МИНИСТЕРСТВО ОБЩЕГО И ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ РОСТОВСКОЙ ОБЛАСТИ

государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение

Ростовской области

«Среднеегорлыкское профессиональное училище № 85».

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИМ РАБОТАМ**

**ОУД Химия**

Разработала: преподаватель Котова Е.Ю.

С. Средний Егорлык

2017 год.

**Лабораторная работа № 1**

**Тема: Моделирование построения периодической таблицы химических элементов**

**Цель:**Смоделировать периодическую таблицу Д.И. Менделеева и найти закономерности

в изменении свойств химических элементов.

**Студент должен:**

**Знать:**периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева; характеристику химических элементов по таблице Д.И. Менделеева: основные закономерности изменения свойств химических элементов в группах и периодах.

**Уметь:**давать характеристику химических элементов по таблице Д.И. Менделеева записывать схемы строения атомов химических элементов, электронные формулы, их графическое изображение.

**Теоретическое обоснование**

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

В 1911 году Резерфорд высказал гипотезу о планетарном строении атома. Согласно этой гипотезе атом представляет собой систему из очень малого по размерам ядра (10 -12 -10 -13 см), вокруг которого по круговым орбитам движется такое число электронов, что они своим отрицательным зарядом нейтрализуют положительный заряд ядра. Д.Д. Иваненко и Е.Н. Гапон и одновременно В.Гейзенберг в 1932 году предложили протонно-нейтронную теорию строения атомного ядра. Согласно этой теории атомные ядра состоят из протонов и нейтронов. Так как масса электронов в атоме очень мала, поэтому разности между атомной массой и массой протонов определяется число нейтронов. Массовое число определяет общее число протонов и нейтронов, а порядковый номер - число протонов в ядре и электронов в атоме.

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

Обозначая орбиту дугой, а число электронов цифрами, схемы атомов по Косселю можно изобразить так: Пример: 1Н 2 Не 3Li 11Na 52Te

+1) +2) +3) ) +11) ) ) +52) ) ) ) )

1 2 2 1 281 2 818186

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

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

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

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

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

У элементов главных подгрупп число электронов на последнем квантовом слое равно номеру группы, предпоследний слой - законченный (2,8,18 электронов), на остальных число электронов равно 2п2. Пример:

15 Р ) ) ) 52 Те ) ) ) ) ) 85 At ) ) ) ) ) )

28 5 2 8 18 18 6 2 8 1832 18 7

У элементов побочных подгрупп число электронов на последнем квантовом слое равно двум (исключение Си, Аg, Аu, Nb, Мо, Сг, Ru, Rh, Рt — 1 электрон, у Рd — 0),

предпоследний квантовый слой не закончен, на остальных составляет 2п2.

Пример: 

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

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

Пример: 

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

**S-2 электрона ($2);**

***р - 6 электронов (р6);***

***d-10электронов (d10 );***

**f-14 электронов(f14);**

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

11**Nа *1s2 2s2 2р6 Зs1.***

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

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

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

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

**+**

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

для атома ^ **Р - 15 *р+,*15 *е*и 31-15 = 16 п°**

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

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

**Ход работ:**

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

**Задание № 1**

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

**Выявить:**

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

**Задание № 2**

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

**Выявить:**

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

**Задание № 3**

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

Таблица1. Варианты заданий

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

**Содержание отчета:**

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

**Литература:**Ю.М. Ерохин Химия, Москва «Академия» 2002.

Т.Е. Рудзитис

Ф.Г. Фельдман Химия 10 и 11 класс, Москва, «Академия», 2003 Ю.М. Ерохин

В.И. Фролов сборник задач и упражнений по химии, Москва, «Академия», 2003

**Лабораторная работа № 2**

**Тема: Приготовление суспензии карбоната кальция в воде. Получение эмульсии растительного масла. Ознакомление со свойствами дисперсных систем**

1. **Цели занятия (работы)**

Приобретение умений получения эмульсий и суспензий

**Материально-техническое и информационное обеспечение:**

**наглядные пособия:**схемы подъёма, мультимедийная презентация*.*

**раздаточный материал:**инструкционно-технологическая карта (рабочая тетрадь).

**технические средства (оборудование):**ноутбук

1. **Порядок выполнения работы**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № п/п | Задание | Норма времени | Кол-во баллов |
| 1. | Инструктаж по технике безопасности | 20 | 2 |
| 2. | Ознакомиться с теоретической справкой | 15 | 1 |
| 3. | Выполнить задание | 215 | 10 |
| 4. | Оформить отчет | 20 |  |
| 5. | Сдать отчет (собеседование) | 10 |  |

1. **Теоретическая справка**

Дисперсные системы – это системы, в которых мелкие частицы вещества, или дисперсная фаза, распределены в однородной среде (жидкость, газ, кристалл), или дисперсионной фазе

***Дисперсной*** называется гетерогенная (неоднородная) система, в которой одно вещество в виде очень мелких частиц относительно равномерно распределено в объеме другого.

***Дисперсная фаза*** – это вещество, которое присутствует в меньшем количестве и распределяется в объеме другого.

***Дисперсионная среда*** - это вещество, которое присутствует в большем количестве и в объеме которого распределяется другое вещество.

Организмы животных и растений, гидросфера, земная кора и недра, космическое пространство часто представляют собой вещества в раздробленном, или, как говорят, дисперсном, состоянии. Большинство веществ окружающего нас мира существует в виде дисперсных систем: почвы, ткани живых организмов, пищевые продукты и др. Химия дисперсного состояния довольно новая наука

Диспе́рснаясисте́ма — это образования из двух или более фаз (тел), которые совершенно или практически не смешиваются и не реагируют друг с другом химически. Первое из веществ (дисперсная фаза) мелко распределено во втором (дисперсионная среда). Если фаз несколько, их можно отделить друг от друга физическим способом (центрифугировать, сепарировать и т. д.).

Наиболее общая классификация дисперсных систем основана на различии в агрегатном состоянии дисперсионной среды и дисперсной фазы. Сочетания трех видов агрегатного состояния позволяют выделить девять видов дисперсных систем. Для краткости записи их принято обозначать дробью, числитель которой указывает на дисперсную фазу, а знаменатель на дисперсионную среду, например для системы «газ в жидкости» принято обозначение Г/Ж.

***Дисперсная фаза Дисперсионная среда Название и пример***

Г/Г Газообразная Газообразная Дисперсная система не образуется

Ж/Г Жидкая Газообразная Аэрозоли: туманы, облака

Т/Г Твёрдая Газообразная Аэрозоли (пыли, дымы), порошки

Г/Ж Газообразная Жидкая Газовые эмульсии и пены

Ж/Ж Жидкая Жидкая Эмульсии: нефть, крем, молоко

Т/Ж Твёрдая Жидкая Пульпа, ил, взвесь, паста

Г/Т Газообразная Твёрдая Пористые тела

Ж/Т Жидкая Твёрдая Жидкость в пористых телах, грунт, почва

Т/Т Твёрдая Твёрдая Сплавы, бетон,

Дисперсные системы с газообразной дисперсионной средой называют аэрозолями. Туманы представляют собой аэрозоли с жидкой дисперсной фазой (Г1 — Ж2), а пыль и дым — аэрозоли с твердой дисперсной фазой (Г1 — Т2); пыль образуется при диспергировании веществ, а дым — при конденсации летучих веществ.

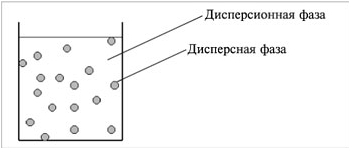
Пены — это дисперсия газа в жидкости (Ж1 — Г2), причем в пенах жидкость вырождается до тонких пленок, разделяющих отдельные пузырьки газа. Эмульсиями называют дисперсные системы, в которых одна жидкость раздроблена в другой, нерастворяющей ее жидкости (Ж1 — Ж2). Низкодисперсные системы твердых частиц в жидкостях (Ж1 — Т2) называют суспензиями, или взвесями, а предельно-высокодисперсные — коллоидными растворами, или золями, часто лиозолями, чтобы подчеркнуть, что дисперсионной средой является жидкость (от греч. «лиос» — жидкость). Если дисперсионной средой является вода, то такие золи называют гидрозолями, а если органическая жидкость — органозолями.

В твердой дисперсионной среде могут быть диспергированы газы, жидкости или твердые тела. К системам T1—Г2 (твердые пены) относятся пенопласты, пенобетон, пемза, шлак, металлы с включением газов. Как своеобразные твердые пены можно рассматривать и хлебобулочные изделия. В твердых пенах газ находится в виде отдельных замкнутых ячеек, разделенных дисперсионной средой. Примером системы T1—Ж2 является натуральный жемчуг, представляющий собой карбонат кальция, в котором коллоидно-диспергирована вода.

Большое практическое значение имеют дисперсные системы типа T1—Т2. К ним относятся важнейшие строительные материалы (например, бетон), а также металлокерамические композиции (керметы) и ситаллы.

К дисперсным системам типа T1—T2 относятся также некоторые сплавы, цветные стекла, эмали, ряд минералов, в частности некоторые драгоценные и полудрагоценные камни, многие изверженные горные породы, в которых при застывании магмы выделились кристаллы.

Цветные стекла образуются в результате диспергирования в силикатном стекле примесей металлов или их оксидов, придающих стеклу окраску. Например, рубиновое стекло содержит 0,01—0,1% золота с размером частиц 4—30 мкм. Условия получения ярко-красных рубиновых и других окрашенных стекол изучались еще М. В. Ломоносовым. Эмали — это силикатные стекла с включениями пигментов (SnO2, TiO2, ZrO2), придающих эмалям непрозрачность и окраску. Драгоценные и полудрагоценные камни часто представляют собой оксиды металлов, диспергированные в глиноземе или кварце (например, рубин — это Сr2О3, диспергированный в Аl2О3).



***Суспензия*** относится к дисперсной системе ВЗВЕСИ, и состоит из жидкости и распределенного в ней твердого вещества с размером частиц более 100 нм. Если порошок поместить в жидкость и перемешать, то получится суспензия, а при высушивании суспензия снова превращается в порошок.

Концентрированные суспензии (пасты) могут быть получены как в результате оседания более разбавленных суспензий, так и непосредственно растиранием порошков или массивных твердых тел с жидкостями

***Эмульсия*** относится к дисперсной системе ВЗВЕСИ. Эму́льсия (новолат. emulsio, от лат. emulgeo — дою, выдаиваю) — дисперсная система с жидкой дисперсионной средой и жидкой дисперсной фазой. Эмульсии состоят из несмешиваемых жидкостей. Например, молоко — одна из первых изученных эмульсий, в нём капельки жира распределены в водной среде. Они постепенно поднимаются на поверхность, поскольку их плотность меньше, чем плотность воды. В молоке за несколько часов образуется слой сливок. Молоко является не устойчивой эмульсией. Получение устойчивых концентрированных эмульсий возможно только в присутствии специальных эмульгаторов.

К эмульгаторам, способным образовывать прочные защитные пленки, относятся высокомолекулярные соединения, например, сапонин, белки (желатин, казеин), каучук, смолы, соли жирных кислот (мыла) и др. Наибольший интерес представляют собой желатированные или твердые эмульсии. Желатированные эмульсии характеризуются большой устойчивостью, прочностью и другими механическими свойствами. Примерами таких эмульсий являются консистентные смазки, маргарин, сливочное масло, густые кремы. Обычными эмульсиями являются жидкости, применяемые при обработке металлов.

Эмульсии играют большую роль при мыловарении, в технологии пищевых продуктов (сливочное масло, маргарин), при переработке натурального каучука, в живописи. В виде эмульсий получают смазочно-охлаждающие жидкости, битумные материалы, пропиточные композиции, пестицидные препараты, лекарственные и косметические средства.

1. **Задание**

**Повторите теоретический материал по теме и кратко сформулируйте понятия: суспензия, эмульсия.**

**Суспензия \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Эмульсия \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

**Проведите опыты на тему «Получение суспензий и изучение их свойств» и сделайте выводы.**

1. В пробирку насыпать половину чайной ложки мела. Добавить в пробирку 4-5 мл воды, затем энергично встряхнуть содержимое. Ответьте на вопросы:

- Можно ли назвать образующуюся систему раствором? Почему? \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

- Чем обусловлено расслоение суспензии?

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

- Стала ли жидкость над осадком абсолютно прозрачной? Почему?

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

- Для чего перед использованием меловую побелку фильтруют через слой марли или ткани?

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2.Получение и свойства эмульсий. В пробирку наливают 2-3 мл воды и 1 мл растительного масла. Что наблюдаете? Закрывают пробирку пробкой и интенсивно встряхивают. Что наблюдаете? Ответьте на вопросы:

- О чем свидетельствует помутнение полученной системы?

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

- Наблюдается ли расслоение образовавшейся эмульсии?

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

- Почему опасно попадание воды в систему смазки двигателя автомобиля?

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**5.3.Заполните таблицу и ответьте на контрольные вопросы.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № **опыт** | **Исходные реактивы** | **Внешний эффект (наблюдения)** | **Выводы** |
| 1 | . Мел + вода |  | Отметьте, как называется образующаяся система, почему?.. |
| 2 | Вода + масло |  | Отметьте, смешиваются ли жидкости, какая из них находится в верхнем слое? Почему? |
| 3 | Встряхивают пробирку |  | Отметьте, как называется образующаяся система, почему? |

1. Укажите, что в полученной вами дисперсной системе «суспензия» является дисперсионной средой, а что дисперсной фазой?

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2. Разделяются ли со временем дисперсионная среда и дисперсная фаза в данной суспензии?

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**6. Оформление отчета**

Оформление отчета в соответствии с заданием (Приложение 1 к практической работе 1)

**Вывод по работе**

**\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**

Дата сдачи работы: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Кол-во баллов: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Оценка работы \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Подпись преподавателя: \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Лабораторная работа № 10, 11**

**Тема: «Ознакомление со структурами серого и белого чугуна. Распознавание руд железа».**

**Цель работы:** знакомство со свойствами металлов и их сплавов (сплавы железа).

**Оборудование:** справочники, коллекции металлов и сплавов.

*Ход работы:*

Опишите физические свойства выданных металлов и сплавов (алюминий, цинк, свинец, олово, чугун), используя план:

1. агрегатное состояние при комнатной температуры

2. цвет

3. блеск

4. пластичность

5. теплопроводность, электропроводность

Сформулируйте вывод, в котором перечислите общие физические свойства металлов.



