничтожное малое и при этом одинаковое количество ионов H⁺ и OH⁻. Растворы, в которых концентрация ионов H⁺ и OH⁻ одинаково, как в чистой воде, мы называем нейтральными, растворы, в которых преобладают ионы OH⁻ – щелочными, а растворы в которых преобладают ионы H⁺ – кислыми.

Реакции обмена между солями и водой относятся к реакциям гидролиза, т.е. разложением под действием воды. Гидролиз соли – процесс обратимый. Он образуется только в случае, когда из ионов воды и соли может образоваться слабо диссоциирующее или плохо растворимое вещество. Образование такого вещества сопровождается связыванием одного из ионов воды, в результате чего смещается равновесие диссоциации воды, следовательно, изменяется реакция раствора.

Гидролизу подвергаются лишь соли, растворимые в воде. При этом, как правило:

С каждым ионом металла (в случае солей слабых оснований) или ионом кислотного остатка (в случае солей слабых кислот) реагирует одна молекула воды. Реакция гидролиза обратима.

Опыт № 1. В 2 пробирки налить воды, в одну пробирку добавить каплю лакмуса, во вторую пробирку каплю фенолфталеина. Отметить окраску индикаторов. В 2 пробирки налить кислоту, в одну пробирку капнем лакмус, во вторую фенолфталеин. В 2 пробирки налить гидроксид натрия, в одну пробирку капнем лакмус, во вторую фенолфталеин. Сравните результаты. Сделать вывод о действии кислот и щелочей на индикатор. Какие ионы влияют на изменение окраски индикатора.

Опыт № 2. В четыре пробирки налить воды и добавить несколько капель лакмуса. Одну пробирку оставить в качестве контрольной, а в остальные добавить по 1 мл растворов солей; в первую – карбонат натрия, во вторую – хлорид алюминия, в третью – хлорид натрия. По изменению окраски лакмуса сделайте вывод о реакции среды в растворах. Полученные результаты запишите в таблицу

Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды

Какие из испытуемых солей подверглись гидролизу?

Напишите уравнения гидролизу.

Опыт № 3. Налейте в пробирку 2 см² хлорида алюминия и добавьте сколько же раствора карбоната натрия (Na₂CO₃). Какие изменения наблюдаются в растворе.

Опыт № 4. К 2 см³ Na₂CO₃ прилить несколько капель фенолфталеин.

Заметьте интенсивность окраски. Нагрейте пробирку с раствором до кипения. Как меняется интенсивность окраски. Сделайте вывод о влиянии температуры на гидролиз солей.

Экспериментальные задачи.

1. Определите с помощью лакмуса, в какой из трех пробирок находится кислота.
2. Определите, в какой из выданных пробирок находится щелочь с помощью фенолфталеина.

Ответьте на контрольные вопросы:

1. Определите, в какой из выданных пробирок находится вода с помощью лакмуса.
2. Какие соли подвергаются гидролизу и почему? Объясните это на примерах нитрата цинка, сульфата и сульфида натрия.
3. Некоторые соли в водном растворе изменяют цвет индикаторов. Подумайте почему?

Лабораторная работа № 5

Тема: Испытание растворов кислот индикаторами.

Цель работы: определение рН среды растворов различной природы.

Оборудование и реактивы: раствор гидроксида натрия, раствор серной кислоты, растворы солей карбоната калия, хлорида алюминия и сульфата натрия, набор пробирок, универсальный индикатор бумаги.

Ход работы

О п ы т 1. Испытание растворов щелочей и кислот индикаторами

Экспериментально установите, какую окраску имеют индикаторы: лакмус, метилоранж, фенолфталеин в нейтральной, кислой и щелочной средах.

Для этого:

1. Налейте в три пробирки по 5 мл дистиллированной воды и прибавьте по 3 капли индикатора: в одну – лакмус, в другую – метилоранж, в третью – фенолфталеин. Что наблюдаете?
2. Налейте в три пробирки по 5 мл раствора соляной кислоты или серной кислоты и прибавьте в каждую из них по 3 капли индикатора – лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина. Что наблюдаете?
3. В следующие три пробирки налейте по 5 мл раствора гидроксида натрия или гидроксида калия и испытайте воздействие индикаторами. Что наблюдаете?

Результаты изменения окраски индикатора в нейтральной, кислой, щелочной среде запишите в таблицу:

Индикатор	Окраска раствора в зависимости от реакции среды		
	нейтральная	кислая	щелочная
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеин			

Опыт 2. Получение основного оксида и основания

1. В металлическую ложечку для сожжения положите стружки металлического магния вровень с краями, внесите ложечку в пламя газовой горелки. Что наблюдаете? Выразите происходящий процесс химическим уравнением.
2. После прекращения реакции ложечку с полученным продуктом охладите до комнатной температуры и опустите в стеклянный стакан с водой. Раствор тщательно перемешайте. В полученный раствор добавьте 3-4 капли фенолфталеина, снова перемешайте. Что наблюдаете? О чем говорит окраска раствора? Составьте химическое уравнение взаимодействия оксида магния с водой.

Опыт 3. Получение основных оксидов разложением солей и взаимодействие их с кислотами

1. В сухую пробирку поместите немного основного карбоната меди $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$. Держа пробирку в наклонном положении, нагрейте её до полного разложения соли. Какого цвета вещество остается в пробирке? Что осаждается на холодных стенках пробирки? Составьте соответствующие уравнения реакции.
2. К черному порошку оксида меди в пробирке прилить немного серной кислоты и нагревать до полного растворения. В какой цвет окрашивается раствор? Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Получение кислотного оксида и соответствующей кислоты

1. В сухую фарфоровую чашку положите красный фосфор. Поставьте чашку на подставку штатива и закрепите над ней воронку расширенной частью в лапке штатива на расстоянии 0,5 см от подставки штатива. Нагрейте конец металлической проволоки докрасна над газовой горелкой и пропустите ее через трубку воронки, коснитесь ею фосфора. Что наблюдаете? Выразите химическим уравнением горение фосфора.
2. После полного осаждения продукта горения фосфора смойте его со стенок воронки в фарфоровую чашку дистиллированной водой, пользуясь для этого промывалкой. В чашку с раствором прибавьте 3-5 капель индикатора-лакмуса. О чем говорит окраска раствора? Выразите химическим уравнением реакцию взаимодействия оксида фосфора с водой.

Опыт 5. Получение растворимых оснований взаимодействием металла с водой

В кристаллизатор налейте до половины дистиллированной воды, положите кусочек металлического натрия (натрий получить у преподавателя). Что происходит? После прекращения реакции добавьте 3-4 капли индикатора – фенолфталеина, перемешайте раствор стеклянной палочкой. О чем говорит окраска раствора? Написать уравнение реакции.

Опыт 6. Взаимодействие кислот с основаниями

В фарфоровую чашку прилейте 5-6 мл раствора гидроксида натрия. Добавьте к нему 2-3 капли индикатора фенолфталеина и при постоянном помешивании приливайте по каплям раствор фосфорной кислоты до изменения окраски раствора. Выразите химическими уравнениями происходящие реакции, учитывая возможность образования средней и кислых солей.

Опыт 7. Получение солей взаимодействием оснований с кислотными оксидами

1. Положите кусочек оксида кальция в фарфоровую чашку, добавьте в нее 5-10 см³ дистиллированной воды и 2-3 капли индикатора-фенолфталеина. Раствор тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Выразите химическим уравнением происходящую реакцию. К какому классу соединений относится образовавшийся продукт.

2. Профильтруйте полученный раствор в чистую пробирку. Опустите

в пробирку стеклянную трубку и осторожно продуйте через нее изо рта выдыхаемый газ до исчезновения окраски. Выразите химическим уравнением происходящую реакцию.

Опыт 8. Взаимодействие кислот с металлами

В чистую пробирку налейте 3-5 мл разбавленной соляной кислоты и опустите в пробирку кусочек металлического алюминия. Что наблюдается?

Какой газ выделяется? Выразите химическим уравнением взаимодействие алюминия с кислотой. К какому классу соединений можно отнести полученный продукт?

Опыт 9. Взаимодействие солей

В пробирку налейте 2-3 мл раствора сульфата натрия и прибавьте в нее 2-3 мл раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Выразите химическим уравнением происходящую реакцию.

Лабораторная работа №6

Тема: «Общие свойства металлов»

Цель работы: систематизировать сведения о химических свойствах металлов и их активности.

Приборы и реактивы: набор пробирок, металлы Zn, Cu, Al, Fe, растворы NaOH, FeCl₃, Na₂CO₃, CuSO₄, HCl.

Ход работы

Теоретические сведения: металлы являются простыми веществами, обладающие характерным металлическим блеском, прекрасной тепло- и электропроводностью, ковкостью и др. Наиболее характерным свойством металлов является способность их отдавать свои валентные электроны и превращаться в положительно заряженные ионы (катионы), т. е. в реакциях металлы проявляют восстановительные свойства.

В периодической системе Д. И. Менделеева на долю металлов приходится около 80 % всех элементов. Резкую границу между металлами и неметаллами провести нельзя.

