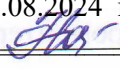


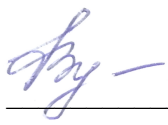
Министерство образования и науки Республики Башкортостан
ГБПОУ Октябрьский многопрофильный профессиональный колледж

Утверждено
на заседании МС
Протокол № 1
от 30.08.2024 г.

Рассмотрено и рекомендовано к утверждению
на заседании ПЦК преподавателей
общеобразовательных дисциплин,
воспитателей
протокол № 1 от 30.08.2024 г.
Председатель ПЦК  Н.Г.Фаттахова

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ
ПО ПРОВЕДЕНИЮ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ
ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ ОДП. 12 ХИМИЯ

ОСНОВНОЙ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ
ПРОГРАММЫ ПОДГОТОВКИ КВАЛИФИЦИРОВАННЫХ РАБОЧИХ, СЛУЖАЩИХ
ПО ПРОФЕССИИ СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
19.01.18 АППАРАТЧИК-ОПЕРАТОР ПРОИЗВОДСТВА ПРОДУКТОВ ПИТАНИЯ ИЗ
РАСТИТЕЛЬНОГО СЫРЬЯ

Разработала преподаватель:  Ф.З. Буриева

2024 г.

Содержание

1. Пояснительная записка
2. Требования к результатам работы, в том числе к оформлению
- Практическая работа № 1** Решение задач на нахождение молекулярной формулы вещества
- Практическая работа № 2** Характеристика химических элементов в соответствии с их электронным строением и положением в периодической системе химических элементов
- Практическая работа № 2** Решение задач на расчет массовой доли химического элемента в молекуле (смеси).
- Практическая работа № 3** Расчет массы (объем, количество вещества) продукта реакции
- Практические занятия № 4** Составление уравнений химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ
- Практические занятия № 5** Решение практико-ориентированных заданий о роли неорганической химии в решении проблем экологической, энергетической и пищевой безопасности
- Практическая работа № 6** Составление полных и сокращенных структурных формул органических веществ отдельных классов, используя их названия по систематической номенклатуре.
- Практическая работа № 7** Расчеты простейшей формулы органической молекулы исходя из элементарного состава
- Практическая работа № 8** Составление схем реакций, характеризующих химические свойства органических соединений отдельных классов
- Практическая работа № 9** Решение заданий на применение принципа Ле-Шателье для нахождения направления смещения равновесия химической реакции
- Практические занятия № 10** Решение задач на приготовление растворов.
- Практическая работа № 11** Качественные химические реакции, характерные для обнаружения неорганических веществ (катионов и анионов).
- Практическая работа № 12** Составление качественных реакций обнаружения органических соединений отдельных классов.
- Лабораторная работа № 1** Определение химической активности веществ в зависимости от вида химической связи и типа кристаллической решетки.
- Лабораторная работа № 2** Реакции ионного обмена
- Лабораторная работа № 3** Идентификация неорганических веществ с использованием их физико-химических свойств, характерных качественных реакций
- Лабораторные занятия № 4** Исследование свойств металлов
- Лабораторные занятия № 5** Исследование свойств неметаллов
- Лабораторная работа № 6** Реакции, характеризующих химические свойства органических соединений отдельных классов
- Лабораторная работа № 7** Получение этилена и изучение его свойств
- Лабораторная работа № 8** Определение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, природы, температуры
- Лабораторная работа № 9** Изучение влияния различных факторов на смещение химического равновесия
- Лабораторная работа № 10** Способы приготовления растворов
- Лабораторная работа № 11** Исследование дисперсных систем
- Лабораторная работа № 12** Аналитические реакции катионов I–VI групп
- Лабораторная работа № 13** Аналитические реакции анионов I–VI групп
- Лабораторная работа № 14** Качественный анализ органических соединений по функциональным группам
- Список использованных источников

1. Пояснительная записка

Цель методических указаний – обеспечить четкую организацию проведения практических занятий по ОДП.12 ХИМИЯ и правильно оформить отчет.