**Интересные факты об алюминии**

По своей распространенности в земной коре среди всех элементов алюминий занимает третье место, уступая только кислороду и кремнию. Существует красивая легенда о том, что однажды к императору Рима Тиберию, правившему в первом веке до нашей эры, пришел ювелир и вручил монарху необычайно легкую металлическую тарелку, изготовленную, предположительно, из алюминия. При этом ювелир заявил, что секрет этого металла знает только он и боги. Правда, Тиберий не пришел в восторг. Он испугался, что этот диковинный металл резко обесценит золото и серебро. Поэтому, вместо благодарности, приказал казнить человека, обладавшего таким страшным секретом. Но, современные химики к этой легенде относятся с недоверием, утверждая, что в то время не было технических возможностей получения алюминия из глинозема. А в чистом виде этот металл в природе не встречается. Еще в середине XIX века алюминий называли «королем металлов». Это объяснялось тем, что его производство было невероятно дорогим. Поэтому, алюминий относился к разряду драгоценных металлов. Во всем мире ежегодное производство алюминия не превышало трех тонн. Император Франции Наполеон III любил дарить знатным гостям столовые приборы из алюминия. Это был, действительно, царский подарок: алюминиевые ложки и вилки ценились гораздо выше серебряных. Относительно дешевым металлом алюминий стал после 1886 года, благодаря молодому американскому химику Чарльзу Мартину Холлу. Еще будучи студентом колледжа, Чарльз мечтал о том, что станет миллионером, после того как разработает способ получения алюминия в промышленных масштабах. В возрасте 23 лет Чарльз изобрел процесс выделения алюминия электролитическим способом. Позднее, в Оберлинском колледже, где учился Холл, был установлен памятник талантливому химику. Изготовили его, естественно, из алюминия. Но алюминий является слишком мягким металлом, поэтому, не мог получить широкого применения. В начале ХХ века Альфред Вильм получил сплав, названный «дюраль», то есть, «прочный алюминий». Это значительно расширило возможности использования алюминия. С 1919 года этот сплав начали применять в самолетостроении. В 1899 году для известного русского химика Дмитрия Ивановича Менделеева в Англии были изготовлены весы из золота и алюминия. В Советском Союзе первый алюминиевый завод был запущен в 1932 году в городе Волхов Ленинградской области. Сырье для него добывали на Тихвинском месторождении бокситов. В 1967 году американские дизайнеры выпустили купальник, изготовленный из алюминиевой нити. В репертуаре Виктора Цоя была песня «Алюминиевые огурцы». История ее создания такова: Виктор, будучи студентом, поехал с однокурсниками в колхоз на уборку огурцов. Шел дождь, мокрые огурцы были сероватыми, словно из металла. Вот так и появилась песня об алюминиевых огурцах, растущих на брезентовом поле. В настоящее время треть всего пива, производимого в мире, разливается в алюминиевые банки. А первое баночное пиво появилось в продаже в США 24 января 1935 года.

**Интересные факты об олове**

Существует предположение что именно оловянная чума стала одной из главных причин поражения армий Наполеона в России. При сильных морозах оловянные пуговицы на мундирах начинали крошиться.

При понижении температуры воздуха ниже 13,2 °С белое (твёрдое) олово переходит в модификацию серого (хрупкого) олова. А при температуре -33,0 °С оловянное изделие начинает трескаться и превращаться в порошок. Это изменение состояния олова и назвали "оловянной чумой".

В 1912 году погибла отправившаяся на покорение Южного полюса экспедиция Скотта. Среди льдов и мороза люди остались без горючего, так как керосин вытек из разрушившихся жестяных баков. Выяснилось, что олово паяных швов превратилось в серый порошок.

Полагают, что именно "оловянная чума" уничтожила почти все ценнейшие коллекции оловянных солдатиков. Например, была полностью уничтожена редкая коллекция оловянных солдатиков в запасниках петербургского музея Александра Суворова. Она превратилась в труху по той причине, что в подвале, где они хранились, лопнули зимой батареи отопления.

Треть всех мировых запасов олова приходится на Китай. Китай обладает запасами в 1 500 000 тонн олова, тогда как на все остальные страны приходится 3 330 000 тонн олова.

[**21 интересный факт про свинец**](https://infourok.ru/go.html?href=https%3A%2F%2Fzavodfoto.livejournal.com%2F6235196.html)

1. Доподлинно неизвестно, когда свинец впервые начал использоваться первобытными людьми. Самой старой свинцовой археологической находкой являются бусы, которым около 8500 лет. Древние египтяне знали о свинце ещё 3-4 тысячи лет назад. Из этого металла они иногда изготавливали статуэтки. Древние римляне изготавливали из свинцовых труб водопроводы, не зная о том, что этот металл токсичен. Считалось даже, что свинец, добавленный в вино, улучшает его вкус. Поэтому почти каждый римлянин был отравлен свинцом. Именно поэтому некоторые исследователи даже считают, что свинец явился чуть ли основной причиной падения Древнего Рима. Средневековые алхимики ассоциировали свинец с планетой Сатурн.  
2. Свинец очень похож на олово, очень часто их путали, поэтому в большинстве западнославянских языков свинец это олово. Зато слово «свинец» встречается в литовском (svinas) и латышском (svin) языках. Свинец в переводе на английский lead, на голландский lood. Видимо отсюда и пошло слово «лудить», т.е. покрывать изделие слоем олова (или свинца). Не до конца понятно также происхождение латинского слова Plumbum, от которого произошло английское слово plumber – водопроводчик. Дело в том, что когда-то водопроводные трубы «запечатывали» свинцом, «пломбировали» (франц. plomber «запечатывать свинцом»). Кстати, отсюда же всем известное слово «пломба». Но на этом путаница не заканчивается, греки всегда называли свинец «молибдос», отсюда и латинское «molibdaena», незнающему человеку легко спутать это название с наименованием химического элемента молибден. Так в древности называли блестящие минералы оставляющие тёмный след на светлой поверхности. Этот факт оставил свой след в немецком языке: «карандаш» по-немецки называется Bleistift, т.е. свинцовый стержень.  
3. Англичанин Джордж Равенскрофт в 1673 году усовершенствовал состав стекла, добавив к исходным компонентам оксид свинца и таким образом получил легкоплавкое блестящее стекло, которое было очень похоже на натуральный горный хрусталь. А в конце 18 века Георг Страсс при производстве стекла сплавил вместе белый песок, поташ и оксид свинца, получив такое чистое и блестящее стекло, что его сложно было отличить от алмаза. Отсюда и пошло название «стразы», по сути подделка под драгоценные камни. К сожалению, среди современников Страсс прослыл мошенником и его изобретение находилось в забвении до тех пор, пока в начале XX века Даниэль Сваровски не смог сделать из производства страз целую индустрию моды и направление искусства.  
4. Свинец легко выделяется из рудных месторождений. Основные источники свинца - галенит, англезит и церуссит. В руде со свинцом очень часто соседствуют другие металлы, например, цинк, кадмий и висмут. В самородном виде свинец встречается исключительно редко.  
5. До 70-х годов XX века в бензин для повышения октанового числа добавлялись свинцовые присадки. Позднее они была запрещены из-за огромного вреда, наносимого окружающей среде.  
6. Сразу после изобретения огнестрельного оружия люди стали изготавливать пули для него именно из свинца.  
7. Свинец ранее входил в состав белой и красной красок, ими писали почти все старинные художники.  
8. Свинец очень тяжелый металл, он тяжелее железа в полтора раза, а алюминия в четыре. Недаром в русском языке слово «свинцовый» является в некоторой мере синонимом тяжести.  
9. Свинец очень легкоплавкий металл, он плавится уже при 327 ° С. Кстати, на поверхности планеты Венера, где температура превышает 420-450 градусов, он пребывает в жидком состоянии.  
10. Свинец очень малоактивный металл, провести с ним реакцию или растворить его не составляет никакого труда даже при комнатной температуре.  
11. Большая часть всего добываемого на Земле свинца идёт на изготовление аккумуляторов.  
12. В 1888 и 1898 гг. мировое производство свинца составляло 525 и 781 тыс. т. В числе ведущих производителей тогда были США (138 и 201 тыс. т) и Испания (129 и 179 тыс. т). «В отношении к свинцу, - писал Д.И. Менделеев, - русское производство ничтожно (2-3 тыс. т в год), а Россия потребляет ежегодно около 40 тыс. т». Объём современного производства свинца составляет более 2,5 миллионов тонн в год.  
13. Под воздействием кислорода свинец, как и алюминий, очень быстро окисляется, поэтому он обычно выглядит снаружи грязно-сером, а на изломе или срезе блестит, как серебро.  
14. В этом металле не растворяются никакие газы, даже если его расплавить до жидкого состояния.  
15. Серная кислота крепостью даже в 80% не способна разъесть свинец, поэтому в химической промышленности этот металл тоже востребован.  
16. Из всех материалов именно свинец предоставляет высокую защиту от радиации  
17. Закалённым острым ножом вполне можно разрезать свинцовый слиток пополам.  
18. В человеческом организме свинец имеет тенденцию накапливаться в костной ткани, вытесняя и замещая собой кальций, что приводит к тяжёлым заболеваниям. Как и многие другие тяжелые металлы, свинец (в виде ионов) блокирует деятельность некоторых ферментов. Было установлено, что их активность снижается в 100 раз при увеличении концентрации свинца в крови в 10 раз – с 10 до 100 микрограммов на 100 мл крови. При этом развивается анемия, поражаются кроветворная система, почки и мозг, снижается интеллект. Особенно опасен свинец для детей, так как он вызывает задержку в развитии. В организме взрослого человека присутствует около 100 мг данного металла.  
19. Свинец проникает в организм через желудочно-кишечный тракт или дыхательную систему и разносится затем кровью по всему организму. Причем вдыхание свинцовой пыли значительно опаснее присутствия свинца в пище. В воздухе городов содержание свинца составляет в среднем от 0,15 до 0,5 мкг/м3. В районах, где расположены предприятия по переработке полиметаллических руд, эта концентрация ещё выше.  
20. Свинец оседает в почве и разносится водами, в том числе и грунтовыми. Даже в столь малонаселённом и отдалённом месте, как остров Гренландия, с начала XX века его содержание в поверхностном слое почвы увеличилось впятеро.  
Проведённые в США исследования установили прямую зависимость между частотой совершения преступлений и уровнем свинцового заражения в конкретной местности. Чем окрестности чище, тем преступлений меньше.  
21. Одной из венецианских «достопримечательностей» является средневековая тюрьма для государственных преступников, соединенная «Мостом вздохов» с Дворцом дожей. Особенность этой тюрьмы заключается в наличии необычных «VIP» камер на чердаке под крышей из свинца. В летний зной узник изнывал от жары, порой задыхаясь насмерть в такой камере, зимой заключенный замерзал от холода. Прохожие на «Мосту вздохов» могли слышать стенания и мольбы узников, при этом постоянно осознавая силу и власть правителя, находящегося рядом - за стенами Дворца дожей…

**Интересные факты о цинке**

Проверьте эти удивительные факты, свойства и свойства цинка. Цинк коррозионно-стойкий, пригодный для повторного использования и очень важный для человеческого организма. Узнайте больше об этих фактах и ​​других, наслаждаясь нашими интересными фактами о цинке. Цинк представляет собой химический элемент с символом Zn и атомным номером 30. Другое название цинка, в нехарактерных терминах, является «разбросанным». Чистый цинк — это блестящий голубовато-белый металлический цвет, в то время как коммерческие сорта металла обычно имеют тусклое покрытие. Цинк является 24-м наиболее распространенным элементом в земной коре. Температура плавления цинка составляет 787,1 ° F (419,5 ° C), а точка кипения составляет 1664,6 ° F (907 ° C). Латунь — это сплав цинка и меди, который использовался людьми с древних времен. Металл цинка, однако, был впервые выпущен на массовом рынке в Индии XII века. Пока Европа не знала о цинковом металле до конца XVI века. Важным качеством цинка является его способность противостоять коррозии и, следовательно, защищать другие металлы. Половина всего произведенного сегодня цинка используется для гальванизации стали для предотвращения коррозии. Он используется для защиты зданий, автомобилей, гвоздей, проводов, труб и т. Д. Соединения цинка, такие как оксид цинка, встречаются во многих обычных коммерческих продуктах, включая батареи, краски, пластмассы, резиновые изделия, фармацевтические препараты, напольные покрытия, краски, косметику, мыло и текстиль. Цинк также является естественным средством для защиты от насекомых и солнцезащитным экраном, что помогает защитить кожу. Цинк является важным питательным минералом для людей и животных. После железа он является вторым наиболее распространенным следовым металлом, найденным естественным образом в наших телах. Цинк помогает нашей иммунной системе бороться с вторжением бактерий и вирусов, в то время как наши клетки нуждаются в цинке, чтобы помочь построить ДНК. Наши тела нуждаются в цинке для роста и развития, что делает его очень важным для детей и во время беременности. Продукты, которые являются отличным источником цинка, включают бедные красные мясные блюда, такие как говядина, баранина, печень и морепродукты, такие как устрицы и омары. Цельные зерна, семена, бобовые, орехи и миндаль — все это хорошие источники, если выращивать в почве, богатой цинком. Карбонаты цинка были идентифицированы в самых старых известных таблетках, которые, как полагали, использовались для воспаленных глаз, обнаруженных на борту римского корабля, разрушенного в 140 году до нашей эры. Дефицит цинка связан со многими заболеваниями и, как полагают, затрагивает около 2 миллиардов человек в развивающемся мире. Несмотря на то, что цинк является важным требованием для хорошего здоровья, избыточный цинк может быть вредным, подавляя поглощение меди и железа. Монетная монета U.S изготовлена ​​из 97,5% цинка, и были случаи токсичности цинка после того, как люди и собаки проглотили монеты. В 2010 году Китай произвел почти треть мирового производства цинка. Другие известные страны по добыче цинка включают Австралию и Перу. После железа, алюминия и меди цинк является четвертым по популярности металлом, который мы используем сегодня. Около 70% мирового цинка приходится на добычу полезных ископаемых, остальные 30% приходится на рециркуляцию металла, потому что цинк на 100% подлежит вторичной переработке.

**Урок практическая работа №2**

**Тема: «Получение, собирание и распознавание газов».**

**Цели занятия:**Совершенствовать умения выполнять химический эксперимент по получению, собиранию и распознаванию газов.

Задачи:

1. Формирование ключевых компетенций при решении экспериментальных задач.
2. Формирование предметной (исследовательской) компетенции обучающихся при закреплении материала по свойствам неорганических веществ и их соединений.
3. Формирование профессиональных компетенций на уроке посредством связи материала с выбранной профессией «Мастер общестроительных работ» **.**

**Тип занятия:**применение знаний, умений и навыков на практике.

**Вид занятия:**практическая работа**.**

**Методы обучения:**аналитический, сравнительный, обобщающий, классификационный.

**КМО:**доска, мел, таблица растворимости кислот, оснований, солей в воде, стенды: «Качественные реакции на неорганические вещества», «Характерные реакции на органические вещества», комплект инструкционных карт с алгоритмом выполнения практических работ и техникой безопасности к работе.

**Оборудование и реактивы:**пробирки, спиртовка, спички, лучинки, стеклянные трубки; растворы: соляной кислоты, уксусной кислоты, пероксида водорода, известковой воды; цинк, мрамор,

**Ход урока**

1. **1.Организационный момент**(проверить готовность к уроку ; отметить в журнале отсутствующих учащихся; сообщить тему и цели урока).

**Инструктаж по технике безопасности.**

1. Какое воздействие на кожу человека и ткань оказывают кислоты?

2. Какое воздействие на кожу человека и ткань оказывают щелочи?

3. Как необходимо обращаться с кислотами и щелочами?

4. Каким образом нужно обращаться со спиртовкой?

5. Как нужно обращаться со стеклянной посудой при сборе газообразных веществ?