В природе металлы находятся, как правило, в виде различных соединений (солей, оксидов, гидроксидов), но встречаются и в самородном состоянии (золото, платина). Бывают руды сульфидные, карбонатные, оксидные и др., содержащие соответствующее соединение металла или, чаще, их смесь. Такие руды называют полиметаллическими.

Все металлы, за исключением ртути, твердые кристаллические вещества с характерным металлическим блеском. Металлы обладают различной твердостью: одни

металлы мягкие и легко режутся ножом (натрий, калий), другие – очень твердые и приближаются по твердости к алмазу (хром).

Опыт №1 В две пробирки налить по 1-2 мл раствора соляной кислоты. В одну пробирку опустить кусочек цинка, а в другую – медь. В какой пробирке выделится газ? Объясните свои наблюдения.

Опыт №2 В две пробирки налить по 1-2 мл раствора щелочи. В одну из пробирок опустить кусочек алюминия, а в другую – медь. Напишите уравнения реакций.

Опыт №3 В одну пробирку налить раствор хлорида железа, в другую карбонат натрия, в обе пробирки внесите цинк. Напишите уравнения реакций.

Опыт №4 В пробирку налить раствор сульфат меди и опустить в нее железо. Напишите уравнение реакции

Ответьте на контрольные вопросы:

1. Как расположены металлы в периодической системе Д.И. Менделеева? Почему? Чем отличается строение атомов металлов от строения атомов неметаллов?

2. Каковы общие физические свойства металлов? Поясните эти свойства, основываясь на представлениях о металлической связи.

3. На основе учения о строении атомов поясните, чем металлы по химическим свойствам отличаются от неметаллов.

Лабораторная работа № 7

Тема: Свойства алюминия и его соединения.

Цель работы: Закрепить умение проводить опыты, подтверждающие свойства Al и его соединений.

Оборудование: штатив с пробирками, горелка.

Реактивы: алюминиевые стружки, гидроксид натрия $Al_2(SO_4)_3$, HCl , H_2SO_4 , HNO_3 .

Ход работы

Теоретические сведения: алюминий — элемент главной подгруппы третьей группы третьего периода периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, с атомным номером 13. Обозначается символом Al . На внешнем электронном слое у атома алюминия находится 3 электрона. В химических реакциях он выступает в качестве восстановителя. Характерная степень окисления алюминия +3, заряд иона – 3+. Алюминий относится к группе лёгких металлов. Наиболее распространённый металл и третий по распространённости (после кислорода и кремния) химический элемент в земной коре. В природе алюминий в связи с высокой химической активностью встречается почти исключительно в виде соединений. Наиболее распространены алюмосиликаты и бокситы. Оксид алюминия входит в состав ряда самоцветов (рубин, сапфир). **Свойства простого вещества алюминия** Простое вещество *алюминий* — лёгкий, парамагнитный металл серебристо-белого цвета, легко поддающийся формовке, литью, механической обработке. Алюминий обладает высокой тепло- и электропроводностью, стойкостью к коррозии за счёт быстрого образования прочных оксидных плёнок, защищающих поверхность от дальнейшего взаимодействия. Температура плавления алюминия 660 °С. Алюминий образует сплавы почти со всеми металлами. Наиболее известны сплавы с медью и магнием

(дюралюминий) и кремнием (силумин). Алюминий – активный металл. Но при нормальных условиях алюминий покрыт тонкой и прочной оксидной плёнкой и потому не реагирует с классическими окислителями: с H_2O (t°), O_2 , HNO_3 (без нагревания). Благодаря этому алюминий практически не подвержен коррозии. Однако при разрушении оксидной плёнки алюминий выступает как активный металл-восстановитель.

Опыт №1: Отношение Al к действию кислот.

В три пробирки поместить растворы кислот HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Опустить в каждую пробирку Al. Напишите уравнения реакций.

Опыт №2: Отношение Al к действию щелочей.

В пробирку налить раствор щелочи и опустить Al. Наблюдать что происходит. Напишите уравнения реакций

Опыт №3: Получение гидроксида алюминия и испытание его амфотерных свойств.

- 1) Налить в пробирку $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и прилить по каплям NaOH до образования осадка. Наблюдать, записать уравнения реакций.
- 2) Осадок, полученный в предыдущем опыте, разделить на две пробирки. В одну пробирку прилить щелочи, в другую соляной кислоты. Наблюдать, записать уравнения реакций.

Лабораторная работа № 8

Тема: «Свойства соединений железа»

Цель работы: закрепить знания о свойствах железа, развить умение выполнять опыты, подтверждающие свойства металла.

Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы: FeSO_4 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, FeCl_3 , HCl , NaOH , $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, NH_4CNS .

Ход работы

Теоретические сведения: химический элемент железо. Порядковый номер - 26. Период - четвертый большой. Группа восьмая, подгруппа побочная. Атомный вес - 55,847. Строение внешней электронной оболочки обозначается формулой $3d^6 4s^2$. Символ химического элемента - Fe. Название - железо, чтение в формуле - "феррум". Как простое вещество, железо физические свойства имеет с ярко выраженным металлизмом. То есть это серебристо-белый с серым оттенком металл, обладающий высокой степенью ковкости и пластичности и высокой температурой плавления и кипения. Как уже упоминалось выше, простое вещество железо проявляет среднюю химическую активность. Однако в мелкодисперсном состоянии способно самовоспламениться на воздухе, а в чистом кислороде сгорает сам металл. Коррозионная способность высокая, поэтому сплавы данного вещества покрываются легирующими соединениями. Природные соединения железа встречаются довольно часто, ведь это второй по распространенности элемент на

нашей планете после алюминия. Определения содержания хрома, перманганата калия, ванадия). Медицина - как добавка в пищу при нехватке железа в организме пациента. Также они способны обеззараживать и обладают бактерицидным действием. Это позволяет использовать их для обработки питьевой воды в промышленных масштабах. Комплексные соединения. Такие, которые образуются в водных растворах солей. Это комплексные соединения железа. Также использовалась, как краситель для ткани. Железо в составе органических веществ.

Получение гидроксида железа (II) и его свойства

Опыт №1. В пробирку к 5...6 каплям раствора сульфата железа (II) добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия до образования осадка. Разделите полученный остаток на две пробирки. Одну оставьте для следующего опыта, другую встряхните до образования бурого осадка. Написать уравнение реакции. Объяснить, почему происходит изменение цвета.

Опыт №2. К полученному в предыдущем опыте $\text{Fe}(\text{OH})_2$ прилить несколько капель соляной кислоты. Отметить, что происходит с осадком. Написать уравнение реакции.

Качественная реакция на ион Fe^{2+}

Опыт №3. К раствору сульфата железа (II) прилить раствор железосинеродистого калия – красной кровяной соли. Написать уравнение реакции.

Получение гидроксида железа (III) и его свойств.

Опыт №4. В пробирку налить 1..2мл. раствора хлорида железа (III), прилить раствор щёлочи. Наблюдать, отметить цвет осадка. Написать уравнение реакции.

Опыт №5. Полученный в предыдущем опыте $\text{Fe}(\text{OH})_3$ разделить на две пробирки. В одну пробирку прилить соляную кислоту, в другую прилить раствор щёлочи NaOH . Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Ответьте на контрольные вопросы:

1. Какими общими и специфическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды железа? Составьте уравнение соответствующих реакций.
2. В каком виде железо встречается в природе? Напишите формулы соединений и дайте им названия.
3. Охарактеризуйте общие и специфические свойства солей железа. Составьте уравнения реакций.

Лабораторная работа № 9

Тема: «Свойства хрома и его соединений»

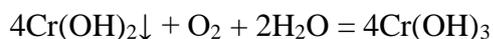
Цель работы: изучение методов получения и свойств соединений хрома; формирование навыков выполнения химического эксперимента.

Ход работы

Теоретическое введение: Хром – элемент VI В группы. Строение его электронной оболочки $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$. У атома хрома шесть валентных электронов: один на 4s-подуровне последнего уровня ($4s^1$) и пять на 3d –подуровне предпоследнего энергетического уровня ($3d^5$). В атоме $_{42}\text{Mo}$ достраивается d-подуровень предпоследнего уровня. При этом у атома молибдена электронная конфигурация $(n-1)d^5 s^1$, а у атома вольфрама $5d^4 6s^2$. Максимальная степень окисления этих металлов +6. Для молибдена и вольфрама характерна в соединениях промежуточная степень окисления +4, для хрома +3. В химических соединениях хром проявляет различные степени окисления : +2, +3, +6;

наиболее устойчивая степень окисления хрома +3. Хром – твердый блестящий металл, плавящийся при 1890⁰С; плотность его 7,19 г/см³. При комнатной температуре хром устойчив по отношению к воде и воздуху. В ряду стандартных электродных потенциалов хром стоит между цинком и железом. Стандартный электродный потенциал хрома $\varphi^0 = -0,71$ В, поэтому хром растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах с выделением водорода и образованием солей хрома Cr³⁺. Азотная кислота, концентрированная серная, царская водка пассивируют хром, увеличивая его потенциал до +1,2 В (по отношению к стандартному водному электроду). Пассивированный хром подобен благородным металлам. Атомные и ионные радиусы молибдена и вольфрама близки по значению, поэтому эти металлы сходны по физическим и химическим свойствам, но существенно отличаются от хрома. При переходе от хрома к вольфраму восстановительная активность металлов несколько понижается. Молибден и вольфрам отличаются слабо выраженными свойствами пассивироваться. Кислород взаимодействует с этим металлами при температуре выше 600⁰С. Молибден и вольфрам окисляется фтором при обычной температуре, а хром при нагревании; молибден и вольфрам растворяются только в азотной, концентрированной серной кислотах и “царской водке” при нагревании. Для молибдена и вольфрама устойчивы оксиды MoO₂, WO₂, MoO₃ и WO₃. Оксид MoO₃ плохо растворим в воде; с водой он образует малорастворимую молибденовую кислоту. Оксид WO₃ еще менее растворим в воде. Оба эти соединения, проявляя кислотные свойства, взаимодействуют со щелочами, образуя соли - молибдаты и вольфраматы.