Выполнение обучающимися практической работы по ОДП. 12 ХИМИЯ проводится с целью:

- овладение умениями подбирать реагенты, условия и определять продукты реакций, позволяющих реализовать лабораторные и промышленные способы получения важнейших неорганических и органических веществ;
- научиться обосновывать практическое использование неорганических и органических веществ и их реакций в промышленности и быту;
- выполнять химический эксперимент по распознаванию и получению неорганических и органических веществ, относящихся к различным классам соединений, в соответствии с правилами и приемами безопасной работы с химическими веществами и лабораторным оборудованием;
- проводить расчеты на основе химических формул и уравнений реакций: нахождение молекулярной формулы органического вещества по его плотности и массовым долям элементов, входящих в его состав, или по продуктам сгорания; расчеты массовой доли (массы) химического соединения в смеси; расчеты массы (объема, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси); расчеты массовой или объемной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного; расчеты теплового эффекта реакции; расчеты объемных отношений газов при химических реакциях; расчеты массы (объема, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определенной массовой долей растворенного вещества;
- использовать методы научного познания: анализ, синтез, моделирование химических процессов и явлений – при решении учебно-исследовательских задач по изучению свойств, способов получения и распознавания органических веществ;
- владеть правилами безопасного обращения с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии; развитие познавательных интересов и интеллектуальных способностей в процессе самостоятельного приобретения химических знаний с использованием различных источников информации, в том числе компьютерных.

Обучающемуся необходимо в ходе выполнения практической работы решить следующие задачи:

- формулировать цель исследования, выдвигать и проверять экспериментально гипотезы о химических свойствах веществ на основе их состава и строения, их способности вступать в химические реакции, о характере и продуктах различных химических реакций;
- самостоятельно планировать и проводить химические эксперименты с соблюдением правил безопасной работы с веществами и лабораторным оборудованием;
- интерпретировать данные о составе и строении веществ, полученные с помощью современных физико-химических методов.

2. Требования к результатам работы и оформлению.

Порядок проведения практических занятий включает:

- 1.1. Краткое сообщение преподавателя о целях практического занятия, порядке его проведения и оформления отчета.
- 1.2. Выдачу задания.
- 1.3. Выполнения задания.
- 1.4. Индивидуальные консультации преподавателя в ходе проведения практического занятия.
- 1.5. Подведение итогов практического занятия.

В результате выполнения практических работ обучающийся должен:

иметь практический опыт:

- проведения химического эксперимента;

- индивидуальной работы или работы в составе группы по составлению итоговых отчетов о результатах химического эксперимента, отмечать все его особенности (изменение цвета, тепловые эффекты, выпадение осадка, образование газообразных веществ);

уметь:

- пользоваться справочной литературой;
- проводить химические расчеты;
- составлять химические уравнения реакций;
- решать химические задачи;

Отчет по практическому занятию должен содержать:

- дата выполнения;
- название практической работы;
- цель работы;
- краткие теоретические сведения, касающиеся данной работы;
- зарисовка схемы установки (выполняется карандашом);
- результаты опытов должны быть внесены в таблицу;
- выводы.

Рекомендации по составлению письменного отчета о выполненной практической работе

Для оформления отчета о работе удобно использовать табличную форму:

Ход опыта	Наблюдение	Уравнение реакции	Вывод

В графе «Ход опыта» записывается кратко, вместо словесного описания последовательности действий используется рисунок. Обязательно указываются условия осуществления химических реакций.

В графе «Наблюдения» рисунок или схема поясняются следующими обозначениями:

- образование осадка: указывается цвет осадка и его характер (мучнистый, творожистый, студенистый);
- выделение газообразного вещества: указывается цвет газа, запах, плотность.

В графе «Уравнения реакций» обучающиеся могут выражать только сущность реакций ионного обмена, т.е. записывать только сокращенные ионные уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных реакций записываются молекулярное уравнение реакции, выражается ее сущность методом электронного баланса или электронно-ионным методом. Указываются названия процессов и функции веществ.

Особого внимания требует заполнение графы «Вывод». Вывод должен соответствовать условию задачи, быть полным и обоснованным.

Практическая работа № 1

Тема: Решение задач на нахождение молекулярной формулы углеводов

Учебная цель: научиться решать задачи на нахождение молекулярной формулы углеводорода

Теоретические основы к практической работе

1.1. Составление алгоритма на нахождение молекулярной формулы вещества по его относительной плотности и массовой доле элементов в соединении.

АЛГОРИТМ № 1

1. Вычисляем молярную массу вещества.

$$M(v) = D(x) \cdot M(x) \quad (1)$$

2. Вычисляем количество атомов элемента:

$$n(\text{Э}) = \frac{M(\text{с}) * w(\text{Э})}{Ar(\text{Э}) * 100\%} \quad (2)$$

3. Вычисляем молярную массу полученного вещества.

4. Если молярная масса полученного вещества равна молярной массе вещества (1), тогда задача решена правильно; если молярная масса полученного вещества отличается от молярной массы вещества (1), вычисляем разность и определяем количество атомов кислорода, если вещество кислородосодержащее, или азота, если вещество азотосодержащее.