     Напоминаю, что обращаться со стеклянной посудой нужно очень осторожно, чтобы не раздавить или разбить её. Сколы при разрушении стеклянной посуды очень острые и могут вызвать очень глубокие порезы.

1. **Инструктаж по работе.**

     Практическую работу вы будете выполнять по инструкции и по вариантам.

     В соответствии с вашим вариантом:

* дайте название практической работе,
* сформулируйте цель,
* определите оборудование и реактивы,
* при оформлении работы обязательно опишите свои действия и наблюдения(в таблице)

**Оформление работы**

сделайте рисунок установки для получения указанного вам газа,

запишите вывод по работе.

     По окончании работы навести порядок на рабочем месте, и сдать оборудование и материалы.

1. **Выполнение практической работы.**

Обучающиеся разбиваются на группы для выполнения работы по вариантам:

Вариант 1. Получение, собирание и распознавание водорода

Вариант 2. Получение, собирание и распознавание кислорода

Вариант 3. Получение, собирание и распознавание углекислого газа

Вариант 4. Получение, собирание и распознавание аммиака

**ПРИЛОЖЕНИЕ** :

**«Инструкции по выполнению практической работы по вариантам»**

Практическая работа № 3

**«Получение, собирание и распознавание газов»**

Вариант 1. *Получение, собирание и распознавание водорода*

В соответствии с вашим вариантом, сформулируйте цель, определите оборудование и реактивы. При оформлении работы обязательно опишите свои действия и наблюдения, запишите уравнения химических реакций, сделайте рисунок установки для получения указанного вам газа, напишите вывод по работе.

*Цель:*

*Оборудование и реактивы:*

*Ход работы*

1.     В пробирку поместить две гранулы цинка.

2.     Прилить 2 мл раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции с точки зрения окислительно-восстановительного процесса.

3.     Накрыть пробирку-реактор пробиркой большего диаметра.

4.     Через 1 – 2 минуты поднимите большую пробирку и, не переворачивая, поднесите её к пламени спиртовки. Что наблюдаете? 5.     Что можно сказать о чистоте собранного водорода?

6.     Почему водород собирают в перевернутую пробирку?

*Задания*

1. Запишите уравнение реакции получения водорода в лабораторных условиях.
2. Опишите способ собирания водорода.
3. Опишите физические свойства водорода, наблюдаемые при проведении опыта.
4. Опишите способ распознавания водорода.

*Вывод:*

По окончании работы наведите порядок на рабочем месте.

Практическая работа № 3

«Получение, собирание и распознавание газов»

Вариант 2. *Получение, собирание и распознавание кислорода*

В соответствии с вашим вариантом, сформулируйте цель, определите оборудование и реактивы. При оформлении работы обязательно опишите свои действия и наблюдения, запишите уравнения химических реакций, сделайте рисунок установки для получения указанного вам газа, напишите вывод по работе.

*Цель:*

*Оборудование и реактивы:*

*Ход работы*

1.     В пробирку прилить 5 мл раствора пероксида водорода.

2.     Подготовьте тлеющую лучину (подожгите ее и, когда она загорится, взмахами руки погасите).

3.     Добавьте в пробирку несколько крупинок оксида марганца (IV). Что наблюдаете?

4.     Внесите тлеющую лучину в пробирку с раствором пероксида водорода. Что наблюдаете?

*Задания*

1. Запишите уравнение реакции получения кислорода в лабораторных условиях.
2. Опишите способы собирания кислорода.
3. Опишите физические свойства кислорода, наблюдаемые при проведении опыта.
4. Опишите способ распознавания кислорода.

*Вывод:*

По окончании работы наведите порядок на рабочем месте.

Практическая работа № 3

«Получение, собирание и распознавание газов»

Вариант 3. *Получение, собирание и распознавание углекислого газа*

В соответствии с вашим вариантом, сформулируйте цель, определите оборудование и реактивы. При оформлении работы обязательно опишите свои действия и наблюдения, запишите уравнения химических реакций, сделайте рисунок установки для получения указанного вам газа, напишите вывод по работе.

*Цель:*

*Оборудование и реактивы:*

*Ход работы*

1.     В пробирку поместить кусочек мрамора.

2.     Прилить к мрамору 4 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

3.     Приготовьте тлеющую лучину.

4.     Внесите тлеющую лучину в пробирку-реактор. Что наблюдаете?

5.     В пробирку налейте 2 мл раствора известковой воды.

6.     Используя чистую стеклянную трубку, осторожно продувайте через неё выдыхаемый воздух. Что наблюдаете?

*Задания*

1. Запишите уравнение реакции получения углекислого газа в лабораторных условиях.
2. Опишите способ собирания углекислого газа.
3. Опишите физические свойства углекислого газа, наблюдаемые при проведении опыта.
4. Опишите не менее двух способов распознавания углекислого газа.
5. Напишите уравнения реакций, происходящих при пропускании углекислого газа через известковую воду в молекулярном и ионном видах.

*Вывод:*

По окончании работы наведите порядок на рабочем месте.

Практическая работа № 3

«Получение, собирание и распознавание газов»

Вариант 4. *Получение, собирание и распознавание аммиака*

В соответствии с вашим вариантом, сформулируйте цель, определите оборудование и реактивы. При оформлении работы обязательно опишите свои действия и наблюдения, запишите уравнения химических реакций, сделайте рисунок установки для получения указанного вам газа, напишите вывод по работе.

*Цель:*

*Оборудование и реактивы:*

*Ход работы*

1. В пробирку прилейте 1-2 мл хлорида аммония.
2. Прилейте 1 – 2 мл щелочи.
3. Закрепите пробирку в держателе и осторожно нагрейте в пламени спиртовки. Что наблюдаете?
4. Поднесите к отверстию пробирки влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдаете?
5. Осторожно понюхайте выделяющийся газ. Что ощущаете?

*Задания*

1. Запишите уравнение реакции получения аммиака в лабораторных условиях:

А) из гидроксида кальция и хлорида аммония;

Б) из гидроксида натрия и сульфата аммония.

1. Опишите способ собирания аммиака.
2. Опишите физические свойства аммиака, наблюдаемые при проведении опыта.
3. Опишите не менее двух способов распознавания аммиака.

*Вывод:*

По окончании работы наведите порядок на рабочем месте.

*Список литературы*

Габриелян О.С. Химия. Практикум :учебное пособие. – М.: Академия, 2012

Габриелян О.С,И.Г.Остроумов Химия для прфессий и спциальностей технического профиля. – М.: Академия, 2012

**Практическая работа№ 1**

**Тема: Приготовление раствора заданной концентрации.**

**Цель работы:**Ознакомится с методами приготовления раствора различных кон­центраций.

**Основные теоретические положения.**

Растворами называются однородные (гомогенные) смеси двух или боль­шею числа веществ. Т.к. в растворах все компоненты находятся в виде отдельных атомов, молекул и ионов, химические процессы в них протекаю быстрее. Классификация раство­ров основана на различных признаках: по агрегатному состоянию, в зависимости от ха­рактера природы растворителя, по концентрации растворенного вещества, наконец, рас­творы электролитов и неэлектролитов. При растворении следует помнить «подобное рас­творяется в подобном», т.е. полярные вещества хорошо растворяются в полярных средах, а неполярные - в неполярных.

Растворимость различных веществ обычно рассчитывается на 100 г чистого рас­творители. Концентрацию растворов выражают различными способами:

* + весовая концентрация с % (w %) - количество безводного вещества в грам­мах на 100 г раствора; )
  + молярность (см) - число молей растворенного вещества в 1 литре раствора; )
  + нормальность (сн) - число грамм - эквивалентов вещества в 1 литре раство­ра;
  + моляльность (сm) - число молей растворенного вещества на 1 ООО грамм растворителя;
  + состав раствора также можно выразить суммой мольных долей растворен­ного вещества и растворителя (N).

В профессии повара очень широко используются вещества, способные растворить и быть растворителями, это H2O, спирты, сахара, крахмалы, белки, соли и т.д.

Вводимые в пищевые продукты некоторые химические вещества должны препят­ствовать развитию микроорганизмов, к таким консервантам относят уксусную, бензойную кислоты, поваренную соль. При приготовлении супов, соусов, различных напитков, при мариновании овощей, плодов, мяса, грибов, рыбы мы имеем дело с различными раствора­ми. Алкогольная и молочная продукция - это тоже растворы. Кондитерские товары состо­ят в основном, из сахара или другого сладкого вещества (медицинский ксилит, сорбит), а также соков различных фруктов и ягод, молока и т.д.. консервантом здесь служит сахар 60-75 %.

Очень часто приходится работать с уксусной эссенцией, концентрация которой вы­сока (70%), а в приготовлении блюд необходима гораздо меньшая концентрация от 7% до 9%, надо уметь готовить растворы менее концентрированные из концентрированных и т.д.

**Оборудование и реактивы:**

1. Химическая посуда, ареометры, стаканы (100 мл.), колбы, мерные ци­линдры.

2. Реактивы (Н28О4 концентрированная, СН3СООН, NaCL).

3. Технические весы, разновесы.

4. Справочники.

**Порядок выполнения работы:**

1. Приготовление растворов различной концентрации (15%, 0.1 М, 0,1 Н).
2. Приготовление раствора заданной концентрации смешиванием раство­ров более высокой и низкой концентрации.
3. Решение задач с использованием различных способов выражения кон­центрации растворов.

**Опыт 1.**

Между плотностью раствора (р) и концентрацией растворенного вещества сущест­вует непосредственная зависимость. Эта зависимость установлена и приводится в спра­вочниках в виде таблиц. Плотность раствора чаще всего определяют с помощью ареомет­ров. Для этого исследуемый раствор наливают в стеклянный цилиндр, погружая в него поочередно ареометры, подбирают такой из них, при котором уровень жидкости находит­ся в пределах его шкалы. Показания ареометра запишите, так как это отвечает плотности этой жидкости. В опыте исследуйте серную кислоту.

**Опыт**2.

а) Для приготовления 15% раствора поваренной соли, необходимо по формуле mpвещества

w= \* 100%

**mр-pа**

рассчитать mр в-ва, если масса раствора 100 г. Отметить на весах полученную массу веще­ства и растворить его в дистиллированной воде (mH20=mрра-mNaCL)-Взвешивать воду, как и другие жидкости не весах нельзя! Мы отмериваем объем воды в миллилитрах, а не ее массу, т.к. число мл воды, равно требуемому числу граммов, т.к. РH20= 1

Чтобы отмерить нужный V воды, возьмите мерный цилиндр, установите цену его деления. В цилиндр наливают столько воды, чтобы её мениск совмещался с нужным делением. От­меренную воду выливают в стакан, где находится соль, и хорошо размешивают до полно­го растворения соли. Раствор готов.

I способ. Для приготовления 0,1М или 0,1 Н растворов Н2SO4, сначала определяют плотность ареометром, в справочнике находят концентрацию кислоты. Отмерить мензур­кой 10-15 мл Н28О4. В мерную колбу вместимостью 100 мл примерно на 1/4 её объема на­ливают дистиллированную воду, затем через воронку переливают кислоту. Доводят уро­вень жидкости в колбе до метки по нижнему мениску. Раствор готов.

Молярные растворы готовят в мерных колбах. У этих колб точно измеренная вместимость, величины которой написаны на стенке колбы, в нашем опыте это 100 мл.

II способ. Задачу можно решать и используя массу вещества.  
Дано: Решение:  
Урра=100мл **v**

Ст=0,1 моль/л Сm=----------- **= V H2SO4**= 0,1 л\*0,1моль/л=0,001 моль

V

Таким образом, для приготовления нужного раствора необходимо взять

0,001 моль **Н2S04**

По формуле m= М\*v= 98 г/моль \* 0,001 моль = 0,98 г.

Теперь можно приготовить раствор (см. опыт 2 а). Раствор из мерной колбы необходимо перелить в склянку.

**Опыт**3.

1 способ. Приготовить 100 мл. 10% раствора уксусной кислоты, имея в своём распоря­жении 70% и 9% растворы СН3СООН.

В справочнике по концентрации растворов найти плотность СН3СООН. Составить схему расчета по «правилу креста» и вычислить массы исходных 70% и 9% растворов. Пользуясь плотностями, найти объемы растворов.

m1=c-c2

m2=c1-c

с1 m1

с

с2 m2

С - концентрация приготовленного раствора, в %

С1С2- высокая и низкая концентрация исходных растворов, в %

m1 и m2- массы исходных растворов более высокой и низкой концентрации.

Отмерить вычисленные объемы исходных растворов, слить в колбу на 100 мл и тщательно перемешать. Часть раствора перелить в цилиндр, измерить ареометром плотность, найти по справочнику концентрацию в %. Расхождения с расчетными данными должны быть незначительные.

II способ. Решение задачи, используя массу, не « правило креста». Какой объем 2% раствора НСL надо приготовить из 20 л 26% раствора её. Сколько литров воды для этого понадобится? Решение

1) Чтобы приготовить 2% раствор необходимо знать, какова масса НСL в 20 л 26% раствора кислоты?

**m(HCI) w1\*m1**

W=**--------**\*100% = mHCI**=--------**

m1(pp) 100%

Так как неизвестна, а известен V1, кислоты, как и другие жидкости не взвеши­вают, а измеряют их объем, используя формулу m1= V1\*p1 (по таблице находим р1(26%) = 1,132 кг/л)

m1= 20л\*1,132 кг/л = 22,64 кг

1. По уравнению определяем m1**=**26\*22,64 / 100% = 45,8864 (кг)
2. По формуле mHCI**45,8864\*100%**

m2=--------\*100%= ----= 294,32 кг

w2 2%

m 294,32

4) V=-------; p2(2%=1,01кг/л); V=-----------=291,4 л

p2 1,01

5) Для приготовления 2% раствора, т.е. для разведения 26% раствора понадобится объем воды = 291,4 л - 20 л = 271,4 л

Контрольные вопросы:

1) Задача.

Плотность 18% водного раствора а - глюкозы (С6Н12О6- виноградный сахар) при 20 градусов С равна 1,0712 г/мл. Выразить состав раствора в мольных долях, найти моляр­ную, нормальную, моляльную концентрации.

1. Какие применяются способы выражения концентрации растворов?
2. От чего зависит растворимость веществ?

4) Какую роль играют растворы в профессии повара, продавца?

5) Приведите по несколько примеров твердых веществ, используемых в вашей профессии, которые:

* хорошо растворимы;
* практически нерастворимы.

6) Почему при открывании бутылки с газированной водой начинается обильное выделение газа, тогда как в закрытой бутылке этого не наблюдается.

**Лабораторная работа №3**

**Тема: «Испытание растворов кислот индикаторами».**

**Цель работы**: изучить химические свойства кислот.

**Оборудование и реактивы:**таблица растворимости, электрохимический ряд напряжений металлов, пробирки; индикаторы: лакмус, метилоранж, фенолфталеин; кислоты: соляная и серная; металлы: цинк, медь; оксид меди (II), гидроксид натрия, соль хлорид бария.

**Ход работы.**

***1.Методические рекомендации***: учебник Габриелян О.С. Химия, 2014г., §5.1.

**Кислоты** – сложные вещества, состоящие из кислотных остатков и водорода, который может замещаться на атомы металлов.

Химические свойства кислот.