Хром образует три оксида: CrO (основной), Cr₂O₃ (амфотерный) и CrO₃ (кислотный). Соответственно этим трем оксидам известны и гидроксиды хрома. Основной гидроксид Cr(OH)₂, как и все соединения хрома со степенью окисления +2, неустойчив, в реакциях является сильным восстановителем, легко окисляется кислородом воздуха с образованием Cr(OH)₃.



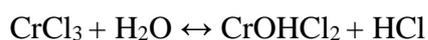
Гидроксид Cr(OH)₃ имеет амфотерный характер и растворяется в кислотах с образованием солей хрома (III), а в щелочах – с образованием растворов гидроксохромитов:



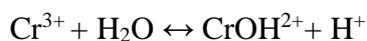
или



Соли хрома (III) в водных растворах сильно гидролизуются создают кислую реакцию среды и легко превращаются в основные соли:



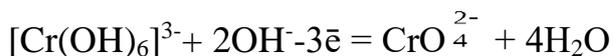
или



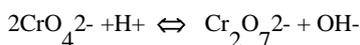
Гидролиз сульфида и карбоната хрома протекает необратимо с образованием гидроксида хрома и сероводородной или угольной кислот. Хром в щелочной среде является хорошим восстановителем, в присутствии окислителей соли Cr(III) они легко переходят в хроматы:



или



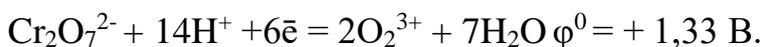
Кислотному оксиду хрома CrO_3 соответствуют две кислоты: хромовая H_2CrO_4 и двухромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Обе кислоты существуют только в растворе, но соли их устойчивы. Соли хромовой кислоты называются хроматами, а двухромовой – дихроматами. Хромат-ион CrO_4^{2-} желтого цвета, а дихромат-ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – оранжевого цвета. Хроматы могут обратимо переходить в дихроматы:



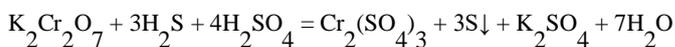
OH^-

т.е хроматы устойчивы в щелочной среде, а дихроматы – в кислой.

Хроматы и дихроматы – сильные окислители. Окислительные свойства соединений хрома (VI) наиболее сильно выражены в кислой среде:



Например:



Соединения хрома со степенью окисления +3, +6 ядовиты. Они вызывают раздражения кожи и слизистой оболочки.

Выполнение опытов

Цель работы:

Ознакомление с химическими свойствами соединений хрома.

Опыт 1 Получение гидроксида хрома(III) и исследование его свойств

Реактивы: Раствор сульфата хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, раствор гидроксида натрия NaOH , раствор соляной кислоты HCl .

Ход работы:

- Налить в две пробирки по 5 капель раствора сульфата хрома (III) и по каплям добавить раствор гидроксида натрия до появления осадка. Каков цвет образовавшегося осадка? Составить уравнения реакции получения гидроксида хрома (III) в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

- В одну пробирку с осадком добавить 5 капель соляной кислоты. Что произошло с осадком? В другую пробирку с осадком гидроксида хрома (III) добавить 5 капель раствора гидроксида натрия. Почему растворился осадок? (Раствор сохранить для опыта 4). О каких свойствах гидроксида хрома (III) свидетельствует его способность растворяться в кислотах и щелочах? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций.

Опыт 2 Изучение гидролиза солей хрома (III)

Реактивы: Раствор сульфата хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, раствор нейтрального лакмуса, раствор карбоната натрия Na_2CO_3 .

Ход работы:

- В пробирку налить 5 капель раствора нейтрального лакмуса и прибавить 1-2 капли раствора сульфата хрома (III) до изменения окраски лакмуса. Как и почему изменился цвет раствора лакмуса? Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах реакции гидролиза сульфата хрома(III).

- Налить в пробирку 3 капли раствора соли хрома (III). Прибавить по каплям раствор карбоната натрия до образования осадка. Каков состав осадка? Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения реакции гидролиза соли хрома (III) в присутствии соды.

Опыт 3 Изучение взаимного превращения хроматов и бихроматов

Реактивы: Раствор хромата калия K_2CrO_4 , раствор серной кислоты H_2SO_4 , раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, раствор гидроксида натрия NaOH .

Ход работы:

- Налить в пробирку 5 капель раствора хромата калия и добавить 3 капли раствора серной кислоты. Как изменился цвет раствора? Составить уравнение реакции молекулярной и ионно-молекулярной формах. При каких значениях pH существуют дихроматы?

- В другую пробирку налить 5 капель раствора дихромата калия и добавить 3 капли раствора гидроксида натрия. Объяснить изменения окраски раствора и написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. При каких значениях pH существуют хроматы?

Опыт 4 Изучение восстановительных свойств хрома (+3)

Реактивы: Хромит натрия NaCrO_2 , раствор гидроксида натрия NaOH , раствор пероксида водорода H_2O_2 (3%).

Ход работы:

- В пробирку с раствором хромита натрия, полученным в опыте 1, прибавить 2 капли раствора гидроксида натрия и 5 капель 3% раствора пероксида водорода. Как изменился цвет раствора? Написать уравнение реакции окисления хромита в щелочной среде, составить ионно-электронные уравнения и указать окислитель и восстановитель.

Опыт 5 Изучение окислительных свойств дихромат – иона в кислой среде

Реактивы: Раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, раствор серной кислоты H_2SO_4 , кристаллический сульфит натрия Na_2SO_3 , кристаллический сульфат железа (II) $FeSO_4$, кристаллический нитрит натрия $NaNO_2$.

Ход работы:

- В три пробирки налить по 5 капель раствора дихромата калия. В каждую пробирку прибавить по 2 капли раствора серной кислоты. В первую пробирку внести 1-2 микрошпателя кристаллического сульфита натрия, во вторую – сульфата железа (II), в третью – нитрита натрия.

- Объяснить явления (изменение окраски, выделение газа), происходящие в каждой из пробирок. Написать уравнения окислительно-восстановительного процесса, составить ионно-электронные уравнения, указать окислитель и восстановитель.

Примечание: В реакции с нитритом натрия образуются сульфаты хрома (III), калия, натрия, оксид азота (IV) и вода.

Лабораторная работа № 10

Тема: «Свойства соединений марганца»

Цель работы: Ознакомление с химическими свойствами марганца и его соединений.

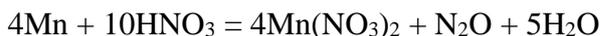
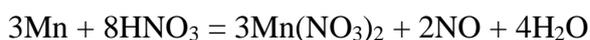
Реактивы: Раствор сульфата марганца $MnSO_4$, раствор гидроксида натрия $NaOH$, раствор серной кислоты H_2SO_4 . Раствор аммиака NH_4OH (2н), дистиллированная вода, насыщенный раствор хлорида аммония NH_4Cl , раствор сульфата марганца $MnSO_4$.

Ход работы

Теоретическое введение: Марганец – элемент побочной подгруппы седьмой группы. Строение электронной оболочки $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$. Семь валентных электронов расположены на двух энергетических уровнях: два электрона – на s – подуровне наружного энергетического уровня $4s^2$, остальные – на d – подуровне предпоследнего энергетического уровня $3d^5$. В химических соединениях марганец проявляет различные степени окисления: +2, +3, +4, +6, +7.

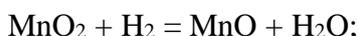
Марганец – блестящий твердый металл с плотностью $7,44 \text{ г/см}^3$, плавится при 1244°C . Стандартный электродный потенциал марганца

($\varphi^0 = -1,18 \text{ В}$). На воздухе марганец покрывается тонкой оксидной пленкой, предохраняющий его от дальнейшего окисления. Однако в мелкоизмельченном состоянии марганец окисляется довольно легко. Хорошо растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах, концентрированная серная кислота растворяет марганец только при нагревании. В азотной кислоте металл растворяется, восстанавливая нитрат-ион до оксидов азота (II) и (I):

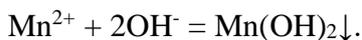


Марганец образует четыре оксида: MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 . Увеличение степени окисления ведет к ослаблению основных свойств и усилению кислотных. Основной характер проявляет оксид MnO (II) и соответствующий ему гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$, а также оксид Mn_2O_3 (III). Диоксид марганца MnO_2 (IV) и соответствующий ему гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_4$ являются амфотерными. Высшим оксидам марганца MnO_3 (VI) и Mn_2O_7 (VII) соответствуют гидроксиды H_2MnO_4 (марганцовистая кислота; соли – манганаты) и HMnO_4 (марганцовая кислота, соли-перманганаты); обе кислоты существуют только в растворе. Известен также смешанный оксид Mn_3O_4 ; в природе он встречается в виде темно-красного минерала – гаусманита.