Пример:

Выведите формулу вещества, содержащего 82,75% углерода и 17,25 % водорода. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху равна 2.

Дано:

$$w(\text{C}) = 82,75\%$$

$$w(\text{H}) = 17,25\%$$

$$D(\text{возд}) = 2$$

Найти:

C_xH_y

$M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$ (постоянная величина, нужно запомнить!)

Решение:

1. Применяем формулу (1)

$$M(\text{в-ва}) = 29 \text{ г/моль} * 2 = 58 \text{ г/моль} \quad (1)$$

2. Находим количество атомов С по формуле (2)

$$\frac{58 \text{ г/моль} * 82,75\%}{12 \text{ г/моль} * 100\%} = 4$$

$$n(\text{C}) = \frac{58 \text{ г/моль} * 82,75\%}{12 \text{ г/моль} * 100\%} = 4$$

3. Находим количество атомов Н по формуле (2)

$$\frac{58 \text{ г/моль} * 17,25\%}{1 \text{ г/моль} * 100\%} = 10$$

$$n(\text{H}) = \frac{58 \text{ г/моль} * 17,25\%}{1 \text{ г/моль} * 100\%} = 10$$

4. Вычисляем молярную массу C_4H_{10}

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 12 * 4 + 1 * 10 = 58 \text{ г/моль}$$

5. Вычисленная молярная масса совпадает с (1), задача решена.

Ответ: C_4H_{10}

1.2. Составление алгоритма для решения задач на нахождение формулы вещества по продуктам сгорания вещества, если дана относительная плотность.

АЛГОРИТМ №2.

1. Вычисляем молярную массу вещества.

$$M(\text{в}) = D(\text{x}) * M(\text{x}) \quad (1)$$

2. Вычисляем количество атомов С:

а) если CO_2 дано по массе:

$$\frac{M(\text{с}) * m(\text{CO}_2)}{m(\text{с}) * M(\text{CO}_2)}$$

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{с}) * M(\text{CO}_2)}{M(\text{с}) * m(\text{CO}_2)} \quad (2)$$

б) если CO_2 дано в объеме:

$$\frac{M(\text{с}) * V(\text{CO}_2)}{m(\text{с}) * V_m}$$

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{с}) * V_m}{M(\text{с}) * V(\text{CO}_2)} \quad (3)$$

3. Вычисляем количество атомов Н:

Так как в молекуле H_2O 2 моля Н, тогда формулу умножаем на 2 (это применимо и к N)

$$n(H) = 2 \frac{M(C) * m(H_2O)}{m(C) * M(H_2O)} \quad (4)$$

4. Вычисляем молярную массу полученного вещества.

5. Если молярная масса полученного вещества равна молярной массе вещества (1), тогда задача решена правильно; если молярная масса полученного вещества отличается от молярной массы вещества (1), вычисляем разность и определяем количество атомов кислорода, если вещество кислородосодержащее, или азота, если вещество азотосодержащее.

Пример:

При сгорании органического вещества массой 2,37 г образовалось 3,36 г оксида углерода(IV) (н.у.), 1,35 г воды и азот. Относительная плотность этого вещества по воздуху равна 2,724. Выведите молекулярную формулу вещества.

Дано:

$m(\text{в-ва}) = 2,37 \text{ г}$
 $V(\text{CO}_2) = 3,36 \text{ л}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 1,35 \text{ г}$
 $D(\text{возд.}) = 2,724$.

Найти:

$\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z$
 $M(\text{возд.}) = 29 \text{ г/моль}$
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$
 $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$

Решение:

1. Применяем формулу (1)

$M(\text{в-ва}) = 29 \text{ г/моль} * 2,724 = 79 \text{ г/моль}$.

Находим количество атомов С по формуле (3)

2. Находим количество атомов Н по формуле (4)

$$n(H) = 2 \frac{79 \text{ г/моль} * 1,35 \text{ г}}{2,35 \text{ г} * 18 \text{ г/моль}} = 5$$

$$n(C) = \frac{79 \text{ г/моль} * 3,36 \text{ л}}{2,37 \text{ г} * 22,4 \text{ л/моль}} = 5$$

3. Вычисляем молярную массу C_5H_5 .

$M(\text{C}_5\text{H}_5) = 12 * 5 + 1 * 5 = 65 \text{ г/моль}$

4. Вычисляем количество атомов азота (5)

$79 - 65 = 14$. т.к. атомная масса азота – 14, значит в данной формулу один атом N.