1)изменение окраски индикаторов (лакмус красный, метиловый оранжевый – розовый);

2)кислота + Ме (до водорода) = соль + водород (искл. азотная кислота);

3) кислота + основный оксид = соль + вода;

4)кислота + основание = соль + вода;

5)кислота + соль = новая кислота + новая соль (при условии, что выпадает осадок или выделяется газ).

Сила кислот убывает в ряду:

HI > HClO4 > HBr > HCl > H2SO4 > HNO3 > HMnO4 > H2SO3 > H3PO4 > HF > HNO2 >H2CO3 > H2S > H2SiO3

*Каждая предыдущая кислота может вытеснить из соли последующую.*

6)некоторые кислоты разлагаются при нагревании (H2SiO3, H2CO3, H2SO3):

кислота = кислотный оксид + вода.

***2.Инструктаж по ТБ.***

При работе с кислотами необходимо соблюдать следующие правила техники безопасности:

1.Необходимо наливать в пробирку количество кислоты, которое указано в инструкции.

2.Заполнять пробирку можно только на 1/3 объема.

3.Взбалтывать вещества следует, слегка покачивая пробиркой, при этом не закрывать ее отверстие пальцем.

***3.Выполнение работы***.

**Опыт 1. Испытание растворов кислот индикаторами.**

Налейте в пробирку 2 мл раствора серной или соляной кислоты и исследуйте раствор индикаторами - лакмусом, метиловым оранжевым.

**Опыт 2. Изучение взаимодействия металлов с растворами кислот.**

Опустите в одну пробирку с соляной кислотой кусочек цинка, в другую медь.

**Опыт 3. Изучение взаимодействия оксида меди (II) с раствором кислоты.**

В пробирку насыпьте немного оксида меди(II),прилейте 2-3 мл раствора серной или соляной кислоты, слегка нагрейте.

**Опыт 4. Изучение взаимодействия кислот с основаниями.**

В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида натрия, добавьте к нему раствор фенолфталеина. К раствору малинового цвета добавьте серной или соляной кислоты.

**Опыт 5. Изучение взаимодействия кислот с солями.**

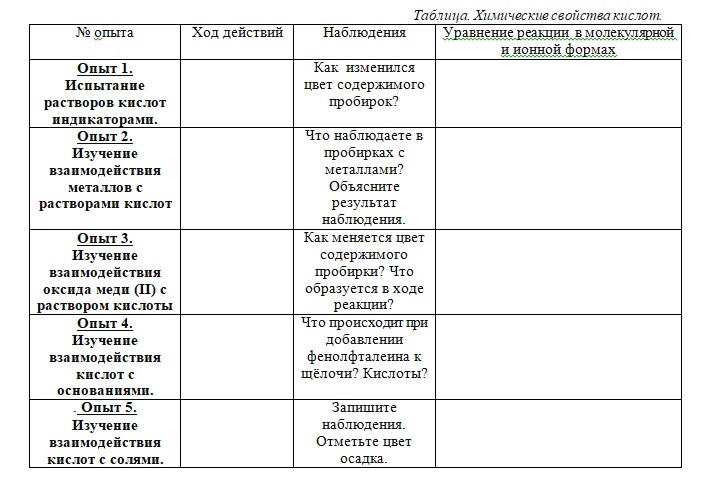
Налейте в пробирку 2 мл раствора серной кислоты и добавьте по каплям раствор хлорида бария.

**Задания для самостоятельной работы.**

1.Выполните опыты, соблюдая технику безопасности.

2.Для каждого опыта запишите наблюдения и уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращённой ионной формах.

3.Оформление отчета: результаты наблюдений занесите в таблицу.



**4.Контрольные вопросы и задания.**

1.Что такое кислоты?

2.Составьте схему «Классификация кислот»

3.Какие правила техники безопасности необходимо соблюдать при работе с кислотами?

3.Завершите уравнения химических реакций:

1)Na + HCl =

2)CaO + HNO3 =

3)KOH + H2SO4 =

4)AgNO3 + HCl =

**5. Запишите вывод.**

**Лабораторная работа№4**

**Тема: «Взаимодействие кислот и щелочей с солями».**

Цель: Изучение свойств солей.

***Задачи:***

   - сформировать представление о свойствах солей;

   - совершенствовать практические умения в постановке эксперимента;

   - развивать умения наблюдать, анализировать.

***Выполнение практической работы:***

**Оборудование:**штативы с пробирками, спиртовка, держатели.

**Реактивы:** серная  кислота, азотная кислота,  силикат натрия, карбонат натрия, сульфата натрия, гидроксид натрия, сульфата аммония, гидроксид калия, нитрат бария,  хлорид бария, раствор сульфата меди (II), раствор сульфата железа (II),  раствор сульфата железа (III).

 Инструктаж по ТБ.

Соли.

Соли – это сложные вещества, состоящие из ионов металла и ионов кислотного остатка.

Ход работы:

 1. В одну пробирку нальем силиката натрия и серной кислоты, во вторую – карбонат натрия и азотную кислоту, а в третью нитрат натрия и серную кислоту.

             а). Na2SiO3 + H2SO4 = Na2SO4 + H2SiO3↓ (выпал осадок)

                    SiO32- + 2H+  =  H2SiO3↓

              б).  Na2CO3 + 2HNO3 = 2NaNO3 + CO2↑ + H2O (выделение газа)

                     CO32- + 2H+ = CO2↑ + H2O

                 в). NaNO3 + H2SO4 ≠ (изменений не наблюдаем)

Химические реакции прошли только в двух пробирках.

   Вывод:     Соли реагируют с кислотами, но только в том случае, если образуется осадок, или выделяется газ. Этот тип реакций относится к реакциям обмена.

2. Нальём в первую пробирку раствор сульфата железа (III) и добавим гидроксида натрия, во вторую сульфата аммония и гидроксида калия, слегка нагреем содержимое пробирки, а в третью нальём раствор нитрата бария и добавим гидроксида калия.

а) Fe2(SO4)3 + 6NaOH = 2Fe(OH)3↓ + 3Na2SO4

        Fe3+ + 3OH- = Fe(OH)3↓ (осадок бурого цвета)

                            б) (NH4)2SO4 + 2KOH = K2SO4 + 2NH3↑ + 2H2O

NH4+ + OH- = NH3↑ + H2O (газ с резким запахом)

                             в)  Ba(NO3)2 + KOH ≠ (изменений не наблюдаем)

 Вывод:   Соли вступают в реакции обмена со щелочами, при этом образуется новая соль и новое основание. Но соли реагируют с основаниями в том случае, если образуется слабое основание или нерастворимое в воде основание.

3.  Если мы к раствору хлорида бария добавим раствор сульфата натрия, то у нас образуется осадок белого цвета.

    BaCl2 + Na2SO4 = BaSO4↓ + 2NaCl (одна соль выпадает в виде осадка)

        Ba2+ + SO42- = BaSO4↓

Вывод: Соли могут реагировать между собой. Эти реакции относятся к реакциям обмена. При этом образуется две новые соли, одна из них должна быть нерастворимой.

 4. В первую пробирку поместим железный гвоздь, во вторую – свинцовую пластину, а в третью – медную пластину. В первые две пробирки нальём раствора сульфата меди (II), а в третью – раствор сульфата железа (II).

а) Fe + CuSO4 = FeSO4 + Cu↓ (на железном гвозде осела медь)

Fe0 + Cu2+ = Fe2+ + Cu0↓

                 б) Pb + CuSO4 ≠ (нет никаких изменений)

                  в)  Cu + FeSO4 ≠(нет никаких изменений)

 В первой пробирке находился более активный металл, который вытеснил медь из раствора, во второй пробирке реакция не пошла, т.к. образующая соль (сульфат свинца (II)) является нерастворимой, в третьей пробирке реакция не прошла, т.к. медь стоит правее железа в ряду напряжений и не может вытеснить его из раствора соли

Вывод: Соли могут вступать в реакции замещения с металлами. При этом образуется другая соль и другой металл.  Однако  для прогнозирования протекания этих реакций необходимо использовать ряд активности металлов. Каждый металл вытесняет из раствора соли металлы, расположенные правее его в ряду напряжений.

При этом должны соблюдаться условия:

1. соли (и реагирующая, и образующаяся) должны быть растворимыми;
2. металлы не должны реагировать с водой

***ОФОРМИТЬ ОТЧЁТ В ВИДЕ ТАБЛИЦЫ:***

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Реактив | Уравнения | Результаты  наблюдений | Выводы |
|  |  |  |  |
|  |  |  |  |
|  |  |  |  |
|  |  |  |  |

**Лабораторная работа № 5**

**Тема: Химические свойства солей Взаимодействие солей с металлами. Взаимодействие солей друг с другом.**

**Цель работы**: изучить свойства сложных неорганических веществ

**Приборы и реактивы**: пробирки, штативы.

Растворы: CuSO4, CaCl2, Na3PO4, гранулы цинка,

**Теоретическая часть:** Гидролиз –это процесс взаимодействия ионов соли с водой , приводящий к образованию слабого электролита . Все соли можно разделить на 4 группы: Соль образована сильным основанием и сильной кислотой К2 SО4, Na NO3,)– гидролиз не идет , среда нейтральная рН = 7 . Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (MgСО3, Al 2S3, Zn(NO2)2) - гидролиз протекает практически в нейтральной среде рН ближе к 7 , гидролиз идет по катиону и аниону: Соль образована сильным основанием и слабой кислотой (например: Na2СО3, К2S, Ва(NO2)2, СН3СОО Li) -гидролиз протекает в щелочной среде рН >7, гидролиз идет по аниону. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой (MgSО4, AlCL3, Zn(NO3)2,..) - гидролиз протекает в кислой среде рН< 7 , гидролиз идет по катиону.

**Ход работы:**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Опыт | Что делали | Что наблюдали. Выводы. Уравнения реакций |
| Взаимодействие солей с металлами | Внесите гранулу цинка в пробирку с раствором сульфата меди (II), объясните наблюдаемое. |  |
| Взаимодействие солей друг с другом | В пробирку поместить Na3PO4 и прибавить столько же раствора CaCl2. Наблюдать появление осадка. |  |

**Вопросы:**

1. Написать уравнение реакции гидролиза Na2СО3

2. Какие из солей подвергаются гидролизу: NaCl, Na2СО3, Na3PO4

**Лабораторная работа № 6.**

**Тема: Реакция замещения веществ**

**Цель:** Овладение умениями проведения различных типов химических реакций, с соблюдением правил техники безопасности.

**Задача:** Закрепление знаний по теме «Химические реакции».

**Реактивы и оборудование:**Штатив с пробирками, держатель, растворы NaOH*,*H2SO4,CuSO4, Na2CO3, NH4Cl, Na2SO4, ZnSO4, BaCl2, Na и вода.

Теоретические основы

Необратимые реакции протекают до конца, если выполняется три условия: выпадает осадок, образуется газообразное вещество и образуется малодиссоциирующее вещество (вода).

Образование осадка.

NaCl + AgNO3 = AgCl↓ + NaNO3молекулярное уравнение

Na+ + Cl- + Ag+ + NO3- = AgCl↓ + Na+ + NO3—полное ионное уравнение

Ag+ + Cl- = AgCl↓ сокращенное ионное уравнение

Образование газообразного вещества.

(NH4)2S + 2HCl = 2NH4Cl + H2S↑

2NH4+ + S2- + 2H+ + 2Cl- = 2NH4+ + 2Cl- + H2S↑

2H+ + S2- = H2S↑

Образование воды.

H2SO4 + 2KOH = K2SO4 + 2H2O

2H+ + SO42- + 2K+ + 2OH- = 2K+ + SO42- + 2H2O

2H+ + 2OH- = 2H2O

Выполнение работы.

1.Реакции, идущие с образованием газа

1.1. В пробирку поместите 2 мл раствора солиNH4Cl и прилейте такое же количество щелочи NaOH. Пробирку нагрейте до появления запаха аммиака. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

1.2. В пробирку поместите 2 мл раствора солиNa2CO3 и прилейте 1 мл раствора

серной кислоты. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

1.3. В пробирку поместите 2 мл воды и опустите небольшой кусочек натрия. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

2. Реакции, идущие с образованием осадка

2.1. В пробирку поместите 2 мл раствора солиCuSO4 и прилейте 4мл раствораNaOH.

Запишите наблюдения и химическую реакцию.

2.2. В пробирку поместите 2 мл раствора солиNa2SO4 и прилейте 2 мл раствора BaCl2 до образования осадка. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

3. Реакции, идущие с образованием воды

3.1. В пробирку поместите 2мл раствора H2SO4 и 1 каплю индикатора метилового оранжевого, затем прилейте щелочи NaOH до изменения окраски раствора. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

3.2. В пробирку поместите 2мл раствора ZnSO4 и по капелькам до образования осадка добавьте раствор щелочи NaOH. К полученному осадку прилейте H2SO4 до его растворения. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

Контрольные вопросы

1. При каких условиях возможны необратимые реакции?

2. Возможна ли реакция: HCl + KOH = H2O + KCl

3. Запишите типы химических реакций по имеющимся классификациям.

Сформулируйте вывод по работе.

**Лабораторная работа № 7**

**Тема: Зависимость скорости взаимодействия веществ**

**Цель работы:**практическим путем подтвердить зависимость скорости химической реакции от природы реагирующего вещества, от её концентрации и от температуры.

**Оборудование:** сосуды Ландольта, мензурки, воронки, термометр, пинцет, прибор для определения скорости химических реакций.

Техника безопасности. Требуется осторожное обращение с раствором серной кислоты  и уксусной кислот. В результате реакции образуется горючий газ водород: рядом не должно быть открытого пламени.

**Ход работы:**

**1.Влияние природы реагирующих веществ на скорость химических реакций**

Скорость химической реакции зависит от многих факторов. Один из них – природа реагирующих веществ. Проведем в одинаковых условиях реакции с цинком двух разных кислот. В сосуды Ландольта наливаем растворы уксусной и серной кислот  одинаковой концентрации. Во второе колено обоих сосудов помещаем по две одинаковые гранулы цинка. Приливаем кислоты к цинку. Объем выделяющегося газа определяем по уровню жидкости в приборе. Газ интенсивнее выделяется

в сосуде с серной кислотой,  здесь реакция идет значительно быстрее. Серная кислота – более сильная кислота по сравнению с уксусной. Мы убедились в том, что природа вещества влияет на скорость химической реакции.

Написать уравнение реакции взаимодействия цинка с серной кислотой и уксусной кислотой.

**2.Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций**

Скорость химической реакции зависит от многих факторов, в том числе и от концентрации реагирующих веществ.

Проведем в одинаковых условиях реакции цинка с растворами серной кислоты различной концентрации. Скорость реакции определим по скорости выделения водорода. В сосуде, где концентрация кислоты более высокая, скорость выделения водорода выше. Мы увидели, что концентрация реагирующих веществ влияет на скорость химической реакции.

**3.Влияние температуры на скорость химических реакций**

Как влияет температура на скорость химической реакции? Проведем две одинаковые реакции цинка с серной кислотой. Единственное отличие – в одном из сосудов раствор серной кислоты комнатной температуры, а в другом – подогретый раствор кислоты.

 После начала реакций видно, что более интенсивное выделение водорода происходит в приборе с подогретой серной кислотой. Мы убедились в том, что температура влияет на скорость химической реакции.