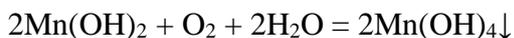
Оксид марганца MnO может быть получен при нагревании MnO_2 в атмосфере водорода или при термическом разложении MnCO_3 :



С водой MnO не взаимодействует, поэтому соответствующий ему гидроксид $\text{Mn}(\text{OH})_2$ получается косвенным путем – действием щелочи на раствора соли $\text{Mn}(\text{II})$:



Белый осадок $\text{Mn}(\text{OH})_2$ легко окисляется на воздухе в бурый гидроксид марганца (IV) $\text{Mn}(\text{OH})_4$.



В присутствии сильных окислителей (например PbO_2) $\text{Mn}(\text{II})$ переходит в $\text{Mn}(\text{VII})$ в составе иона MnO_4^- . Реакция солей марганца (II) с PbO_2 в кислой среде (HNO_3) используется в аналитической практике как качественная реакция на соединения марганца.

Наиболее важное соединение $\text{Mn}(\text{IV})$ – черно-бурый диоксид марганца MnO_2 . В кислой среде он является сильным окислителем, восстанавливается до солей $\text{Mn}(\text{II})$:



Соединения марганца (VI) и (VII) являются сильными окислителями. Соли марганцовой кислоты HMnO_4 при окислении ими других веществ восстанавливаются в зависимости от среды до различных продуктов: а кислой среде – до бесцветных солей $\text{Mn}(\text{II})$, в сильнощелочной – до солей марганцовистой кислоты H_2MnO_4 зеленого цвета; в нейтральной и слабощелочной – до диоксида $\text{Mn}(\text{IV})$ бурого цвета.

Выполнение опытов

Опыт 1 Получение гидроксида марганца (II) и исследование его свойств

Реактивы: Раствор сульфата марганца MnSO_4 , раствор гидроксида натрия NaOH , раствор серной кислоты H_2SO_4 .

Ход работы:

- Внести в пробирку 5-6 капель раствора соли марганца (II) и 3-4 капли 2н раствора гидроксида натрия. Отметить цвет полученного осадка и разделить его на три части. Одну оставить стоять на воздухе, к другой добавить 2-3 капли кислоты, к третьей – столько же щелочи. Объяснить изменения, происходящее с осадком в первой пробирке. Взаимодействует ли гидроксид марганца (II) с кислотой и щелочью? Какими свойствами обладает – кислотными или основными? Написать уравнения всех реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 2 Изучение восстановительных свойств иона марганца (II)

Реактивы: Оксид свинца (IV) PbO₂ кристаллический, раствор азотной кислоты HNO₃(2н), раствор сульфата марганца MnSO₄

Ход работы:

- В пробирку внести 2-3 микрошпателя оксида свинца (IV), добавить 4 капли раствора азотной кислоты и каплю (не больше) раствора сульфата марганца. - Содержимое пробирки осторожно нагреть и дать отстояться. Каков цвет раствора? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

-Добавить еще 3-4 капли раствора сульфата марганца и нагреть. Что наблюдается?

Примечание: В присутствии избытка ионов Mn²⁺ возможно их окисление ионами MnO₄⁻ при нагревании с образованием оксида марганца MnO₂:



Опыт 3 Изучение действия аммиака на соли двухвалентного марганца в отсутствии и в присутствии солей аммония

Реактивы: Раствор аммиака NH₄OH (2н), дистиллированная вода, насыщенный раствор хлорида аммония NH₄Cl, раствор сульфата марганца MnSO₄.

Ход работы:

- В две пробирки внести по 3 капли 2н раствора аммиака. В одну из пробирок добавить 3 капли воды, в другую – столько же насыщенного раствора хлорида аммония. Следовательно, в одинаковых объемах исследуемых растворах содержится одинаковые количества аммиака.

- В обе пробирки внести по 3 капли раствора сульфата марганца, отметить выпадение осадка в одной из пробирок.

- Написать: а) уравнение реакции взаимодействия MnSO₄ с NH₄OH в молекулярной и ионно-молекулярной формах; б) уравнение электролитической диссоциации гидроксида аммония.

- Объяснить, почему в одном случае осадок гидроксида марганца (II) не выпал.

Опыт 4 Изучение влияния реакции среды на окислительные свойства перманганата калия

Реактивы: Раствор перманганата калия KMnO_4 , раствор серной кислоты H_2SO_4 (2н), раствор гидроксида натрия NaOH (2н), кристаллический сульфит натрия Na_2SO_3 .

Ход работы:

- В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия.
- В одну пробирку добавить 2 капли 2н раствора серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – 2-3 капли 2н раствора щелочи.
- Во все три пробирки добавить по одному микрошпателю кристаллического сульфита натрия или калия.
- Отметить изменение первоначальной окраски перманганата калия в каждом случае. Чем это вызвано?
- Уравнять реакции с помощью электронно-ионных уравнений.

Примечание: о полученных продуктах реакции можно судить по следующим признакам: ион марганца (II) – бесцветный в растворах; манганат-ион – зеленый; перманганат-ион – фиолетовый; диоксид марганца – темно-бурый осадок; гидроксид марганца(IV) – темно-бурый осадок; гидроксид марганца (II) – белый осадок.

Опыт 5 Изучение окислительных свойств перманганат-иона

Реактивы: Раствор перманганата калия KMnO_4 , раствор сульфата марганца MnSO_4 .

Ход работы:

- Внести в пробирку 3-4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца.
- Отметить изменение окраски раствора и образование осадка. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Что наблюдается? Какова среда полученного раствора? Написать уравнение реакции, учитывая, что в ней участвует вода, а Mn(VII) и Mn(II) переходят в MnO

Лабораторная работа № 11

Тема: «Общие свойства неметаллов»

Цель работы: ознакомиться с лабораторными способами получения неметаллов и их соединений. Изучить основные химические свойства неметаллов и их соединений.

Ход работы

Теоретические сведения: Неметаллы в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева представлены р-элементами с общей электронной конфигурацией $ns^2 np^{1-6}$ и двумя s-элементами (H и He).

В периодах слева направо атомные и ионные радиусы неметаллов (по мере увеличения заряда ядра) уменьшаются, при этом энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность в целом возрастают. Характерная неметаллам окислительная активность и неметаллические свойства усиливаются.

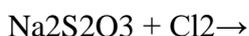
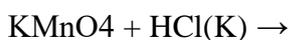
В группах радиусы атомов у однотипных ионов в общем увеличиваются, неметаллические свойства ослабевают, а металлические возрастают. При переходе от 2р-элементов к 6р-элементам энергия ионизации уменьшается, так как усиливается экранирование заряда ядер электронами, предшествующими внешним.

На свойства неметаллов и их соединений оказывает влияние как появление новых подуровней на внешней электронной оболочке, так и заполнение подуровней внутренних оболочек. Элементы второго периода В, С, N, О, F резко отличаются от р-элементов нижеследующих периодов. Причина этого заключена в имеющемся у элементов третьего периода свободном d-подуровне, способном принимать р-электроны при их распаривании. Элементы азот, кислород и фтор обладают ярко выраженной способностью участвовать в образовании водородных связей. Элементы третьего и последующих периодов эту способность теряют.

Вдоль периода у неметаллов падает способность к образованию положительных ионов с зарядом, отвечающим номеру группы. Наоборот, способность к образованию отрицательных ионов возрастает.

Элементы фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I и астат At, образующие главную подгруппу VII группы Периодической системы, называются *галогенами*. Такое название они получили за способность непосредственно соединяться с металлами, образуя соли. Атомы галогенов имеют структуру внешнего электронного уровня $ns^2 np^5$, поэтому они легко принимают один электрон, образуя отрицательные однозарядные ионы и приобретая при этом устойчивую электронную структуру благородного газа $ns^2 np^6$. Фтор, обладающий самой высокой электроотрицательностью, в своих соединениях всегда находится в степени.