Ход работы:

1. Внимательно прочитайте краткую теоретическую часть. Сделайте в тетрадь запись основных понятий и формул.
2. Самостоятельно решите ниже перечисленные задания.
3. Сделайте вывод, опираясь на цель занятия.

Задачи:

1. Найдите молекулярную формулу углеводорода, содержание углерода в котором 80%, а водорода-20%, относительная плотность по водороду равна 15.
2. Найдите молекулярную формулу углеводорода, содержание углерода в котором составляет 75%, а относительная плотность по кислороду равна 0,5.
3. Выведите формулу вещества, содержащего 81,8% углерода и 18,2% водорода, если относительная плотность по водороду равна 22.

4. Определите молекулярную формулу углеводорода, если массовая доля углерода равна 85,75, а водорода –14,3%. Относительная плотность этого вещества по азоту примерно равна 2.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА НА ОСНОВЕ ПОЛОЖЕНИЯ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Цель: закрепить теоритические знания о строении атома; повторить закономерности поведения электронов в атоме, характеризующих состояние электрона в атоме, закономерности распределения электронов по орбиталям и их взаимосвязь со структурной периодической системой химических элементов Д.И. Менделеева.

1.Строение электронной оболочки

Электроны расположены на **энергетических уровнях**.

Число энергетических уровней (**n**) равно **номеру периода**.

На одном энергетическом уровне может находиться максимальное число электронов, равное $N_e = 2n^2$:

$$n=1 \quad N_e=2$$

$$n=2 \quad N_e=8$$

$$n=3 \quad N_e=18$$

$$n=4 \quad N_e=32$$

На энергетическом уровне электроны распределяются по **энергетическим подуровням**:

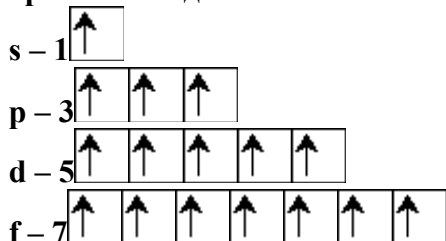
$$n=1 \quad 1 \text{ подуровень-s}$$

$$n=2 \quad 2 \text{ подуровень-s, p}$$

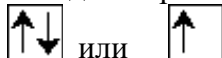
$$n=3 \quad 3 \text{ подуровень-s, p, d}$$

$$n=4 \quad 4 \text{ подуровень-s, p, d, f}$$

На одном энергетическом подуровне может находиться определенное количество **орбиталей** одного типа:



На одной орбитали может находиться не более 2-х электронов:



2.Принципы заполнения атомных орбиталей электронами

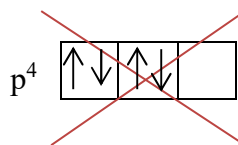
Принцип наименьшей энергии: электроны в невозбужденном атоме распределяются по энергетическим уровням и подуровням так, чтобы их суммарная энергия была минимальной.

Порядок заполнения атомных орбиталей: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d

Принцип Паули: на одной орбитали может находиться не более двух электронов, причем их спины должны быть противоположными



Правило Хунда: электроны в пределах одного подуровня занимают максимальное число свободных орбиталей



ЗАДАНИЕ: Составить характеристику химических элементов в соответствии с вариантом по данному плану:

1. Название элемента и его обозначение.

2. Положение элемента в Периодической системе.

- номер группы
- подгруппа
- номер периода
- порядковый номер

3. Состав атома

- атомная масса
- заряд ядра
- количество протонов
- количество нейтронов
- количество электронов

4. Строение электронной оболочки

- распределение электронов по энергетическим уровням
- электронная формула
- графическая электронная формула
- строение внешнего энергетического уровня, валентные возможности атома

5. Свойства простого вещества и его соединений

- металл или неметалл
- формула и характер высшего оксида
- формула и характер гидроксида
- формула летучего водородного соединения

6. Дополнительные сведения

- нахождение в природе, распространенность
- когда и кем открыт данный элемент.
- физические свойства простого вещества
- практическое применение простого вещества

№ вариан та	Порядковый номер химических элементов	№ вариант а	Порядковый номер химических элементов	№ вариант а	Порядковый номер химических элементов
1	9 22 35	6	6 12 22	11	8 15 35
2	11 24 44	7	10 37 21	12	4 30 53
3	19 25 45	8	38 32 42	13	18 28 38
4	5 20 43	9	33 13 48	14	7 47 27
5	1 38 47	10	34 50 21	15	16 29 51

Практическое занятие № 2.

Определение массовой доли химических элементов в сложных веществах

Учебная цель: уметь определять массовую долю веществ в сложных соединениях.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Обучающийся должен знать:

- основные понятия и законы химии.