Написать уравнение реакции взаимодействия цинка с серной кислотой.

Вывод данной работы.

в сосуде с серной кислотой,  здесь реакция идет значительно быстрее. Серная кислота – более сильная кислота по сравнению с уксусной. Мы убедились в том, что природа вещества влияет на скорость химической реакции.

Написать уравнение реакции взаимодействия цинка с серной кислотой и уксусной кислотой.

**2.Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций**

Скорость химической реакции зависит от многих факторов, в том числе и от концентрации реагирующих веществ.

Проведем в одинаковых условиях реакции цинка с растворами серной кислоты различной концентрации. Скорость реакции определим по скорости выделения водорода. В сосуде, где концентрация кислоты более высокая, скорость выделения водорода выше. Мы увидели, что концентрация реагирующих веществ влияет на скорость химической реакции.

**3.Влияние температуры на скорость химических реакций**

Как влияет температура на скорость химической реакции? Проведем две одинаковые реакции цинка с серной кислотой. Единственное отличие – в одном из сосудов раствор серной кислоты комнатной температуры, а в другом – подогретый раствор кислоты.

 После начала реакций видно, что более интенсивное выделение водорода происходит в приборе с подогретой серной кислотой. Мы убедились в том, что температура влияет на скорость химической реакции.

Написать уравнение реакции взаимодействия цинка с серной кислотой.

Вывод данной работы.

**Лабораторное занятие №8**

**Тема: ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ ОКСИДА МЕДИ (II) С СЕРНОЙ КИСЛОТОЙ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ**

**Цель занятий:** изучить реакции замещения, присоединения, обмена.

**Студент должен:**

уметь: составлять уравнения химических реакций; проводить химические эксперименты; соблюдать технику безопасности при работе с химическими веществами;

знать: химические свойства щелочей, солей; принципы составления уравнений химических реакций;

иметь сформированные компетенции: химически грамотное поведение в профессиональной деятельности и в быту при обращении с химическими веществами, материалами и процессами.

**Обеспеченность занятия**

**Оборудование и материалы:**растворы: медного купороса (CuSO4 · 5 H2O), BaCl2, H2SO4, NaOH, HCl, NaHCO3(хлебная сода), скрепка или кнопка, фенолфталеин, раствор азотной кислоты; раствор уксусной кислоты; раствор карбоната натрия; раствор нитрата серебра, раствор медного купороса, CuO (II) (порошок); пробирки, пипетки, спиртовка, штатив.

**Раздаточные материалы:** данные методические рекомендации по выполнению лабораторных заданий.

**Краткие теоретические материалы по теме лабораторного занятия**

Существует несколько видов химических реакций. Самые распространенные:

* реакции соединения;
* реакции разложения;
* реакции одинарного замещения.

**1. Реакции соединения**

В реакциях соединения хотя бы два элемента образуют один продукт:

2Na(т) + Cl2 (г) → 2NaCl(т) - образование поваренной соли.

Следует обратить внимание на существенный нюанс реакций соединения: в зависимости от условий протекания реакции или пропорций реагентов, вступающих в реакцию, - ее результатом могут быть разные продукты. Например, при нормальных условиях сгорания каменного угля получается углекислый газ: C(т) + O2 (г) → CO2 (г)

Если же количество кислорода недостаточно, то образуется смертельно опасный угарный газ: 2C(т) + O2 (г) → 2CO(г).

**2. Реакции разложения**

Эти реакции являются, как бы, противоположными по сути, реакциям соединения. В результате реакции разложения вещество распадается на два (3, 4...) более простых элемента (соединения):

* 2H2O(ж) → 2H2 (г) + O2 (г) - разложение воды
* 2H2O2 (ж) → 2H2 (г)O + O2 (г) - разложение перекиси водорода.

**3. Реакции одинарного замещения**

В результате реакций одинарного замещения, более активный элемент замещает в соединении менее активный:

Zn(т) + CuSO4 (р-р) → ZnSO4 (р-р) + Cu(т)

Цинк в растворе сульфата меди вытесняет менее активную медь, в результате чего образуется раствор сульфата цинка.

**Содержание отчёта по выполнению лабораторного задания**

1. Напишите название, тему, цель лабораторного занятия.

2. Пользуясь кратким теоретическим материалом по теме лабораторного занятия и учебником, выполните задания:

Задание 1. Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса Налейте в пробирку 2—3 мл раствора медного купороса (сульфата меди (II)) и опустите в него стальную кнопку или скрепку. Опишите свои наблюдения и уравнения реакции в молекулярном и ионном виде.

Задание 2. Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды В две пробирки прилейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Добавьте в каждую 2—3 капли раствора фенолфталеина. Затем прилейте в первую пробирку раствор азотной кислоты, а во вторую — раствор уксусной кислоты до исчезновения окраски. Что наблюдается после добавления фенолфталеина в пробирки? Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

В две пробирки прилейте по 2 мл раствора карбоната натрия, а затем добавьте: в первую — 1—2 мл раствора соляной кислоты, а в другую — 1—2 мл раствора уксусной кислоты. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

К 1—2 мл соляной кислоты в пробирке добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

В две пробирки прилейте по 1 мл раствора медного купороса, а затем добавьте в каждую столько же раствора гидроксида натрия. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

К 1 мл раствора серной кислоты в пробирке добавьте 5—10 капель раствора хлорида бария. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Задание 3. Изучение влияний на скорость химических реакций. Зависимость скорости взаимодействия цинка с соляной кислотой от ее концентрации. В две пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну прилейте 1 мл соляной кислоты (1:3), в другую – столько же этой кислоты другой концентрации (1:10). Укажите, в какой из пробирок реакция протекает более интенсивно. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Задание 4.Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от их природы. В 3 пробирки (подписанные, под номерами) прилить по 3 мл раствора НCl и внести в каждую из пробирок навески опилок одинаковой массы: в первую - Mg, во вторую - Zn, в третью – Fe. В какой пробирке реакция протекает быстрее? (или вообще не протекает)? Напишите уравнения реакций. Какой фактор влияет на скорость реакции?

Задание 5. Зависимость скорости взаимодействия оксида меди с серной кислотой от температуры. В 3 пробирки (под номерами) налить по 3 мл раствора Н2SO4 (одинаковой концентрации). В каждую поместить навеску CuO (II) (порошок). Первую пробирку оставить в штативе; вторую - опустить в стакан с горячей водой; третью - нагреть в пламени спиртовки. В какой пробирке цвет раствора меняется быстрее (голубой цвет)? Что влияет на интенсивность реакции? Напишите уравнение реакции. Общий вывод:

**Вопросы для закрепления теоретического материала лабораторного занятия**

1. Что происходит после добавления фенолфталеина в раствор гидроксида натрия?
2. Что произойдет после добавления хлорида бария в раствор серной кислоты?
3. Как влияет на скорость химической реакции увеличение концентрации исходных веществ?
4. Перечислите факторы, влияющие на скорость химических реакций?
5. Приведите примеры взаимодействия металлов с кислотами при повышении температуры.

**Лабораторная работа №9**

**Тема: «Закалка и отпуск стали»**

**Образовательные цели урока**: Выполняя работу, студенты должны:

1. Изучить изменение микроструктур доэвтектоидной и заэвтектоидной сталей до и после термической обработки.
2. Определить содержание углерода расчетным путем в доэвтектоидной, заэвтектоидной стали при определенном содержании перлита и цементита вторичного и показать на диаграмме Fe -C.

**План урока.**

1. Организационный момент.

2. Краткое вступление преподавателя.

3. Объявление темы.

4. Теоретическое обоснование темы.

5. Назначение и правила пользование приборами и материалами.

6. Выполнение работы.

7. Обсуждение результатов эксперимента.

8. Подведение итогов работы.

9. Оформление отчета по лабораторной работе.

**Методические цели урока.**

1. Развить интерес к исследовательской работе

2. Закрепить знания, приобретенные на уроках физики, материаловедения.

3. Продолжить формирование навыков проводить эксперимент.

4. Научить использовать результаты исследований в повседневной деятельности.

5. Продолжить формирование коммуникативных навыков работы в группах.

6. Сформировать навыки соблюдения основных положений техники безопасности при выполнении лабораторной работы.

**Приборы и материалы.**

1. Электронный микроскоп ЭУМП-1.
2. Коллекция шлифов сталей.
3. Альбом фотографий микроструктур углеродистых сталей
4. Диаграмма Fe – Fe3C.
5. Раствор азотной кислоты.

**Порядок выполнения работы**

1. Изучить содержание основных положений работы.
2. Разобраться со стальной частью диаграммы Fe – Fe3C.
3. Получить навыки определения под микроскопом элементов структуры стали: феррита, цементита, перлита, для чего:

а) рассмотреть фотографии микроструктур в альбоме;

б) рассмотреть под микроскопом подобранные шлифы для изучения структурных составляющих и зарисовать схемы рассмотренных структур.

1. Изучить микроструктуру трех-четырех образцов, относящихся к различным классам стали (доэвтектоидные, эвтектоидные, заэвтектоидные), определить к какому из названных классов относится каждый образец. Зарисовать схему микроструктуры рассмотренных образцов и обозначить на рисунках структурные составляющие.
2. Определить содержание массовой доли углерода по структуре расчетным путем и определить марку углеродистой стали по таблице 1.
3. Составить отчет.

**Краткая теоретическая часть.**

Термическая обработка углеродистой стали.

Для получения заданных свойств сталей путем изменения их структуры без изменения формы изделия и химического состава широко используется термическая обработка (ТО). Термическая обработка состоит из нагрева до заданной температуры, выдержки при этой температуре и охлаждении. В большинстве случаев решающая роль в получении желаемой структуры принадлежит **охлаждению.** Основой для изучения термической обработки сталей является диаграмма железо- углерод (рис.1). Так как речь пойдет только о сталях, то рассматриваются сплавы с концентрацией углерода до 2.14%.

Для правильного проведения ТО сталей, необходимо хорошо представлять, какие превращения происходят в них, как влияют на эти превращения скорость нагрева, максимальная температура и время выдержки при нагреве и скорость охлаждения.

**Диаграмма состояния железоуглеродистых сплавов.**

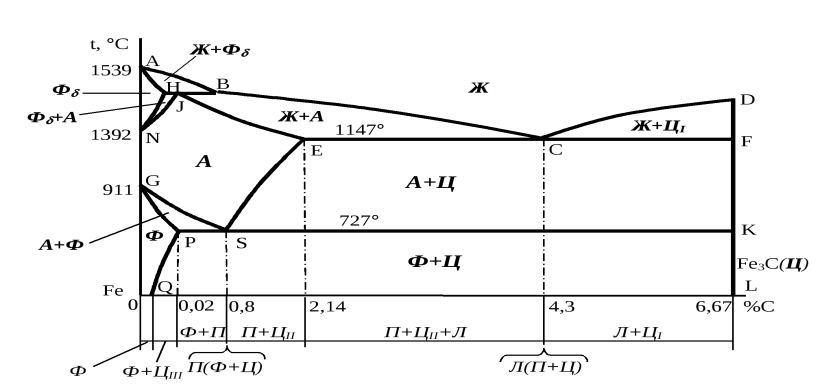


Рис.1.

**Основные виды термической обработки сталей: отжиг, нормализация, закалка и отпуск.**

**Закалка  
Назначение закалки - получение высокой прочности и твердости.**

закалкой называется процесс термической обработки, заключающийся в нагреве стали до температуры выше критической и последующем достаточно быстром охлаждении с целью получения неравновесной структуры. В результате закалки повышается прочность и твердость стали.

На результат закалки оказывают влияние следующие факторы: нагрев (температура нагрева при закалке и скорость нагревания до температуры закалки), выдержка при температуре закалки и охлаждение от температуры закалки.

Выбор температуры нагрева при закалке углеродистых сталей производится по левой нижней части диаграммы железо — цементит.

Основные факторы воздействия при термической обработке температура и время, поэтому режим любой ТО можно представить графиком в координатах t-τ (рис.2.)

Верхней границей является линия солидус, поскольку процессы первичной кристаллизации не имеют значения.

Приведем общепринятые обозначения критических точек. Они обозначаются буквой «А». Нижняя критическая точка, обозначаемая А1, лежит на линии PSK и соответствует превращению А-П. Верхняя критическая точка А3 лежит на линии GSE и соответствует началу выпадения или концу растворения феррита в доэвтектоидных сталях или цементита (вторичного) в заэвтектоидных сталях. Чтобы отличить критическую точку при нагреве от критической точки при охлаждении рядом с буквой А ставят индекс:  
при нагреве – «с» (Ас);  
при охлаждении = «r» (Аr).

При закалке доэвтектоидные стали нагревают до температуры на 30—50° выше верхней критической точки Ас3 [Ас3 + + (30—50°)], т. е. выше линии GS диаграммы железо — цементит. При таком нагреве исходная феррито-перлитная структура превращается в аустенит, а после охлаждения со скоростью больше критической образуется структура мартенсита. При нагреве доэвтектоидной стали до более низкой температуры, например, выше критической точки Аг, т. е. выше линии PS диаграммы железо — цементит, но ниже точки А3, структура и свойства стали будут изменяться следующим образом. Исходная феррито-перлитная структура при таком нагреве не будет полностью превращаться в аустенит, а часть феррита останется не превращенным и структура будет аустенит + феррит. Структура после охлаждения будет мартенсит + феррит. Феррит, имеющий низкую твердость, понижает общую твердость закаленной стали. Такая закалка называется неполной.

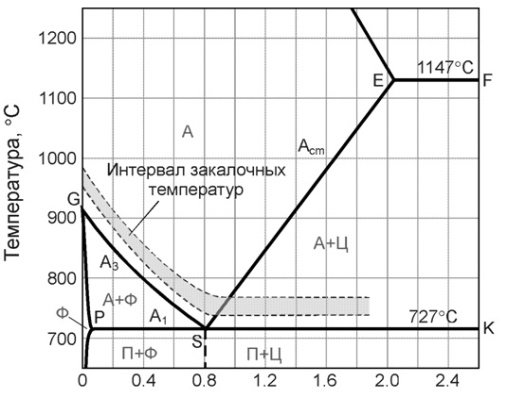
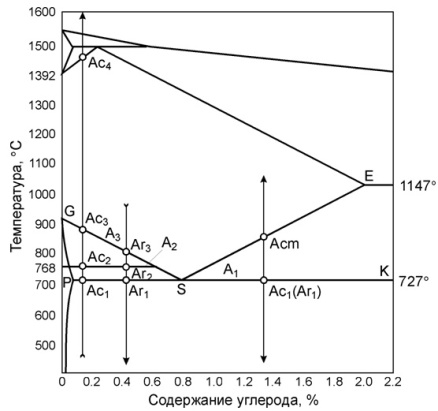


Рис.2

При закалке заэвтектоидные стали нагревают до температуры на 30—50° выше нижней критической точки Ас [Ас + (30—50°)], т. е. выше линии SK диаграммы железо — цементит. Так как эта линия горизонтальная и соответствует температуре 727° С, для заэвтектоидной стали можно указать интервал температуры нагрева для закалки 760—790° С. При таком нагреве исходная структура перлит будет полностью превращаться в аустенит, а часть вторичного цементита останется нерастворенной, структура будет состоять из аустенита и цементита. После охлаждения со скоростью больше критической аустенит превратится в мартенсит. Структура закаленной стали будет состоять из мартенсита и цементита. Как было указано выше, такая закалка называется неполной. Но если неполная закалка доэвтектоидных сталей оказывает неблагоприятное влияние на их свойства, то неполная закалка заэвтектоидных сталей не ухудшает, а, наоборот, улучшает их свойства и является нормальной. Это объясняется тем, что в заэвтектоидных сталях в результате неполной закалки сохраняется избыточный цементит, обладающий большей твердостью по сравнению с твердостью мартенсита. Поэтому наличие в структуре закаленной заэвтектоидной стали, кроме мартенсита, еще и цементита повышает твердость и износостойкость стали.