Опыт 1. Получение хлора В пробирку внесите на кончике микрошпателя перманганат калия $KMnO_4$ и добавьте 2–4 капли концентрированного раствора HCl . Отметьте цвет образующегося газа и испытайте его действие на фильтровальной бумаге, смоченной раствором иодида калия KI . Объясните, что происходит и почему. Вылейте содержимое пробирки в раствор антихлора ($Na_2S_2O_3$), ополосните пробирку этим раствором, затем помойте водой. Напишите уравнения реакций

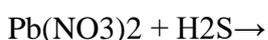


Опыт 2. Восстановительные свойства галогенид ионов

В пробирку с 5 каплями раствора иодида калия KI добавьте 2–3 капли раствора уксусной кислоты CH₃COOH, затем 2–3 капли раствора нитрата калия KNO₃. Отметьте, как изменяется цвет раствора. Напишите уравнение реакции



Опыт 3. Окислительные свойства серной кислоты В пробирку с одной гранулой металлического цинка добавьте 4–5 капель концентрированной серной кислоты. Осторожно нагрейте содержимое пробирки. Поднесите к ее отверстию бумагу, смоченную раствором нитрата свинца Pb(NO₃)₂. Объясните, что происходит в этом случае, какой газ выделяется. Напишите уравнения всех протекающих реакций. Сравните окислительные свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты:

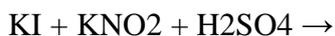


Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства нитрита калия

а) К 5–6 каплям нитрита калия KNO₂ прибавьте 3–4 капли дихромата калия K₂Cr₂O₇, затем 4–5 капель разбавленной серной кислоты. Смесь слегка подогрейте. Напишите уравнение реакции



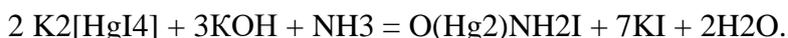
б) К 4–5 каплям иодида калия KI, подкисленного 2–3 каплями разбавленной серной кислоты, прилейте 4–5 капель нитрита калия KNO₂, крахмала и хорошо взболтайте. Объясните, что происходит. Напишите уравнение реакции



Сделайте вывод о свойствах нитритов.

Опыт 5. Качественная реакция на ион NH₄⁺

В пробирку с 3–4 каплями аммиака добавьте 2 капли раствора щелочи KOH и 2–3 капли реактива Несслера K₂[HgI₄]. В присутствии аммиака в растворе образуется красно-бурый осадок:



Это наиболее чувствительная реакция на NH₄⁺ -ион.

Лабораторная работа № 12

Тема: «Свойства аммиака и его соединений»

Цель работы: Научиться получать аммиак и раствор аммиака, их свойства.

Оборудование: Пробирки, спиртовка, ступка с пестиком, стакан, пробка с газоотводной трубкой.

Реактивы: NH_4Cl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, фенолфталеин, HCl , H_2SO_4 .

Ход работы

Теоретические сведения: Аммиак был впервые выделен в чистом виде Дж. Пристли в 1774 году, который назвал его «щелочной воздух» (англ. *alkaline air*). Через одиннадцать лет, в 1785 году К. Бертолле установил точный химический состав аммиака. С того времени в мире начались исследования по получению аммиака из азота и водорода.

Аммиак (в европейских языках его название звучит как «аммониак») своим названием обязан оазису Аммона в Северной Африке, расположенному на перекрестке караванных путей. В жарком климате мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, содержащаяся в продуктах жизнедеятельности животных, разлагается особенно быстро. Одним из продуктов разложения и является аммиак. По другим сведениям, аммиак получил своё название от древнеегипетского слова *амониан*. Так называли людей, поклоняющихся богу Амону. Они во время своих ритуальных обрядов нюхали нашатырь NH_4Cl , который при нагревании испаряет аммиак. Молекула аммиака имеет форму тригональной пирамиды с атомом азота в вершине. Три неспаренных р-электрона атома азота участвуют в образовании полярных ковалентных связей с 1s-электронами трёх атомов водорода (связи N–H), четвёртая пара внешних электронов является неподелённой, она может образовать донорно-акцепторную связь с ионом водорода, образуя ион аммония NH_4^+ .

Опыт №1: Получение аммиака.

В ступке перемешать хлорид аммония NH_4Cl и гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Смесь пересыпать в пробирку с газоотводной трубкой.

Пробирку нагреть, выделяющийся газ собрать в другую пробирку.

Наблюдать, что происходит, отметить запах газа.

Написать уравнение.

Свойства аммиака.

Опыт №2: Нагреть пробирку со смесью из первого опыта и к газоотводной трубке поднести палочку, смоченную HCl . наблюдать, что происходит, написать уравнение реакции.

Опыт №3: Пробирку с полученным в предыдущем опыте газом закрыть пробиркой с пипеткой и опустить в стакан с водой. Наблюдать, что происходит. Написать уравнение реакции.

Опыт № 4: К раствору, полученному во втором опыте, прибавить каплю фенолфталеина. Объяснить изменение окраски.
Написать уравнение реакции.

Опыт №5: В пробирку налить раствор NH_3 , полученный в 4 опыте и нагреть до кипения. Объяснить изменение окраски.
Написать уравнение реакции.

Опыт № 6: В пробирку налить раствор NH_3 , полученный в 4 опыте и добавить раствор H_2SO_4 . Объяснить изменение окраски.
Написать уравнение реакции.

Опыт № 7: В пробирку налить хлорид аммония NH_4Cl , прилить NaOH , пробирку нагреть. Объяснить появление запаха. Написать уравнение.

Лабораторная работа № 13

Тема: «Изготовление моделей органических веществ»

цель работы: выявить существенные различия в строении углеродного скелета предельных углеводородов с их изомерами и галогенопроизводными.

Ход работы

Теоретические сведения: Органические соединения отличаются от неорганических в основном тем, что первые обладают молекулярным строением. Между атомами в их молекулах существуют ковалентные связи с незначительной полярностью. Ковалентные связи в молекулах, содержащих больше двух атомов, имеют вполне определенную направленность в пространстве под определенными углами друг к другу. Эти углы (и длины связей) представляют собой геометрию молекул.

Ковалентные связи в органических соединениях образуются в результате перекрывания s-s, s-p, p-p облаков. Пространство вокруг ядра, в котором заключено 90% электронного облака, называется *орбиталью*. Атом углерода, который является характерным для всех органических соединений, имеет два вида орбиталей: s-орбитали сферической формы и p-орбитали в форме гантели или объемной восьмерки. В молекуле водорода H_2 образование ковалентной связи происходит за счет перекрывания s-орбиталей.

При перекрывании электронных орбиталей могут образовываться σ - и π -связи. Химические связи, образующиеся в результате перекрывания электронных орбиталей вдоль линии связи, называются σ -связями (*сигма-связями*). Линия связи – прямая, соединяющая ядра атомов. Для s-орбиталей возможен лишь единственный способ перекрывания – с образованием σ -связей. Углерод – углеродные и углерод – водородные σ -связи прочные, на них почти не действует внешнее электрическое поле, слабо поляризуются, обеспечивают свободное вращение атомов вокруг связи.

p-орбитали могут перекрываться с образованием σ -связей, а также могут перекрываться в двух областях, образуя ковалентную связь другого вида – за счет «бокового» перекрывания:

Химические связи, образующиеся в результате «бокового перекрывания» электронных орбиталей вне линии связи, т.е. в двух областях, называются π -связями (π -связями).

Наиболее распространенное объяснение направленности связей в молекулах органических веществ основано на концепции гибридизации. *Гибридизация орбиталей* – это процесс выравнивания их по форме и энергии.

Атомы углерода, входящие в состав органических соединений, будут всегда четырехвалентны, имеют электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^2$ и могут находиться в трех валентных (гибридных) состояниях sp , sp^2 , sp^3

В молекулах алканов (предельных углеводородов) все атомы углерода находятся в состоянии sp^3 -гибридизации. При образовании молекул предельных углеводородов у атома углерода гибридизации подверглись орбитали одного s - и трех p -электронов. Например, для молекулы метана в результате перекрывания четырех гибридных sp^3 -орбиталей атома углерода и s -орбиталей четырех атомов водорода образуется тетраэдрическая молекула метана с четырьмя одинаковыми σ -связями под углом $109^\circ 28'$, т.е. все четыре гибридные орбитали атома углерода одинаковы по форме, энергии и направлены в углы равносторонней пирамиды – тетраэдра

В молекулах алкенов (непредельных углеводородов) между атомами углерода *двойная связь*, которая отражается в структурной формуле двумя черточками: $CH_2=CH_2$ (этилен или этен). Связи, отраженные этими черточками, хотя и ковалентные, но разные по способу перекрывания – одна из них σ , другая – π . При образовании атомом углерода химических связей с тремя другими атомами смешиваются одна s - и две p -орбитали и образуются три гибридные орбитали, расположенные в одной плоскости, с углами между ними 120° . Это sp^2 -гибридизация атома углерода.

В молекулах алкинов, характеризующихся тройной связью (одна σ -связь и две π -связи). Для такого класса углеводородов характерна sp -гибридизация, в которой участвуют лишь две орбитали – одна s и одна p , которые образуют две гибридные орбитали, расположенные под углом 180° между ними (вдоль одной линии).

Охарактеризовать состав и строение органических веществ можно при помощи формул трех видов:

а) *молекулярной* (определяет количественный и качественный состав молекулы);

б) *электронной* (показывает число электронных);

в) *структурной* (показывает число связей между атомами и порядок их соединений в молекуле), которая может быть представлена в развернутой или сокращенной форме:

молекулярная электронная структурная структурная

развернутая сокращенная

Модели молекул показывают строение молекул; дают представление об атомном составе молекулы, пространственном расположении атомов в молекуле, а также о занимаемом одной молекулой объеме.