Обучающийся должен уметь:

- различать простые и сложные вещества, знать формулы простых и сложных веществ, определять качественный и количественный состав веществ, массовую долю элемента в сложном веществе.

Задачи практического занятия:

1. Закрепить теоретические знания по основным понятиям химии.

2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Закрепить расчет массовой доли элемента в сложном веществе.
4. Закрепить нахождение простейшей формулы вещества, зная массовые доли элементов.
5. Ответить на вопросы для контроля.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

1. Относительная молекулярная масса равна сумме всех относительных атомных масс элементов с учетом индекса элемента. Относительная молекулярная масса соединения величина безразмерная. **Она показывает во сколько раз относительная молекулярная масса соединения больше 1/12 массы изотопа углерода-12.**

2. Для вычисления относительной молекулярной массы необходимо суммировать относительные атомные массы элементов образующих соединение.

$$M_r = n_1 \cdot A_{r1} + n_2 \cdot A_{r2} + n_3 \cdot A_{r3} \quad (1)$$

3. Зная относительные атомные массы элементов и число атомов, входящих в состав химического соединения, можно определить массовые соотношения этих элементов.

4. Массовая доля элемента в данном веществе (ω) – отношение относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле к относительной молекулярной массе вещества:

$$\omega(\text{элемента}) = \frac{n \cdot A_r(\text{элемента})}{M_r(\text{вещества})} \cdot 100\% \quad (2)$$

где ω – массовая доля элемента в веществе;

A_r – относительная атомная масса;

n – индекс в химической формуле;

M_r – относительная молекулярная масса вещества.

Массовые доли выражают в процентах или в долях:

$$\omega(\text{элемента}) = 20\% \text{ или } 0,2.$$

5. Молярная масса вещества (M) – масса, которую имеет 1 моль данного вещества.

Эта величина, равная отношению массы m вещества к количеству вещества ν , имеет размерность **кг/моль** или **г/моль**. Молярная масса, выраженная в г/моль, численно равна относительной молекулярной массе M_r (для веществ атомного строения – относительной атомной массе A_r).

Молярную массу вещества можно вычислить, если известны его масса m и количество (число молей) ν , по формуле:

$$M = \frac{m}{\nu} \quad (3)$$

Соответственно, зная массу и молярную массу вещества, можно рассчитать число его молей:

$$\nu = \frac{m}{M} \quad (4)$$

или найти массу вещества по числу молей и молярной массе:

$$m = \nu \cdot M \quad (5)$$

Необходимо отметить, что значение молярной массы вещества определяется его качественным и количественным составом, т.е. зависит от M_r и A_r . Поэтому разные вещества при одинаковом количестве молей имеют различные массы m .

6. Задачи на вывод формулы вещества по данным химического анализа относятся к группе задач, которые решаются по формулам.

Для решения задач данного типа необходимо знать массовые доли элементов, которые входят в состав соединения.

Также необходимо знать, что общее содержание веществ в соединении равно 100%. Поэтому иногда в условии задачи указывается содержание не всех элементов, с учетом

того, что неизвестное содержание второго или третьего элемента всегда можно определить.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Сформулируйте закон постоянства состава и закон сохранения массы вещества.
2. Кем и когда был сформулирован закон сохранения массы вещества?
3. Кем и когда был сформулирован закон постоянства состава?

Задания для практического занятия:

1. Решить предложенные задачи.
2. Правильно оформить их в тетрадь для практических и контрольных работ.
3. Ответить на вопросы для контроля.
4. Отчитаться о выполненной работе преподавателю.

Задание 1

Определить массовую долю в процентах азота в соединениях (с точностью до сотых):	
Вариант 1	Вариант 2
HNO_3 , N_2O	N_2O_5 , NH_4OH

Образец решения задания № 1

Вычислите массовую долю кислорода в ортофосфорной кислоте, имеющей простейшую химическую формулу H_3PO_4 , с точностью до сотых.

Алгоритм решения

Дано: Ортофосфорная кислота H_3PO_4

Найти: $\omega(\text{O})$ – ?