Цементит тверже мартенсита НВЦ=800, НВм=650 в углеродистой стали с 0.5%С.

В качестве закалочных сред применяются:  
• вода;  
• минеральное масло;  
• растворы солей и щелочей в воде.

**Отпуск**

Отпуск – нагрев закаленной стали до температуры ниже Ас1 выдержка при этой температуре и охлаждение.

Отпуск применяется для устранения внутренних напряжений и повышения пластичности.

Отпуск в интервале температур 150÷200°С – **низкий отпуск**. Низкому отпуску подвергаются режущий инструмент и детали, работающие на износ, от которых требуется высокая твердость. В результате низкого отпуска получается отпущенный кубический мартенсит.

Отпуск в интервале температур 350÷500°С называется **средним отпуском**. Средний отпуск обеспечивает высокие значения пределов упругости, прочности, усталости и высокую ударную вязкость.

Среднему отпуску подвергают, например, пружины подвесок трубопроводов, рессоры. В результате среднего отпуска получается структура — тростит отпуска.

Отпуск в интервале температур 500÷650°С называется **высокий отпуск**.

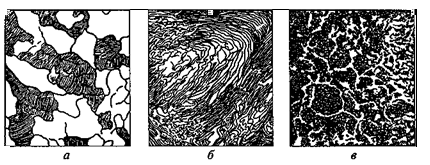


Рис.3.

а). доэвтектоидная сталь имеет структуру, состоящую из феррита и перлита.

б) эвтектоидная сталь имеет структуру, состоящую только из перлита.

в) заэвтектоидная сталь имеет структуру, состоящую из перлита и цементита вторичного.

Доэвтектоидные стали содержат от 0,02 до 0,8% С и имеют ферритно-перлитную структуру (рис. 3а). Здесь светлые зерна – это феррит, а темные (штрихованные) участки представляют собой перлит, являющийся двухфазной структурной составляющей, состоящей из пластинок феррита и цементита.

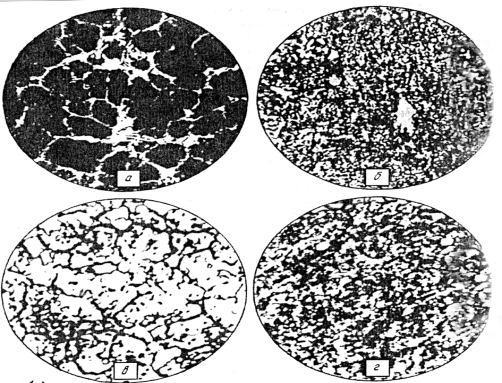


Рис.4. микроструктура доэвтектоидной стали (феррит + перлит):

а) литое состояние

б) после отжига

в) после закалки

г) после отпуска

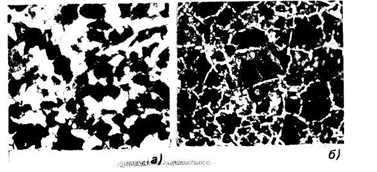


Рис.5. микроструктура заэвтектоидной стали: (перлит и цементит вторичный)

а) после отжига

б) после нормализации

**Опыт №1. Отличие доэвтектоидных сталей от заэвтектоидных по микроструктуре**

Имеются три металлографических способа отличить доэвтектоидные стали от заэвтектоидных.

а) При травлении раствором азотной кислоты избыточные феррит и цементит имеют светлый оттенок. Относительное весовое количество избыточного феррита в доэвтектоидных сталях может изменяться от 100 % (сталь состава точки Р) до 0 % (сталь состава точки S). В то же время количество вторичного цементита в заэвтектоидных сталях может изменяться в узких пределах − от 0 % (сталь состава точки S) до 20 % (сталь состава  
точки Е).

Таким образом, если в отожженной стали, наряду с темным перлитом, обнаруживается светлая составляющая, занимающая более 20 % всей площади поля шлифа, видимого в микроскоп, то эта составляющая является избыточным ферритом, и сталь, следовательно, доэвтектоидная.

б) Если относительное количество светлой составляющей меньше 20 %, или если при микроанализе трудно произвести количественную оценку, то эта светлая составляющая может оказаться как избыточным ферритом, так и вторичным цементитом. В этом случае следует использовать индикаторный травитель − горячий щелочной раствор пикрата натрия, который окрашивает цементит в темно-коричневый цвет, оставляя феррит светлым.

в) Если избыточная фаза занимает менее 20 % площади шлифа, протравленного азотной кислотой, то при наличии некоторого опыта можно отличить вторичный цементит от избыточного феррита по форме и оттенку выделений.

Сетка избыточного феррита после отжига составлена из отдельных зерен, в то время как вторичный цементит на шлифе выявляется в виде почти непрерывной сетки. Сетка вторичного цементита выступает над перлитом в виде рельефа, так как твердый цементит после полировки слегка возвышается над более мягким и сильнее сполировывающимся перлитом. Вторичный цементит может выделяться из аустенита также в виде изолированных игл, как по границам, так и внутри колоний перлита. Наконец, цементит выглядит под микроскопом более светлым по сравнению с ферритом.

**Опыт №2. Определение доли углерода в стали и марки стали по ее структуре.**

Поскольку плотности структурных составляющих сталей близки, то соотношение их массовых долей можно заменить соотношением занимаемых ими площадей.

Доэвтектоидные стали, содержат от 0,15 до 0,8% углерода. Структура доэвтектоидных сталей состоит из феррита и перлита. С увеличением содержания углерода количество феррита уменьшается, а перлита увеличивается.  
Количество феррита и перлита можно определить по диаграмме пользуясь правилом отрезков, так как отрезки, соответствующие отдельным структурным составляющим, пропорциональны площадям этих составляющих на микрошлифе. Если сталь имеет состав 0,8% углерода, то структура – один перлит, так как 100% площади занято перлитом. Если часть площади занята ферритом (например, 40%), то можно составить пропорцию для определения процента содержания углерода:

100% пл. – 0,8%С                          Х=                   40% пл. – Х% С

Согласно количеству углерода определяется марка стали. Структуры доэвтектоидных сталей показаны на рис.4.:

В доэвтектоидных сталях массовая доля углерода определяется по формуле:

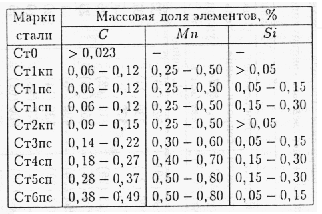
hello_html_119cd2c6.png    (1)

где Fn – площадь поля зрения микроскопа, занимаемая перлитом, %;  
0,8 – % С в перлите.

Рассчитав массовую долю углерода заданной доэвтектоидной стали по формуле (1), можно по табл.1 определить марку этой стали.

Стали, содержащие от 0,8 до 2% углерода, называются заэвтектоидными. Структура заэвтектоидной стали при комнатной температуре состоит из перлита и вторичного цементита, который может располагаться в виде светлых зерен или светлой сетки, расположенной по границам зерен или в виде игл (рис.5.). Вторичный цементит в заэвтектоидной стали, занимает незначительную по величине площадь, и определить ее на глаз затруднительно, поэтому методом, которым определяют содержание углерода в доэвтектоидных сталях, не пользуются. Однако приблизительно содержание углерода в заэвтектоидных сталях определить можно. Например, пусть поля шлифа содержит 90% перлита и 10% вторичного цементита. Зная, что углерод находится как в перлите, так и цементите, составим уравнение для перлита:

100% п – 0,8% С                      Х1=0,72% С                        90% п – Х1 для цементита: 100% ц – 6,67%

Таблица 1.

**Аустенит** ( A ) – твердый раствор внедрения углерода в гамма-железе.

**Феррит** ( Ф ) – твердый раствор внедрения углерода в альфа-железе.

**Цементит** (Ц) – химическое соединение железа с углеродом (Fe3C).

**Ледебурит**(Л) - эвтектическая смесь аустенита и цементита  .

**Перлит**(П) - эвтектоидная смесь феррита и цементита .

**Задание:**

Определить содержание углерода расчетным путем в доэвтектоидной, заэвтектоидной стали при определенном содержании перлита и цементита вторичного и показать на диаграмме.

I вариант:

1) Fn1 = 15%; С=? hello_html_119cd2c6.png

2) Поле шлифа в заэвтектоидной стали содержит 85% перлита, 15% цементита вторичного:

Уравнение для перлита: Уравнение для цементита:

100%п -0.8%С 100%ц -6,67%С

85%п – х115%ц –х2

Хобщ.=х1+х2

II-вариант

1) Fn2= 30%; С=?

2)Поле шлифа в заэвтектоидной стали содержит 89% перлита, 11% цементита вторичного:

Уравнение для перлита: Уравнение для цементита:

100%п -0.8%С 100%ц -6,67%С

89%п – х111%ц –х2

Хобщ.=х1+х2

Содержание отчета:

1. Название работы.  
2. Цель работы.  
3. Участок диаграммы состояния Fe – Fe3C для сталей, с содержанием углерода до 2,14%.  
4. Расчетное содержание массовой доли углерода по структуре расчетным путем и определение марки углеродистой стали по таблице 1.

5. Рисунок микроструктуры стали.

6. Вывод.

**Контрольные вопросы:**

1. Содержание углерода в доэвтектоидной стали?
2. Содержание углерода в заэвтектоидной стали?
3. Что такое отжиг?
4. Что такое закалка?
5. При закалке меняется ли структура стали?
6. Что такое нормализация и чем она отличается от отжига?

**Лабораторная работа №12**

**Тема: «Изготовление моделей молекул органических веществ»**

**Цель:** закрепить знания о строении углеводородов.

**Оборудование**: пластилин двух цветов, деревянные палочки.

Знать:

1. Основные положения теории A.M. Бутлерова;
2. Понятия «гомолог», «гомологический ряд», «изомеры», «изомерия». Понимать:
3. Особенности, характеризующие органические соединения;
4. Значение теории химического строения в современной химии.

Уметь:

1. Составлять структурные формулы изомеров предложенных углеводородов;
2. Называть углеводороды по международной номенклатуре.

**Ход работы:**

**Задания:**

1. Изготовить молекулы следующих углеводородов: метана, пропана, пентана.
2. Правильно оформить работу в тетрадь для практических работ. Заполнить таблицу.
3. Сделать вывод
4. Ответить на вопросы для контроля.
5. Отчитаться о выполнении работы преподавателю на оценку.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| № | Углеводород | Молекулярная формула | Структурная формула | Электронная формула | Строение (графическое) |
| 1 |  |  |  |  |  |
| 2 |  |  |  |  |  |
| 3 |  |  |  |  |  |
| 4 |  |  |  |  |  |

**Вопросы для контроля:**

1. Основные положения теории A.M. Бутлерова.
2. Какие вещества называются углеводородами?
3. Какова валентность углерода в органических соединениях?
4. Что отражает молекулярная, структурная и электронная формулы?
5. Что такое «изомеры», «изомерия»?
6. Какова общая формула предельных углеводородов?

7. Назовите тип гибридизации, в котором находятся атомы углерода в предельных углеводородах.

1. Опишите пространственное строение молекул метана.
2. Назовите основные способы получения алканов.
3. Каков тип изомерии характерен для алканов?

**Лабораторная работа № 13**

**Тема: «Ознакомление с коллекцией образцов нефти и продуктов еѐ переработки».**

**Цель:**изучить физические свойства продуктов нефтепереработки.

В результате проведения лабораторной работы студент должен:

**уметь:**  работать с образцами коллекции «Нефть»;

 осуществлять самостоятельный поиск информации.

**знать:**

   основные фракции «Нефти»;

области применения нефтепродуктов;

**иметь представление:**

о тенденциях развития нефтехимической промышленности;

  о физических свойствах продуктов нефтепереработки.

**Оборудование:**Коллекция«Нефть и продукты еѐ переработки»

**Краткая теория**

**Физические свойства:**н**ефть - “черное золото”**–маслянистая жидкость от светло-бурого до черногоцвета, с характерным запахом, легче воды. Так как нефть – смесь различных углеводородов, то у нее нет определенной температуры кипения. Нефть растворима в органических растворителях, в воде при обычных условиях практически нерастворима, но может образовывать с ней стойкие эмульсии.

**Ректификация**(перегонка) –разделение жидких смесей на фракции или отдельные компоненты наосновании различия в их температурах кипения.

Ректификацию осуществляют на специальных установках, называемых ректификационными колоннами.

В процессе ректификации нефть разделяют на следующие фракции:

·        Ректификационные газы – смесь низкомолекулярных УВ, преимущественно пропана и бутана, с tкип до 40° С,

·        Газолиновую фракцию (бензин) – УВ состава С5Н12 до С11Н24 (tкип40-200°С, при более тонком разделении этой фракции получаютгазойль (петролейный эфир, 40 - 70°С) и бензин (70 - 120°С),

·        Лигроиновую фракцию – УВ состава от С8Н18 до С14Н30 ( tкип 150 - 250°С),

·        Керосиновую фракцию – УВ состава от С12Н26 до С18Н38 (tкип 180 - 300°С),

·        Дизельное топливо – УВ состава от С13Н28 до С19Н36 (tкип 200 - 350°С)

Остаток переработки нефти – мазут – содержит УВ с числом атомов углерода от 18 до 50. Перегонкой при пониженном давлении из мазута получают соляровое масло (С18Н28 – С25Н52), смазочные масла (С28Н58 – С38Н78), вазелин и парафин – легкоплавкие смеси твердых УВ. Твердый остаток перегонки мазута – гудрон и продукты его переработки – битум иасфальт используют для изготовления дорожных покрытий.

Полученные в результате ректификации нефти продукты подвергают химической переработке. Один из них – к**рекинг –** процесс переработки нефтепродуктов при повышенной температуре и давлении с целью получения УВ с меньшей молекулярной массой.

         Газолиновую фракцию (бензин) – УВ состава С5Н12 до С11Н24 (tкип40-200°С, при С16Н34 = С8Н18 + С8Н16

Термический крекинг – проводится при температуре 450-5500Си применяется для получения бензина, крекинг при температуре 750 0С – для получения алкенов.

Каталитический крекинг - расщепление молекул углеводородов и их изомеризация, протекает в присутствии катализаторов (алюмосиликатов) и при более низкой температуре (450-5000 С). Получают бензин более высокого качества.