Сферическая модель состоит из соприкасающихся друг с другом сфер, которые рассчитываются таким образом, чтобы радиусы атомов и расстояния между ядрами были прямо пропорциональны действительным размерам; дает примерно правильную картину объема молекулы.

Шаростержневая модель – это структурная формула, представленная в пространстве; наглядно показывает атомный состав молекулы и взаимное положение атомов в молекуле.

Изготовьте из имеющихся материалов шаростержневые модели молекул указанных ниже веществ по одному из указанных преподавателем вариантов.

При составлении масштабных молекул придерживайтесь рекомендаций по планированию и проведению эксперимента.

1. *Модель молекулы метана.* Из пластилина одного цвета изготовьте четыре шарика одинакового размера, которые будут обозначать атомы водорода. Из пластилина другого цвета изготовьте шарик, диаметр которого больше. Это будет атом углерода. На поверхности шарика большего размера («атом углерода») примерно на одинаковых расстояниях наметьте четыре точки. В отмеченных местах вставьте стержни. К стержням определенной длины присоедините четыре маленьких шарика («атомы водорода»).

2. *Модель молекулы пропана.* Из пластилина одного цвета изготовьте восемь шариков одинакового размера. Из пластилина другого цвета изготовьте три шарика, диаметр которых больше предыдущих. Три шарика большего размера («атомы углерода») при помощи стержней определенной длины соедините между собой под углом примерно 109° . В соответствии со структурной формулой пропана к шарикам большего размера при помощи стержней определенной длины присоедините восемь шариков меньшего размера, которые условно изображают атомы водорода.

3. *Модель молекулы 1-хлор пропана.* У изготовленной молекулы пропана уберите один стержень и один маленький шарик («атом водорода»). Приготовьте стержень длины, отвечающей связи углерода с хлором, и прикрепите к нему шарик («атом хлора»), отличающийся цветом от «атома водорода».

4. *Модели углеродных цепей.* Изготовьте предложенные модели неразветвленных, разветвленных и циклических цепей.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Запишите электронную формулу атома углерода. Составьте электронно-графические формулы атомов бора, бериллия и лития.
2. Какие типы гибридизации электронных орбиталей атома углерода вам известны?
3. Какова сущность процесса образования ковалентных связей с учетом характера движения электронов в атомах?
4. Сколько изомеров у пентана?
5. Почему для изготовления моделей молекул требуются шарики различных размеров?
6. Какое из основных положений теории А. М. Бутлерова вы использовали при изготовлении моделей молекул углеводородов и галогенопроизводных?

СОСТАВЛЕНИЕ ОТЧЕТА

1. Цель работы, рабочее задание

2. Материалы, оборудование, методы
3. Выводы
4. Ответы на контрольные вопросы

Лабораторная работа № 14
Тема: «Нефть и продуктов ее переработки»

Цель работы: Полученные в результате разгонки нефти фракции анализируются с целью определения возможности их использования для получения товарных продуктов или направления на дальнейшую переработку.

Ход работы

1 Бензиновые фракции

Головные фракции, выкипающие до 62-85 0С, обычно используются в качестве компонентов товарных автомобильных и авиационных бензинов, обеспечивающих им нормальные пусковые свойства. Широкую низкооктановую

бензиновую фракцию 85 0С+ направляют на установки каталитического риформинга для повышения октанового числа.

Для бензиновой фракции после осушки выполняются следующие анализы:

- 1) давление насыщенных паров по ГОСТ 1756-2000 (приложение А);
- 2) испытание на медной пластинке по ГОСТ 6321-92 (приложение В);
- 3) плотность ареометром по ГОСТ 3900-85 (приложение Г);
- 4) содержание серы по ГОСТ Р 51947-2002 (приложение И).

2 Фракции реактивного топлива

Как правило, фракции реактивного топлива используются в качестве товарного продукта или его компонента без дополнительной обработки.

Для фракций реактивного топлива после осушки выполняются следующие анализы:

- 1) плотность ареометром по ГОСТ 3900-85 (приложение В);
- 2) фракционный состав по ГОСТ 2177-99 (приложение Г);
- 3) содержание фактических смол по ГОСТ 8489-85 (приложение Д);
- 4) содержание серы по ГОСТ Р 51947-2002 (приложение И).

5

Оформление результатов работы

Краткая теоретическая часть о значении давления насыщенных паров для

характеристики пусковых свойств бензина и возможности образования паровых пробок в системе подачи топлива.

Что определяется испытанием бензина на медной пластинке?

Значение плотности, фракционного состава и содержания смол в реактивном топливе для его качественной характеристики.

Краткое описание методики проведения каждого анализа с обязательным эскизом прибора.

Результаты анализов сравниваются с требованиями ГОСТ (приложения К и Л) и делаются выводы о соответствии или несоответствии исследованного показателя требованиям ГОСТ на соответствующий товарный нефтепродукт. Если анализируемая фракция по одному или нескольким показателям не соответствует требованиям ГОСТ, то необходимо дать рекомендации на какие вторичные процессы необходимо направить эту фракцию для доведения этих показателей до требуемых норм.

Техника безопасности при проведении работы

1 Следить за тем, чтобы вблизи открытого огня или горячих и нагретых приборов не переливать нефтепродукты.

2 Все нефтепродукты, с которыми производятся работы, должны находиться в закрытой посуде и устанавливаться на металлическом противне.

3 После выполнения каждого анализа проверить:

- выключены ли электроприборы;
- закрыты ли электроприборы;
- закрыты ли водяные и газовые краны;
- убраны ли нефтепродукты в шкаф;
- убрано ли рабочее место.

Лабораторная работа №15

Тема: «Свойства спиртов и альдегидов»

Цель работы: закрепить свойства спиртов и альдегидов.

Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: глицерин CuSO_4 , NaOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, хромовая смесь, формалин, AgNO_3 , NH_3 раствор.

Ход работы

Теоретические сведения: спирты — органические вещества, производные углеводов, которые содержат в молекулах гидроксильные группы OH, присоединенные к атомам углерода. Спирты широко распространены в природе в свободном состоянии и в виде сложных эфиров. Так, например, воски — это эфиры высших алифатических спиртов, фенилэтиловый спирт и ментол — составные части эфирных масел, этиловый спирт найден в пчелином воске и т. д.

Метиловый спирт, или метанол, CH_3OH весьма ядовит. Прием небольших доз его внутрь вызывает слепоту, а больших — смерть. Этиловый спирт образуется в результате брожения сахара под действием ферментов. Этот процесс известен человеку более 2000 лет и лежит в основе виноделия.

Альдегиды — класс органических соединений, в молекулах которых содержится карбонильная группа $> \text{C}=\text{O}$ связанная с органическим радикалом и атомом водорода.

«Альдегид» — сокращение от латинских слов, означающих «спирт, лишенный водорода». Действительно, если сравнить химические формулы альдегида и соответствующего ему спирта (имеющего то же число атомов углерода в молекуле), то можно видеть, что они отличаются друг от друга на два атома водорода: CH_2O — муравьиный альдегид, CH_3OH — метиловый спирт.

Опыт 1. Окисление спиртов. В пробирку налить 2-3 мл. хромовой смеси, затем добавить этиловый спирт. Наблюдать, что происходит, написать реакцию. Обратит внимание на запах.

Опыт 2. Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди. В пробирку налить сульфат меди и гидроксид натрия, затем добавить раствор глицерина. Обратит внимание на цвет растворов. Написать уравнения реакции.

Опыт 3. Окисление альдегида.
В пробирку налить раствор аммиака, добавить нитрат серебра AgNO_3 , к полученному раствору прилить формалин, пробирку нагреть. Наблюдать, что происходит. Написать уравнения реакции.

Опыт 4. Окисление альдегидов гидроксидом меди (II). В пробирку налить CuSO_4 и NaOH . К полученному осадку прилить формалин, пробирку нагреть. Наблюдать, что происходит. Написать уравнение реакции.

Ответьте на контрольные вопросы:

1. Напишите формулы спиртов, и укажите, к каким классам (группам: первичные, вторичные, третичные, одноатомные, многоатомные) они относятся.

2. Какая реакция является качественной реакцией на многоатомные спирты?

3. Напишите структурные формулы следующих веществ:

а) 2,6-диметилфенол

б) бензиловый спирт

Лабораторная работа № 16

Тема: «Получение и свойства карбоновых кислот»

Цель работы: подтвердить, что карбоновые кислоты обладают химическими свойствами, сходными со свойствами неорганических кислот.

Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: CH_3COONa , H_2SO_4 , лакмус, NaOH , Mg , CaCO_3 , мыло, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CaCl_2 , HCl .

Ход работы

Теоретические сведения: карбоновыми кислотами называют производные углеводов, содержащие одну или несколько карбоксильных групп.

В зависимости от количества карбоксильных групп карбоновые кислоты подразделяются на одноосновные карбоновые кислоты (содержат одну карбоксильную группу), двухосновные (содержат две карбоксильные группы) и многоосновные кислоты.

В зависимости от вида радикала, связанного с карбоксильной группой, карбоновые кислоты делятся на предельные, непредельные и ароматические. Предельные и непредельные кислоты объединяют под общим названием кислоты алифатического или жирного ряда.