Решение

1. Из Периодической таблицы Д.И. Менделеева выписываем значения относительных масс атомов элементов, входящих в состав ортофосфорной кислоты:

$$\text{Ar}(\text{H}) = 1 \text{ а.е.м.}, \text{Ar}(\text{P}) = 31 \text{ а.е.м.}, \text{Ar}(\text{O}) = 16 \text{ а.е.м.}$$

2. Записываем формулу расчета в общем виде $\text{Mr}(\text{H}_3\text{PO}_4)$:

$$\text{Mr}(\text{H}_3\text{PO}_4) = n_1 \cdot \text{Ar}(\text{H}) + n_2 \cdot \text{Ar}(\text{P}) + n_3 \cdot \text{Ar}(\text{O})$$

3. Подставляем значения относительных атомных масс элементов с учетом молей атомов в формулу расчета и вычисляем:

$$\text{Mr}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot \text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{P}) + 4 \cdot \text{Ar}(\text{O}) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ а.е.м.}$$

4. Вычисляем массовую долю элементов по формуле (2):

$$\omega(\text{O}) = n(\text{O}) \cdot \text{Ar}(\text{O}) \cdot 100\% / \text{Mr}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 4 \cdot 16 \cdot 100\% / 98 = 65,31\%.$$

Ответ: $\omega(\text{O}) = 65,31\%$.

Задание 2

Вариант 1	Вариант 2
Выведите простейшую формулу вещества, содержащего Na (массовая доля 43,2%), C (11,3%), O (45,5%).	Найдите простейшую формулу гипосульфита натрия, если состав этого соединения следующий: Na (массовая доля 29,1%), S (40,5%), O (30,4%).

Образец решения задания № 2

Установите формулу вещества, которое состоит из углерода ($\omega = 25\%$) и алюминия ($\omega = 75\%$).

Алгоритм решения

Дано: $\omega(\text{C}) = 25\%$ (0,25)

$\omega(\text{Al}) = 75\%$ (0,75).

Найти: Al_xC_y .

Решение

1. Из Периодической таблицы Д.И. Менделеева выписываем значения относительных масс атомов элементов Al, C:

$$\text{Ar}(\text{Al}) = 27, \quad \text{Ar}(\text{C}) = 12$$

Значит, молярные массы веществ равны соответственно:

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}, \quad M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль}$$

2. Из условия задачи нам известно, что $\omega(\text{C}) = 25\%$ (0,25) и $\omega(\text{Al}) = 75\%$ (0,75), значит в 100 г вещества содержится:

$$m(\text{Al}) = 75 \text{ г} \quad \text{и} \quad m(\text{C}) = 25 \text{ г}$$

3. Определим, сколько количества вещества содержится в 75 г алюминия: $\nu(\text{Al})$ для этого воспользуемся формулой нахождения количества вещества:

$$\nu(\text{Al}) = m(\text{Al}) / M(\text{Al})$$

подставляем значения в формулу и рассчитываем:

$$\nu(\text{Al}) = 75 \text{ г} / 27 \text{ г/моль} = 2,78 \text{ моль}$$

4. Определим, сколько количества вещества содержится в 25 г углерода для этого воспользуемся формулой нахождения количества вещества:

$$\nu(\text{C}) = m(\text{C}) / M(\text{C})$$

подставляем значения в формулу и рассчитываем:

$$\nu(\text{C}) = 25 \text{ г} / 12 \text{ г/моль} = 2,08 \text{ моль } \nu(\text{C})$$

$$\nu(\text{Al}) : \nu(\text{C}) = 2,78 : 2,08$$

Получившийся результат выражается десятичными числами, поэтому необходимо привести результат к целым.

а) принимаем меньшее число условно за 1 и производим операцию деления большего числа на меньшее и получаем:

$$2,78 : 2,08 = 1,34 : 1$$

б) в результате деления снова получили десятичное число, следовательно, нужно искать получившийся результат последовательным делением **меньшего числа** на натуральные числа: 2, 3, 4, 5 и т.д., до тех пор, пока полученная при делении величина не будет укладываться в большем числе целое количество раз.

$$2,08 : 2 = 1,04 \quad 2,78 : 1,04 = 2,67 : 1$$

$$2,08 : 3 = 0,69 \quad 2,78 : 0,69 = 4 : 3$$

Следовательно, индексы x и y в формуле вещества Al_xC_y равны 4 и 3, соответственно.

Ответ: Al_4C_3 (карбид алюминия).

Вопросы для контроля

1. Как практически используются законы постоянства состава и сохранения массы вещества?
2. Что выражает химическая формула?
3. Что выражает простейшая химическая формула?
4. Что выражает молекулярная (истинная) химическая формула?
5. Что выражает химическое уравнение?

Форма контроля выполнения практического задания:

Выполненная работа представляется преподавателю в тетради для выполнения практических и контрольных работ по дисциплине «Химия».

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №3

Тема: Расчет массы (объем, количество вещества) продукта реакции

1.Цель работы: научиться делать расчёты по химическим формулам и уравнениям.