**Риформинг –**переработка нефтепродуктов с целью получения ароматических углеводородов.

         Содержание и порядок выполнения работы:

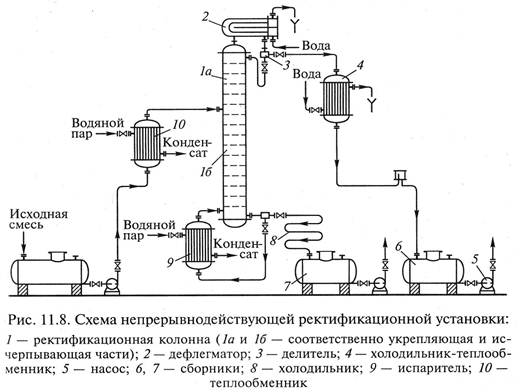
Задание 1. Составить схему ректификационной колонны.

Задание 2. Пользуясь учебником дать следующие определения: нефть, ректификация (фракционная перегонка), крекинг, каталитический крекинг.

Задание 3. Составить уравнения крекинга октана С8Н18 и декана С10 Н22.Назвать продукты реакции

1.





 3. С10Н22=C5H12+C5H10

Декан расщепляется на пентан и пентен

C8H18=C6H14(гексан) +C2H4(этилен)

**4. Сделайте вывод.**

**Лабораторная работа № 14**

**Тема: «Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди (II). Свойства уксусной кислоты, общие со свойствами минеральных кислот».**

Цель работы:

- изучить и экспериментально подтвердить зависимость свойств органических соединений от строения их молекулы.

Оборудование и реактивы:

- штатив с пробирками, пробка с длинной стеклянной трубкой-холодильником, химический стакан;

- глицерин, гидроксид натрия, раствор сульфат меди (II), уксусная кислота (70%), магний, цинк, фенолфталеин, этанол, серная кислота, хлорид натрия.

Ход работы

Изучив теоретическую часть, последовательно выполните опыты, занося результаты наблюдений в отчет по лабораторной работе. Ответьте на контрольные вопросы.

Название и описание эксперимента

Наблюдение

Теоретическая часть

Глицерин (пропантриол-1, 2, 3; 1, 2, 3-триоксипропан) СН2ОНСНОНСН2ОН — это трёхатомный спирт; сиропообразная бесцветная вязкая жидкость сладкого вкуса, без запаха. Глицерин может оставаться жидким при очень низких температурах. Чистый глицерин кипит при 290°С. Глицерин смешивается во всех отношениях с водой, этиловым или метиловым спиртом, анилином, ацетоном, нерастворим в жирах, бензине. При смешивании с водой происходит уменьшение объёма (контракция), достигающее наибольшего значения для смеси, содержащей 57% глицерина; одновременно повышается температура.

Глицерин гигроскопичен, он поглощает до 40% воды (по весу), растворяет многие органические и неорганические вещества: соли, едкие щёлочи, сахара, ароматические спирты и другие. Свойства глицерина определяются наличием в нём трёх гидроксильных групп.

Химические свойства глицерина. Глицерин является представителем трехатомных спиртов, для которых, как для гидроксилсодержащих соединений характерны те же реакции, что и для одноатомных спиртов.

Глицерин реагирует с активными металлами (калием, натрием и др.), замещающими водород во всех гидроксильных группах, вступают в реакции с галогеноводородами (HCl, HBr и др.), в реакции дегидратации, образуя различные эфиры.

Глицерин имеет и специфические свойства, отличающие его от одноатомных спиртов: он вступает в реакцию, не только со щелочными металлами, но и с некоторыми основаниями, в том числе нерастворимыми, например с гидроксидом меди (II):

Результатом реакции глицерина с гидроксидом меди (II) является глицерат меди (сложное комплексное соединение ярко-синего цвета). Эта реакция – качественная реакция на многоатомные спирты.

Применяют глицерин главным образом в производстве взрывчатых веществ, синтетических смол, как мягчитель в текстильной и кожевенной промышленности, в бумажной и пищевой промышленности, как компонент в парфюмерных, фармацевтических и косметических препаратах. Глицерин, применяемый в медицине бывает для наружного применения и для внутреннего.

Органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом, называют карбоновыми кислотами.

Таблица 7.Гомологический ряд карбоновых кислот.

Формула

Название

Плотность, г/см3

Температура кипения, oС

H-COOH

Муравьиная (метановая)

1,220

100,7

CH3-COOH

Уксусная (этановая)

1,049

118,1

CH3-CH2-COOH

Пропионовая (пропановая)

0,992

141,4

CH3-CH2-CH2-COOH

Масляная (бутановая)

0,964

163,5

CH3-(CH2)3-COOH

Валериановая (пентановая)

0,939

186,4

CH3-(CH2)4-COOH

Капроновая (гексановая)

0,929

205,3

Химические свойства карбоновых кислот обусловлены в первую очередь особенностями их строения.

Так, растворимые в воде кислоты способны диссоциировать на ионы:

R-COOH↔R-COO— + H+.

Благодаря наличию в воде иона H+ они имеют кислый вкус, способны менять окраску индикаторов и проводить электрический ток. В водном растворе эти кислоты – слабые электролиты.

Карбоновые кислоты обладают химическими свойствами, характерными для растворов неорганических кислот, т.е. взаимодействуют с металлами (1), их оксидами (2), гидроксидами (3) и слабыми солями (4):

2CH3-COOh + Zn → (CH3COO)2Zn + H2↑ (1);

2CH3-COOH + CuO→ (CH3COO)2Cu + H2O (2);

R-COOH + KOH → R-COOK + H2O (3);

2CH3-COOH + NaHCO3→ CH3COONa + H2O + CO2↑ (4).

Специфическое свойство предельных, а также непредельных карбоновых кислот, проявляемое за счет функциональной группы,- взаимодействие со спиртами. Карбоновые кислоты взаимодействуют со спиртами при нагревании и в присутствии концентрированной серной кислоты. Например, если к уксусной кислоте прилить этиловый спирт и немного серной кислоты, то при нагревании появляется запах этилового эфира уксусной кислоты (этилацетата):

CH3-COOH + C2H5OH ↔CH3-C(O)-O-C2H5 + H2O.

Специфическое свойство предельных карбоновых кислот, проявляемое за счет радикала, — реакция галогенирования (хлорирования).

Экспериментальная часть

1. Растворение глицерина в воде. Налейте в пробирку 1-2 мл глицерина, добавьте столько же воды и встряхните. Затем добавьте в 2-3 раза больше воды. Перемешайте содержимое. Какова растворимость глицерина в воде?

2. Взаимодействие глицерина с гидроксидом меди (II). В пробирку налейте 1 мл раствора гидрокисида натрия и добавьте немного раствора сульфата меди (II) до выпадения осадка. Запишите молекулярное и краткое ионно-молекулярное уравнения этой реакции. К образовавшемуся осадку добавьте немного глицерина и перемешайте смесь стеклянной палочкой. Что наблюдается?

3. Взаимодействие уксусной кислоты с некоторыми металлами. В две пробирки влейте по 1 мл раствора уксусной кислоты. В одну пробирку всыпьте немного стружек магния, а во вторую – несколько гранул цинка. В первой пробирке происходит бурная реакция, а во второй – реакция протекает спокойно (иногда она начинается только при нагревании). Сравните скорость этих реакций и напишите уравнения в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

4. Взаимодействие уксусной кислоты с основаниями. Влейте в пробирку 1-1,5 мл раствора гидроксида натрия и добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. При добавление уксусной кислоты происходит обесцвечивание. О чем это говорит? Подтвердите свой вывод уравнением реакции.

5. Взаимодействие уксусной кислоты со спиртами. В пробирку налейте 2 мл раствора уксусной кислоты. Прилейте 2 мл этанола. Затем в пробирку осторожно добавьте 1 мл серной кислоты. Пробирку закройте пробкой с длинной стеклянной трубкой-холодильником. Смесь осторожно подогрейте. Жидкость налейте в сосуд с насыщенным раствором хлорида натрия

Контрольные вопросы:

1. Назовите основные классы кислородсодержащих органических соединений, их функциональные группы.
2. Какая реакция характерна для глицерина и других многоатомных спиртов? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Какие свойства уксусной кислоты сходны со свойствами минеральных кислот?
4. Вспомните понятие «скорость химической реакции». От чего она зависит?

**Лабораторная работа**

**Доказательство непредельного характера жидкого жира. Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II). Качественная реакция на крахмал**

Цель работы:

- изучить свойства жидкого жира, глюкозы, сахарозы и крахмала.

Оборудование и реактивы:

- штативы, пробирки, пробиркодержатель, спиртовки;

- подсолнечное масло, твердый животный жир, бромная вода, растворы гидроксида натрия, сульфата меди (II), глюкозы, 5% спиртовая настойка йода, крахмал либо крахмальный клейстер.

Ход работы

Изучив теоретическую часть, последовательно выполните опыты, занося результаты наблюдений в отчет по лабораторной работе. Ответьте на контрольные вопросы.

Название и описание эксперимента

Наблюдение

Теоретическая часть

Жиры – сложные эфиры высших карбоновых кислот и глицерина. Жиры и масла (жидкие жиры) – важные природные соединения. Все жиры и масла растительного происхождения почти целиком состоят из сложных эфиров глицерина (триглицеридов). В этих соединениях глицерин этерифицирован высшими карбоновыми кислотами. Жиры имеют общую формулу, приведенную справа. В ней R, R’, R” – углеводородные радикалы – предельные и непредельные органические кислоты.

Основные предельные кислоты, образующие жиры:

- пальмитиновая С15Н31СООН и стеариновая С17Н35СООН;

Основные непредельные кислоты:

- олеиновая С17Н33СООН и линолевая С17Н31СООН.

Жиры, образованные предельными кислотами, — твердые вещества, а непредельными – жидкие. Все жиры очень плохо растворимы в воде.

Химические свойства жиров:

1) Среди реакций жиров особое место занимает гидролиз, который можно осуществить действием как кислот, так и оснований.

2) Для масел (жидких жиров) характерны реакции присоединения.

3) Гидрирование (реакция гидрирования (гидрогенизации) лежит в основе получения маргарина) или галогенирования.

4) Мерой ненасыщенности остатков кислот, которые входят в состав жиров, служит йодное число, выражаемое массой йода (в граммах), который может присоединиться по двойным связям к 100 г жира. Йодное число важно при оценке высыхающих масел.

5) Масла (жидкие жиры) подвергаются реакциям окисления и полимеризации.

[Углеводы](https://infourok.ru/go.html?href=http%3A%2F%2Ffiles.school-collection.edu.ru%2Fdlrstore%2Fbed0ddc0-8cff-11db-b606-0800200c9a66%2Fch09_39_01.swf) входят в состав клеток и тканей всех растительных и животных организмов и по массе составляют основную часть органического вещества на Земле. На долю углеводов приходится около 80% сухого вещества растений и около 20% животных. Растения синтезируют углеводы из неорганических соединений - углекислого газа и воды (СО2 и Н2О) в процессе фотосинтеза:

6СО2 + 6Н2О   свет, хлорофилл→    C6H12O6 + 6O2

Углеводы имеют общую формулу Cn(H2O)m, откуда и возникло название этих природных соединений. Углеводы делятся на: моносахариды (важнейшие представители – глюкоза и фруктоза); дисахариды  (сахароза);  полисахариды (важнейшие представители – крахмал и целлюлоза).

Глюкоза C6H12O6– наиболее важный из всех моносахаридов, так как она является структурной единицей большинства пищевых ди- и полисахаридов. В процессе обмена веществ они расщепляются на отдельные молекулы моносахаридов, которые в ходе многостадийных химических реакций превращаются в другие вещества и в конечном итоге окисляются до углекислого газа и воды – используются как «топливо» для клеток. Глюкоза – необходимый компонент обмена углеводов. При снижении ее уровня в крови или высокой концентрации и невозможности использования, как это происходит при диабете, наступает сонливость, может наступить потеря сознания (гипогликемическая кома). Она содержится в плодах и ягодах и необходима для снабжения энергией и образования в печени гликогена (запасной углевод человека и животных).

Химические свойства глюкозы:

1) глюкоза – это вещество с двойственной химической природой;

2) как многоатомный спирт глюкоза образует сложные эфиры;

3) как альдегид она окисляется.

4) альдегидная группа глюкозы может быть восстановлена.

Виды брожения.

1. Спиртовое брожение идет под действием фермента дрожжей:

С6Н12O6 → 2С2Н5ОН + 2СO2↑.

2. Под действием фермента молочнокислых бактерий происходит молочнокислое брожение глюкозы:

С6Н12O6 → 2СН3-СН(ОН) – СOОН – молочная кислота.

Сахароза С12Н22О11, образована молекулами глюкозы и фруктозы. Содержание сахарозы в сахаре 99,5%. Сахар часто называют «носителем пустых калорий», так как сахар – это чистый углевод и не содержит других питательных веществ, таких, как, например, витамины, минеральные соли. Сахароза содержится в сахарном тростнике и сахарной свекле, а также в сладостях.

Химические свойства сахарозы:

1. Наличие гидроксильных групп в молекуле сахарозы легко подтверждается реакцией с гидроксидами металлов.

2. Альдегидной группы в сахарозе нет: при нагревании с аммиачным раствором оксида серебра (I) она не дает «серебряного зеркала», при нагревании с гидроксидом меди (II) не образует красного оксида меди (I).

3. Сахароза, в отличие от глюкозы, не является альдегидом.

Крахмал (C6H10O5)n - природный полимер, который состоит из звеньев двух других полисахаридов – амилозы и амилопектина, соединенных между собой. Процентное соотношение которых составляет 10-20 к 80-90%, соответственно.

Рис. 2. Структурная формула крахмала.

Химические свойства:

1) крахмал нерастворим в холодной воде, в горячей он набухает и образует клейстер

2) при взаимодействии крахмала с йодом появляется ярко-синее окрашивание. Эта реакция является качественной на присутствие крахмала;

3) Как и для всех других полисахаридов, для крахмала характерна реакция гидролиза – взаимодействие с водой в присутствии катализаторов, которыми выступают кислоты. Крахмал может гидролизоваться частично образуя в качестве продуктов декстрины – (С6Н10О5)n –вещества с молекулярной массой значительно ниже, чем у крахмала. Гидролиз крахмала обычно протекает ступенчато. Сначала образуется растворимый крахмал, затем декстрины, мальтоза и глюкоза. Этот процесс естественный и протекает в процессе переваривания пищи в желудке.

Экспериментальная часть

1. Доказательство непредельного характера жидкого жира. В одну пробирку налейте 1-2 см3 подсолнечного масла, во вторую поместите кусочек твердого животного жира и нагрейте ее до расплавления жира. К содержимому каждой пробирки добавьте немного бромной воды и встряхните смеси. Отметьте, в какой из пробирок бромная вода обесцветилась. О чем это свидетельствует?

2. Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II). Налейте в пробирку 2 см3 раствора гидроксида натрия и прибавьте не более трех капель раствора сульфата меди (II). К свежеприготовленному гидроксиду меди (II) добавьте 1 см3 раствора глюкозы. Запишите наблюдения и химическую реакцию взаимодействия глюкозы с Cu(OH)2. Затем обе пробирки нагрейте до кипения. Запишите наблюдения и химическую реакцию взаимодействия глюкозы с Cu(OH)2 при нагревании.