Все карбоновые кислоты обладают кислой реакцией (обнаруживается индикаторами) и образуют соли с гидроксидами, оксидами и карбонатами металлов и с активными металлами:

Карбоновые кислоты в большинстве случаев в водном растворе диссоциированы лишь в малой степени и являются слабыми кислотами, значительно уступая таким кислотам, как соляная, азотная и серная.

Для кислот характерны три типа реакций: замещения иона водорода карбоксильной группы (образование солей); с участием гидроксильной группы (образование сложных эфиров, галогенангидридов, ангидридов кислот); замещения водорода в радикале.

Получение и свойства уксусной кислоты.

Опыт 1 Поместить в пробирку немного уксуснокислого натрия и прибавить примерно 2 мл. концентрированной серной кислоты и нагреть. Смочить водой лакмусовую бумажку и подержать над пробиркой. Что наблюдается? Написать уравнение.

Опыт 2 В пробирку налить уксусной кислоты и добавить каплю лакмуса, затем нейтрализовать раствором щёлочи. Что наблюдается? Составить уравнения реакции.

Опыт 3 В пробирку поместить магний и добавить уксусную кислоту. Выделение какого газа происходит? Написать уравнение реакции.

Опыт 4 В пробирку поместить CaCO_3 и добавить уксусную кислоту. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 5 Налить в пробирку по 2 мл. концентрированной уксусной кислоты и этилового спирта, добавить 0,5 мл. концентрированной серной кислоты. Пробирку закрыть пробкой с вертикальной трубкой-холодильником. Нагреть смесь. Затем дать жидкости остыть и прилить в пробирку насыщенный раствор поваренной соли. Обратит внимание на запах полученного раствора. Написать уравнение реакции.

Опыт 6 Свойство карбоновых кислот мыла. Налить в пробирку раствор мыла и добавить к нему соляной кислоты до образования хлопьев. Что представляет собой осадок? Составить уравнение реакции.

Опыт 7 К осадку, полученному в предыдущем опыте, добавить щёлочь. Что происходит с осадком? Написать уравнение реакции.

Опыт 8 В пробирку налить раствор мыла и прилить раствор хлорида кальция. Что наблюдается? Написать уравнения реакции. Какие свойства мыла иллюстрируется опытом?

Ответьте на контрольные вопросы:

1. Общая формула карбоновых кислот?
2. Раствор какого альдегида называется формалином и используется в медицине?
3. Столовым уксусом называется водный раствор с какой концентрацией?

Лабораторная работа № 17

Тема: «Свойства сложных эфиров»

Цель работы: изучить свойства сложных эфиров.

Оборудование и реактивы: пробирки, кристаллизатор, колба.

Уксусная кислота, этиловый спирт, изоамиловый спирт, концентрированная серная кислота.

Ход работы

Теоретические сведения: белки, или белковыми веществами, называют высокомолекулярные природные полимеры, молекулы которых построены, из осадков аминокислот, соединенных амидной связью. Белки являются основой всего живого на Земле. Ф.Энгельс писал, что жизнь есть способ существования белковых тел. Физическое состояние белков может быть столь же разнообразным, как и функции, которые они выполняют в организме.

Белок куриного яйца, мышцы, части тела человека и суставов, кожа, волосяной покров, рога, копыта - это все различные виды белков. Белки содержатся в крови, в том числе гемоглобин, обеспечивающий перенос кислорода. В молекуле содержится большая группа белков, в том числе белок казеин. Многочисленные ферменты – катализаторы обмена веществ в живых организмах - относятся к белковым веществам.

Структура белков. Различают четыре структуры белков – первичную, вторичную, третичную и четвертичную.

Опыт 1. Налить в пробирку по 2 мл. концентрированной уксусного и этилового спирта, добавить 0,5 мл. концентрированной серной кислоты. Смесь взболтайте и нагрейте на водяной бане 5-7 мин. Содержимое пробирку и вылейте в стакан с холодной водой.

Опыт 2. Налить в пробирку по 2 мл. концентрированной уксусного и изоамилового спирта, добавить 0,5 мл. концентрированной серной кислоты. Смесь взболтайте и нагрейте на водяной бане 5-7 мин. Содержимое пробирки, вылейте в стакан с холодной водой.

Решение экспериментальных задач.

Выданы пробирки с: а) этиловым спиртом; б) раствором глицерина; в) раствором уксусной кислоты; г) раствором ацетата натрия. Определите химическим способом каждое из указанных веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций.

Лабораторная работа № 18

Тема: «Свойства углеводов»

Цель работы: доказать строение альдоз и кетоз – провести качественные реакции. Изучить кислотный гидролиз ди-и полисахаридов.

Оборудование: фарфоровая ступка с пестиком, набор, 2 стакана (100мл.); асбестовая сетка, спиртовка, плитка.

Реактивы и материалы: 5-% растворы глюкозы, фруктозы, лактозы и сахарозы; концентрированные и 2n растворы соляной и серной кислоты; 10%-ные раствор крахмала; раствор йода в йодистом калии; вата (или фильтрованная бумага).

Ход работы

Теоретические сведения: углеводы – органические соединения, которые являются альдегидами или кетонами многоатомных спиртов. Углеводы, содержащие альдегидную группу, называются альдозы, а кетонную – кетозы. Большинство из них соответствуют общей формуле $C_n(H_2O)_m$, отчего и получили свое историческое название - углеводы. Но есть ряд веществ, например, уксусная кислота $C_2H_4O_2$ или CH_3COOH , которые хоть и соответствует общей формуле, но не относятся к углеводам. В настоящее время принято другое название, которое наиболее верно отражает свойства углеводов – глюкоиды (сладкий). Углеводы очень широко распространены в природе, особенно в растительном мире, где составляют 70-80 % массы сухого вещества клеток. В животном организме на их долю приходится всего около 2 % массы тела, однако и здесь их роль не менее важна.

Основные функции углеводов в организме: энергетическая, пластическая, защитная, регуляторная и специфические функции.

Углеводы классифицируют по величине молекул на 3 группы:

Моносахариды, олигосахариды и полисахариды.

Углеводы – твердые кристаллические белые вещества, практически все сладкие на вкус.

Почти все углеводы хорошо растворимы в воде, при этом образуются истинные растворы.

Опыт 1 Доказательство наличия гидроксильных групп в моно- и дисахаридах. К 1 мл раствора хлорида кальция добавляют 0,5 мл раствора гидроксида натрия и приливают раствор глюкозы до растворения первоначально образовавшегося осадка. Содержимое пробирки взбалтывают. В пробирке смешивают 1 мл раствора глюкозы, 1 мл раствора гидроксида натрия и 2 капли раствора сульфата меди. Содержимое пробирки взбалтывают. Аналогичные опыты проводят с раствором фруктозы, сахарозы и лактозы. Полученные растворы сахаров меди оставляют для следующего опыта.

Вопросы и задания:

Составьте уравнение образования сахарата кальция.⁵³

Что наблюдаете при взаимодействии гидроксида меди (II) с сахарами?

Напишите соответствующие уравнения реакций.

Можно ли данные реакции отнести к качественным на сахара?

Опыт 2 Окисление моно- и дисахаридов. К полученным в опыте 1 щелочным растворам сахаратов меди добавляют по 0,5 мл воды, встряхивают содержимое пробирок и осторожно нагревают верхнюю часть пробирок не доводя до кипячения. Помещают в чистую обезжиренную пробирку 1 каплю раствора нитрата серебра, добавляют в нее 2 капли раствора гидроксида натрия и по каплям (3-4 капли) раствора аммиака до растворения образующегося осадка оксида серебра (I). В полученный раствор вносят 1 каплю раствора глюкозы и осторожно нагревают пробирку без кипячения до начала побурения раствора. Аналогичные опыты с гидроксидом диамминсеребра (I) проводят и с другими углеводами: фруктозой, сахарозой и лактозой.

Вопросы и задания

Что происходит при нагревании сахаратов меди? Напишите уравнения реакций. У каких растворов изменений не наблюдается? Почему?

У каких углеводов отсутствует положительная реакция "серебряного зеркала" и почему?

Какие из углеводов можно назвать восстанавливающими, а какие невосстанавливающими? Какую функциональную группу определяют данной реакцией?

Опыт 3. Изучение гидролиза сахарозы.

В пробирке смешивают 0,5 мл раствора сахарозы, 2 капли раствора⁵⁴ соляной кислоты и 0,5 мл воды. Смесь осторожно нагревают в пламени спиртовки в течение 30 секунд, не допуская выброса раствора из пробирки. Смесь делят на две пробирки. Первую часть раствора нейтрализуют по каплям раствором гидроксида натрия и добавляют 0,5 мл

раствора сульфата меди (II). Верхнюю часть пробирки осторожно нагревают до кипения. Ко второй части гидролизата добавляют крупинку резорцина и 2-3 капли концентрированной соляной кислоты. Нагревают до кипения. Для сравнения проводят холостой опыт. Водный раствор сахарозы кипятят без добавления соляной кислоты и проводят реакцию с гидроксидом меди (II) и Селиванова.