2.Оборудование: учебники, таблицы

3.Варианты заданий для практической работы:

1. При взаимодействии металлического натрия с водой выделилось 280 мл водорода. Сколько граммов натрия вступило в реакцию?
- 2.Какой объём этилена получится при дегидратации этилового спирта, масса которого 32,2 г.?
- 3.Найти массу аммиака, объём которого равен 33,6 м³.
- 4.Сколько молекул содержится в 11 г. углекислого газа?
- 5.Найти массу $15 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода.

6. Какое количество гидроксида калия потребуется для нейтрализации 0,3 моля сероводорода?

4. Пояснение к работе:

Формулы по химии

1. Масса

$$m = M \cdot n$$

2. Объём

$$V = V_m \cdot n, \text{ где } V_m (\text{молярный объём}) = 22,4 \text{ л}$$

3. Число молекул

$$N = N_A \cdot n, \text{ где } N_A (\text{Авогадро}) = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}$$

4. Количество вещества (моль)

$$n = m/M; n = V / V_m; n = N / N_A$$

5. Молярная масса

$$M = m/n \text{ (г/моль);}$$

5. Пример

По уравнению реакции $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$

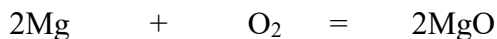
рассчитайте объём кислорода (н.у.), необходимого для полного сгорания 1,2 г магния.

Дано:

$$m = 1,2 \text{ г}$$

$$V = x$$

$$m(\text{Mg}) = 1,2 \text{ г}$$



Найти:

$$n = 2 \text{ моль} \quad n = 1 \text{ моль}$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

$$M = 24 \text{ г/моль};$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$m = 48 \text{ г} \quad V = 22,4 \text{ л}$$

$$1,2/48 = x/22,4$$

$$x = 1,2 \times 22,4 / 48 = 0,56 \text{ л}$$

Ответ: 0,56 л

6. Содержание отчёта

Отчёт должен содержать:

1. Название работы.

2. Цель работы.

3. Задание.

4. Формулы расчёта.

5. Необходимые расчёты.

6. Вывод по работе.

ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ № 4

Тема: Составление уравнений химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ

Учебная цель: сформировать представление о реакциях ионного обмена неорганических и органических соединений

Учебные задачи:

Уметь составлять полные и сокращённые ионные уравнения неорганических и органических соединений

Уметь составлять реакции ионного обмена по предложенным схемам

Образовательные результаты:

Студент должен

уметь:

- анализировать, сравнивать, обобщать, делать выводы;
- применять теоретические знания на практике.

знать:

- характерные свойства неорганических и органических соединений

- об условиях протекания реакций ионного обмена.

Задачи практического занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практической работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить задания, характеризующие свойства неорганических и органических соединений
4. Оформить отчет.

Краткий теоретический материал по теме практического занятия:

Реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они протекают практически необратимо в тех случаях, когда в результате их взаимодействия образуются малорастворимые, газообразные вещества или слабодиссоциирующие соединения.

Реакции ионного обмена записывают в молекулярной форме, полной ионно-молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной формах.

В полной ионно-молекулярной форме в виде ионов записывают только сильные электролиты, все остальные – в виде молекул. В сокращенной ионно-молекулярной форме оставляют только те ионы и молекулы, которые принимают участие в реакции.

При составлении ионных уравнений реакций **НЕЛЬЗЯ** записывать в виде ионов:

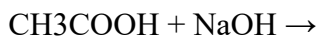
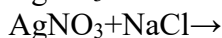
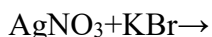
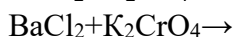
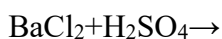
1. Малорастворимые и нерастворимые соединения (см. таблицу растворимости).
2. Слабые электролиты (слабые кислоты, слабые основания, вода)
3. Газообразные продукты (H_2 , O_2 , Cl_2 , PH_3 , SiH_4 , N_2)
4. Простые вещества (S , Zn , Al , F , Br_2 , I_2)
Оксиды (CO , CO_2 , H_2O , SO_2 , SO_3 , P_2O_5)

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию:

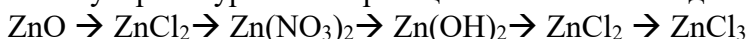
1. Какие реакции называются реакциями ионного обмена?
2. В каком виде записываются реакции ионного обмена?
3. Какие вещества нельзя записывать в виде ионов?