3. Качественная реакция на крахмал. В пробирку поместите небольшое количество порошка крахмала и прилейте 4мл воды все перемешайте стеклянной палочкой и нагрейте до кипения. Полученный крахмальный клейстер остудите, и добавьте 1 каплю раствора иода. Нанесите несколько капель спиртового раствора йода на кусочек хлеба и на срез клубня картофеля. Запишите все наблюдения.

Контрольные вопросы:

1. Почему глюкоза проявляет свойства альдегидов и спиртов?

2. Почему сахароза не дает реакцию «серебряного зеркала»?

3. Как можно обнаружить крахмал в продуктах питания?

**Лабораторная работа №15, 16**

**Растворение белков. Обнаружение белков в молоке и в мясном бульоне. Денатурация раствора белка**

**Цель:**

- изучение свойств азотсодержащих органических соединений на примере белков, их нахождение в продуктах питания.

**Оборудование и реактивы:**

-штатив с пробирками, держатель, горелка, спички;

-растворы хлорида калия KCl, нитрата (или ацетата) свинца, сульфата меди (II), яичный белок, молоко, мясной бульон, раствор щелочи NaOH, этиловый спирт (хлороформ, ацетон или эфир).

**Ход работы**

Изучив теоретическую часть, последовательно выполните опыты, занося результаты наблюдений в отчет по лабораторной работе (Табл. 9). Ответьте на контрольные вопросы.

Таблица 9. Результаты эксперимента

№ опыта

Название и описание эксперимента

Наблюдение

**Теоретическая часть**

**Белки** - это одни из наиболее значимых биоорганических соединений, которые образуются благодаря аминокислотам и принимают участие во многих процессах, происходящих в организме. Структура этих соединений зависит от того, в каком порядке чередуются остатки аминокислот.

Из-за огромного разнообразия белковых соединений и различной степени сложности их состава и разной структуры, для удобства существуют классификации, которые опираются на эти признаки. По своему составу они бывают следующими: простые; сложные, которые подразделяются в свою очередь на: соединение белка и углеводов; соединение белков и жиров; соединение белковых молекул и нуклеиновых кислот. По растворимости: водорастворимые; жирорастворимые.

Физические свойства белков. Многие белки растворяются в воде, что обусловлено наличием на поверхности белковой молекулы свободных гидрофильных групп. Растворимость белка в воде зависит от структуры белка, реакции среды, присутствия электролитов. В кислой среде лучше растворяются белки, обладающие кислыми свойствами, а в щелочной - белки, обладающие основными свойствами. Альбумины хорошо растворяются в дистиллированной воде, а глобулины растворимы в воде только в присутствии электролитов. Не растворяются в воде белки опорных тканей (коллаген, кератин, эластин и др.)

Химические свойства белковых соединений:

1. Денатурация - свертывание белка под воздействием высоких температур, сильных кислот или щелочей. При денатурации сохраняется только первичная структура, а все биологические свойства белков теряются. Белки являются термолабильными соединениями и при нагревании свыше 50-60°С наступает денатурация. Сущность тепловой денатурации заключается в развертывании специфической структуры полипептидной цепи и разрушении гидратной оболочки белковых молекул, что проявляется заметным уменьшением их растворимости. Наиболее полное и быстрое осаждение происходит в изоэлектрической точке, т.е. при таком значении рН среды, когда суммарный заряд белковой молекулы равен нулю, поскольку при этом частицы белка наименее устойчивы. Белки, обладающие кислыми свойствами, осаждаются в слабокислой среде, а белки с основными свойствами – в слабощелочной. В сильнокислых или сильнощелочных растворах денатурированный при нагревании белок в осадок не выпадает, так как частицы его перезаряжаются и несут в первом случае положительный, а во втором отрицательный заряд, что повышает их устойчивость в растворе.
2. Гидролиз. В результате его образуются простые белки и аминокислоты, потому что происходит разрушение первичной структуры. Он является основой процесса пищеварения.
3. Качественные реакции на определение белка. Их всего две, а третья нужна для того, чтобы обнаружить серу в данных соединениях:

- Биуретовая реакция. На белки воздействуют осадком гидроксида меди. В итоге происходит окрашивание в фиолетовый цвет.

- Ксантопротеиновая реакция. Воздействие осуществляется при помощи концентрированной азотной кислоты. В результате этой реакции получается белый осадок, который при нагревании становится желтым. А если добавить водный аммиачный раствор, то появляется оранжевый цвет.

- Определение серы в белках. Когда происходит горение белков, то начинает ощущаться запах "жженого рога". Это явление объясняется тем, что в них содержится сера.

**Экспериментальная часть**

1. Растворение белков в воде. К 2 каплям неразведенного яичного белка прибавляют 1 мл дистиллированной воды и перемешивают. При этом яичный альбумин растворяется, а яичный глобулин выпадает в виде небольшого осадка. Проверяют растворимость в воде и 5% растворе хлористого калия белка кератина, содержащегося в шерсти и волосах.

Результаты эксперимента можно оформить в виде таблицы 10.

Таблица 10. Результаты эксперимента по растворению белков

Название белка

Растворимость

в Н2О

в 5% КСl

1. Обнаружение белков в молоке и мясном бульоне. В одну пробирку прилейте 4мл молока а, в другую пробирку 4мл мясного бульона и в каждую пробирку добавьте 4мл щелочи NaOH и 2мл раствора соли CuSO4. Появление характерного фиолетового окрашивания указывает на наличие белка. Запишите наблюдения.

3. Денатурация раствора белка куриного яйца солями тяжелых металлов. В 2 пробирки налейте по 1-2 мл раствора белка и медленно, при встряхивании, по каплям добавьте в одну пробирку насыщенный раствор медного купороса, а в другую – раствор ацетата (нитрата) свинца. Отметьте образование труднорастворимых солеобразных соединений белка.

4. Денатурация белка спиртом. К 1 мл 1% раствора белка добавляют 2 мл органического растворителя (96% этанола, хлороформа, ацетона или эфира) и перемешивают. Образование осадка можно усилить добавлением нескольких капель насыщенного раствора хлорида натрия. Данный опыт иллюстрирует применение белка как противоядия при отравлении тяжелыми металлами.

5. Денатурация белка при нагревании. В четыре пронумерованные пробирки приливают по 10 капель 1% раствора яичного белка.

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

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

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

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

**Контрольные вопросы:**

1. Какой состав имеет молекула белка?
2. Какова структура белковой молекулы?
3. Какие химические соединения в организме используются для синтеза белков?
4. Какие цветные реакции доказывают наличие белка?

**Практическое занятия №3**

**Тема: «Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений. Распознавание пластмасс и волокон».**

**Цель:**совершенствовать практические умения и навыки ввыполнении химического эксперимента, соблюдая правила ОТ и ТБ, научить экспериментально определять заданные полимеры и волокна, соблюдая правила ОТ и ТБ; работать со спиртовкой, нагревать вещества в открытом пламени, используя ложечку для сжигания веществ, научить правильно определять вещества по запаху.

**Организационный момент:**Перед обучающимися поставить основные цели и задачи. Провести инструктаж по ОТ и ТБ.

**Оборудование и реактивы:**наборы волокон и полимеров **(**повариантам), полимеры на основе полиэтилена, поливинилхлорида, полистирола; волокна на основе ХБ волокна, шерсти, капрона и ацетата; спиртовка, спички, ложка для сжигания, гидроксид натрия, серная кислота, азотная кислота.

**Знать основные понятия:**полимер, мономер, структурное звено, степеньполимеризации. Форма макромолекул: линейная, разветвленная, пространственная. Реакции полимеризации, поликонденсации.

**Задание:**

1. Внешний вид изделия.
2. Отношение к нагреванию:

* изменение цвета;
* размягчается;
* плавится;
* появляется запах;
* можно ли вытянуть нить.

3. Горение:

* цвет пламени;
* горит спокойно или прерывисто;
* коптит или нет;
* горит вне пламени или нет;
* ощущается запах или нет.

4. Вывод: пластмасса, ткань на основе какого полимера (табл. 1 «Свойства пластмасс» и табл. 2 «Способы распознавания волокон») По окончании работы обучающиеся приводят в порядок свое место и оформляют отчет согласно таблице.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Название и описание полимера и волокна | Характер горения | Отношение к нагреванию | Действия кислот и щелочей | | | Формула мономера и структурного звена |
| HNO3 | H2SO4 | NaOH |
|  |  |  |  | | |  |
|  |  |  |  | | |  |

Вопросы для контроля:

1. Что такое реакция полимеризации, поликонденсации, сополимеризации?
2. Что такое мономер?
3. Что такое структурное звено?
4. Что такое степень полимеризации?
5. Волокна, их классификация. Привести пример натуральных и химических волокон.
6. Какие волокна вы предпочитаете в одежде и почему?
7. Какие полимеры встречаются в вашей жизни. Привести примеры.

**Распознавание пластмасс**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_1.pngНазвание пластмассы | Формула | Внешние признаки | Отношение к нагреванию, горение |
| Полиэтилен | https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_2.png | По внешнему виду сходен с парафином. Относительно мягкий и эластичный материал. Тонкие пленки прозрачные. Цвет различный | При нагревании размягчается, можно вытянуть нити. Горит синим пламенем, при этом плавится и образует капли |
| Поливинилхлорид | https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_3.png | Относительно мягкий материал. При пониженной температуре становится твердым и хрупким. Цвет различный | При нагревании размягчается. Горит небольшим пламенем, образуя черный хрупкий шарик. Вне пламени гаснет. При горении чувствуется острый запах |
| Полистирол | https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_4.png | Твердый, хрупкий, почти прозрачный или не прозрачный материал. Может быть разного цвета | При нагревании размягчается, легко вытягивается в нити |
| Фенолформальдегидные (фенопласты) | https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_5.png | Твердые, хрупкие материалы темного цвета с блестящей поверхностью | При сильном нагревании разлагаются. Горят, распространяя резкий запах фенола, вне пламени постепенно гаснут |
| Капрон | https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_6.png | Эластичный, прозрачный материал. Легко окрашивается красками для тканей | При сильном нагревании плавится. При горении образует твердый блестящий шарик темного цвета, распространяя неприятный запах |
| Аминопласты |  | Твердое, хрупкие матер палы разного цвета | При сильном нагревании разлагаются. Почти не горят» обугливаются, распространяя резкий запах |
| Полиметилметакрилат | https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_7.png | Относительно твердый, прозрачный материал | j При нагревании размягчается. Горит желтым с синей каймой у краев пламе- |

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Реакции на продукты разложения | Действие растворителей | | | | |
| ацетона | | бензола | | дихлорэтана |
| Обесцвечивают растворы КМпО4 и Вr2 | Не растворяется | | | | |
| Выделяющийся хлороводород окрашивает лакмусов бумажку в красный цвет, с раствором AgNOs образует осадок белого цвета | Не растворяется | | | Набухает, становится рыхлым | |
| Обесцвечивает растворы КМпO4 и Вr2 | Набухает | | Растворяется (растворяется также в толуоле и в ксилоле) | | |
|  | Не растворяются | | | | |
| Образующиеся соединения, содержащие аминогруппы, окрашивают красную лакмусовую бумажку в синий цвет | Не растворяется (растворяется в конц. HNO3 H2SO4 и в расплавленном феноле) | | | | |
| Окрашивают красную лакмусовую бумажку в синий цвет | Не растворяются | | | | |
| Обесцвечивает растворы КМпO4 и, Вr2 | Набухает | Растворяется (растворяется также в тетрахлорметане) | | | |

*Продолжение*

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Название пластмассы | Формула | Внешние признаки | Отношение к нагреванию, горению |
|  |  |  | нем, с характерным потрескиванием, распространяя специфический запах сложных эфиров |
| Целлулоид |  | Эластичный, относительно мягкий прозрачный материал | При нагреваний разлагается. Очень легко загорается и быстро сгорает, оставляя следы золы |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Реакции на продукты ; разложения | Действие растворителей | | |
| ацетона | бензола | дихлорэтана |
|  |  |  | |
|  | Растворяется | Не растворяется | |

**Распознавание**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Волокно | Формула | Сжигание | Реакции на продукты разложения |
| Хлопок (хлопчатобумажная ткань) | (С6Н10О5)n | Горит быстро с запахом жженой бумаги. Остается черный пепел | Окрашивает синюю лакмусовую бумажку в красный цвет |
| Шерсть, натур*ал*ьный шелк |  | Горят медленно, с запахом жженых волос, образуя шарик черного цвета, который растирается в порошок | Окрашивают красную лакмусовую бумажку в синий цвет |
| Вискозное | (С6Н10О5)n | Горит быстро, с запахом жженой бумаги. Остаются следы золы | Окрашивает синюю лакмусовую бумажку в красный цвет |
| Ацетатное | https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_8.png | Горит быстро, образуя шарик темно-бурого цвета. Вне пламени не горит | Окрашивает синюю лакмусовую бумажку в красный цвет |

**волокон**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Действие кислот и щелочей (*н.*у.) | | | Действие растворителей | | |
| HN03 (ρ=1,4 г/см3) | H,SO4  (ρ = 1,84 г/см3) | NaOH (10%) | ацетона | расплавленного фенола | |
| Растворяется, образуя бесцветный раствор | Растворяется | Набухает, но не растворяется | Не растворяется | | |
| Набухают и окрашиваются в желтый цвет | Разрушаются | Растворяются | Не растворяются | | |
| Растворяется, образуя бесцветный раствор | Растворяется, образуя красно-коричневый раствор | Сильно набухает и растворяется | Не растворяется | | |
| Растворяется, образуя бесцветный раствор | ! Растворяется | Образуется желтоватый раствор | Растворяется | | Не растворяется |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Волокно | Формула | Сжигание | Реакции на продукты  разложения |
| Нитрон | https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_9.png | Горит, образуя темный, не блестящий, рыхлый шарик | Окрашивает красную лакмусовую бумажку в синий цвет |
| Хлорин | https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_10.png | При поджигании горит небольшим коптящим пламенем, образуя черный хрупкий шарик. Вне пламени не горит. При горении распространяет острый запах | Образующийся хлороводород окрашивает влажную синюю лакмусовую бумажку в красный цвет, дает осадок с AgN03 |
| Лавсан  https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_11.png | | Горит коптящим пламенем и образует твердый, блестящий шарик темного цвета | На стенках пробирки образуется желтое кольцо |
| Капрон | https://fsd.multiurok.ru/html/2019/01/05/s_5c30b64a4816b/1042682_12.png | Плавится, образуя твердый блестящий шарик темного цвета. Чувствуется не приятный запах | Окрашивает красную лакмусовую бумажку в синий цвет |

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Действие кислот и щелочей (н.у.) | | | | | Действие растворителей | | | | |
| HN03  (ρ = 1,4 г/см3) | H2SO4 (ρ = 1.84 г/см3) | NaOH (10%) | | ацетона | | расплавленного фенола | | |
| Не растворяется (растворяется в дымящей HN03) | Растворяется | Не растворяется (при кипячении волокно краснеет) | | Не растворяется | | | | |
| Не растворяется | Не растворяется | Не растворяется | | Растворяется | | | Не растворяется | |
| Не растворяется (растворяется в дымящей HN03) | Растворяется | Не растворяется | | Не растворяется | | | Растворяется | |
| Растворяется, образуя бесцветный раствор | | | Не растворяется | | Не растворяется | | | Растворяется | |