Вопросы и задания

1. Что доказывает реакция с гидроксидом меди (II)? Положительна ли реакция Селиванова?
2. Объясните результаты проведения опыта без добавления соляной кислоты.

Решение экспериментальных задач

1. Объясните, как можно одним реактивом доказать, что в молекуле глюкозы имеются разные функциональные группы. Составьте план опыта и уравнения реакций для линейной формы молекулы.
2. Объясните, как можно одним реактивом распознать уксусную кислоту, глицерин, уксусный альдегид, глюкозу. Напишите уравнения реакций.
3. Объясните, почему раствор сахарозы не дает реакции «серебряного зеркала», а после его нагревания с неорганической кислотой эта реакция происходит. Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

Ответьте на контрольные вопросы:

1. Моносахариды, содержащие пять атомов углерода называются:
а) гексозы б) пентозы в) тетрозы г) триозы
2. При полном гидролизе полисахаридов чаще всего образуется: а) фруктоза б) глюкоза в) рибоза г) галактоза
3. К полисахаридам не относятся:
а) крахмал б) гликоген в) целлюлоза г) сахароза

Лабораторная работа № 19

Тема: «Свойства белков»

Цель работы: познакомиться с основными химическими свойствами аминокислот. Изучить качественные реакции на белок.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка. Реактивы: концентрированные и 2 растворы соляной, серной и азотной кислот; раствор гидроксида натрия; концентрированный раствор гидроксида натрия; концентрированный раствор аммиака; 0,2 н раствор нитрата серебра; 10%-ные растворы хлорида кальция и сульфата меди (II); 1%-ный раствор крахмала; раствор йода в йодистом калии; вата (или фильтровальная бумага), 1%-ный раствор глицина; 0,2%-ный раствор метилового красного; оксид меди (II); водный раствор белка; ацетат натрия; 1%-ный раствор хлорида железа (III); 40%ный раствор формальдегида; этанол; 10%-ный раствор ацетата свинца; белая шерсть.

Ход работы

Теоретические сведения: белки, или белковыми веществами, называют высокомолекулярные природные полимеры, молекулы которых построены, из осадков аминокислот, соединенных амидной связью. Белки являются основой всего живого на Земле. Ф.Энгельс писал, что жизнь есть способ существования белковых тел. Физическое состояние белков может быть столь же разнообразным, как и функции, которые они выполняют в организме.

Белок куриного яйца, мышцы, части тела человека и суставов, кожа, волосяной покров, рога, копыта -это все различные виды белков. Белки содержатся в крови, в том числе гемоглобин, обеспечивающий перенос кислорода. В молекуле содержится большая группа белков, в том числе белок казеин. Многочисленные ферменты – катализаторы обмена веществ в живых организмах - относятся к белковым веществам.

Структура белков. Различают четыре структуры белков – первичную, вторичную, третичную и четвертичную.

Опыт 1. Свертывание белков. В четыре пробирки помещают по 0,5 мл раствора яичного белка. Содержимое первой пробирки нагревают до кипения, охлаждают и растворяют в воде. В остальные пробирки добавляют соответственно раствор формальдегида, этанол и уксусную кислоту.

Опыт 2. Реакция аминокислот с хлоридом железа (III) К 1 мл раствора глицина добавляют 2 капли раствора хлорида железа (III). Что доказывает данная реакция? Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Реакция с солями. В пробирку наливают 1 мл раствора глицина и вносят по кристаллику медного купороса и ацетата натрия. Опишите наблюдаемое явление. Объясните возможность протекания данной реакции. Напишите уравнение реакции.

Опыт 4. Осаждение белка солями тяжелых металлов. Берут две пробирки и помещают в них по 1 мл раствора яичного белка. В первую пробирку добавляют 1 каплю раствора сульфата меди (II), во вторую - 1 каплю раствора ацетата свинца. Наличие каких функциональных групп обуславливает взаимодействие белка с солями тяжелых металлов? Составьте схемы реакций, лежащих в основе процесса осаждения белка солями тяжелых металлов.

Опыт 5. Биуретовая реакция на белки. В пробирку помещают 1 мл раствора яичного белка, 1 мл раствора гидроксида натрия и 1-2 капли раствора сульфата меди. Напишите схему реакции биурета с гидроксидом меди (II). Наличие какого структурного фрагмента в молекуле необходимо для положительной биуретовой реакции? Можно ли считать данную реакцию качественной на белок?

Опыт 6. Ксантопротеиновая реакция. В пробирку введет 1 мл водного раствора белка и 0,5мл концентрированной азотной кислоты. Смесь осторожно нагревают. После охлаждения добавляют к реакционной смеси по каплям концентрированный раствор аммиака. Какие аминокислоты можно обнаружить с помощью данной реакции?

Ответьте на контрольные вопросы:

1. Не входит в состав белков: а) водород б) ртуть в) кислород г) сера
2. Благодаря чему вторичная структура белка имеет прочную форму?
3. Аминокислоты не взаимодействуют с:
а) спиртами б) щелочами в) циклоалканами
г) аминокислотами е) кислотами

Лабораторная работа № 20

Тема: «Ознакомление с образцами средств бытовой химии и лекарственных препаратов»

Цель: изучить особенности строения молекул различной сложности;

Найти оющие признаки и различия молекул различно сложности

Теоретическая часть: Препараты бытовой химии - это химические средства, которые по назначению можно классифицировать на следующие группы: моющие средства, чистящие, дезинфицирующие, средства для ухода за мебелью и полом, средства для стирки и отбеливания тканей и т.д. Все препараты бытовой химии различаются по своему химическому составу, а следовательно, по степени опасности, которую они могут представлять для людей при неумелом использовании.

По агрегатному состоянию товары бытовой химии делятся на жидкие и твердые. Твердые препараты выпускаются порошкообразными, гранулированными и таблетированными. Порошки при хранении часто слеживаются, а при использовании пылят, раздражая верхние дыхательные пути. Этим недостатком лишены гранулированные и тем более таблетированные препараты. Последние, к тому же легче дозировать.

Следует помнить, что средства бытовой химии нельзя смешивать друг с другом, так как происходит образование веществ, вредных для здоровья человека. К тому же изменение химического состава препарата при таком смешивании снижает его чистящий эффект.

Выполнение работы:

Опыт 1. Сравнение двух средств бытовой химии

Ознакомьтесь с двумя инструкциями по использованию средств бытовой химии, (стиральный порошок и зубная паста). Сравните правила использования и хранения этих средств бытовой химии. Что в них общего? Чем они отличаются? Сформулируйте основные правила по использованию средств бытовой химии.

Опыт 2. Исследования состава средств бытовой химии

Для опыта возьмите чистящее средство «Комет» и стеклоочиститель. В состав первого средства входит «хлоринол» и, судя по отбеливающим свойствам, это вещество содержит сильный окислитель - ион СЮ". Стеклоочистители содержат аммиак. Осторожно смешайте в тигле небольшое количество порошка «Комет» и раствора аммиака. Прикройте тигель влажной йодкрахмальной бумагой. Как изменилась окраска бумаги и почему? Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Опыт 3. Сравнение лекарственных препаратов

Для опыта возьмите парацетамол, пиносол, терафлю и грамми-дин. Ознакомьтесь с инструкциями по использованию этих лекарственных препаратов. Сравните правила их использования и хранения. Что в них общего и чем они отличаются?

Сформулируйте основные правила по использованию лекарственных препаратов.

Напишите общий вывод по работе.

Вопросы к защите:

- 1. Где и как следует хранить средства бытовой химии?

- 2. Почему нельзя смешивать различные чистящие и моющие средства?
- 3. Почему нельзя мыть посуду средствами для мытья ванн?
- 4. Какие препараты содержит ваша домашняя аптечка?
- 5. Назовите правила хранения лекарственных средств.
- 6. Почему нежелательно часто применять антибиотики?

Список рекомендуемой литературы

- 1 Габриелян, О.С. Химия. 10 кл. Базовый уровень [Текст]: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования/О.С.Габриелян.- 7-е изд., стереотип. –М.: Дрофа, 2019.- 191с.
- 2 Габриелян, О.С. Химия. 11 кл. Базовый уровень [Текст]: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования/О.С.Габриелян.- 6-е изд., стереотип. –М.: Дрофа, 2019.- 223с.
- 3 Никитина Н.Г. Общая и неорганическая химия в 2 ч. Часть 2. Химия элементов: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва: Издательство Юрайт, 2022. – 322 с. – (Профессиональное образование). – ISBN 978-5-534-03677-0. – Режим доступа: www.ura.it.ru/book/obschaya-i-neorganicheskaya-himiya-v-2-chast-2-himiya-elementov-438696
- 4 Никитина Н.Г. Общая и неорганическая химия. В 2 ч. Часть 1. Теоретические основы: учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова. – 2-е изд., перераб. и доп. – Москва: Издательство Юрайт, 2020. – 211 с. – (Профессиональное образование). – ISBN 978-5-534-03676-3. – Режим доступа: www.ura.it.ru/book/obschaya-i-neorganicheskaya-himiya-v-2-chast-1-teoreticheskie-osnovy-438695