Задания для практической работы:

Задание №1. Составьте уравнения ионного обмена в молекулярной, полной ионно-молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме между следующими веществами:



Задание №2. Осуществите превращения по схеме. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Назовите исходные и полученные вещества.



Задание №3. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения практически осуществимых химических реакций:

- а) карбонат магния + хлороводородная кислота
- б) нитрат ртути (II) + иодид лития
- в) сульфит аммония + сульфат никеля (II)
- г) нитрат цинка + хлорид алюминия

Алгоритм выполнения заданий

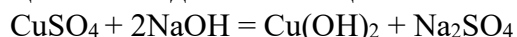
1. Чтобы составить ионно-молекулярное уравнение, нужно:

- составить молекулярное уравнение реакции;
- записать это уравнение с учетом электролитической диссоциации, т.е. сильные электролиты записать в виде ионов, все остальные вещества – в виде молекул. Получится полное ионно-молекулярное уравнение;
- исключить из обеих частей полного ионно-молекулярного уравнения одинаковые ионы;
- записать сокращенное ионно-молекулярное уравнение в окончательном виде.

Пример. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения взаимодействия в растворе между CuSO_4 и NaOH .

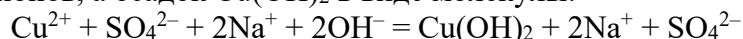
Решение.

Составляем уравнение реакции взаимодействия веществ в молекулярной форме:

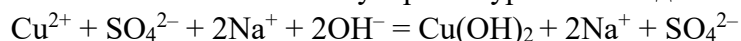


По таблице растворимости солей в воде устанавливаем, что к сильным электролитам относятся растворимые в воде соли CuSO_4 и Na_2SO_4 , Cu(OH)_2 – малорастворимое соединение, NaOH – сильный электролит.

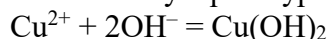
Составим полное ионно-молекулярное уравнение, записав растворимые соли и сильное основание в виде ионов, а осадок Cu(OH)_2 в виде молекулы:



Исключаем из обеих частей полного ионно-молекулярного уравнения одинаковые ионы

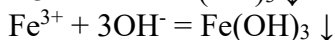
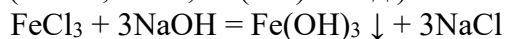


Записываем сокращенное ионно-молекулярное уравнение:



2. Осуществить превращение по схеме: $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$

В данном случае исходное вещество растворимо в воде (сильный электролит), а продукт реакции – нерастворимое вещество. При этом условии уже учтено выполнения одного из условий протекания реакции обмена до конца. Единственная задача – подобрать правильно второе исходное вещество. Оно должно содержать гидроксид-ион OH^- , второе условие – вещество должно быть растворимым. Следовательно, к FeCl_3 необходимо прибавить раствор щелочи (NaOH , KOH , Ba(OH)_2 и т.д.)



Инструкция по выполнению практической работы

1. Прочитайте краткий теоретический материал по теме практической работы.
2. Устно ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.
3. Внимательно прочитайте условие каждого задания.
4. Выполните задания на черновике.
5. Проверьте правильность выполнения задания.
6. Убедившись, что задания выполнены правильно на черновике (в рабочей тетради), аккуратно спишите их в чистовик.

Указания по выполнению заданий:

1. При выполнении задания №1 необходимо составить уравнения реакций ионного обмена между веществами в молекулярной, полной ионно-молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.
2. При выполнении задания №2 осуществить превращения по схеме, написав молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций; назвать исходные и полученные вещества.
3. При выполнении задания №3 составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения практически осуществимых химических реакций.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 6

Тема: Составление полных и сокращенных структурных формул органических веществ отдельных классов, используя их названия по систематической номенклатуре.

Цель: Закрепить знания по теме «Углеводороды», овладеть навыками составления структурных формул органических соединений, использовать правила систематической номенклатуры при их названии. Овладеть навыками решения простейших химических задач.

Оборудование: шаростержневые модели органических соединений.

СОДЕРЖАНИЕ ОТЧЕТА:

1. Выполнение и оформление практической работы.
2. Защита практической работы.

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ:

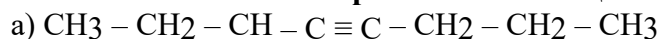
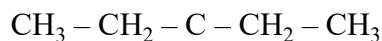
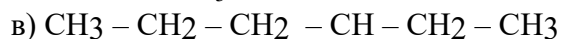
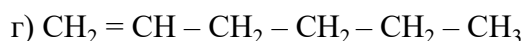
1. Выполните практическую работу согласно инструкции и своему варианту, решите задачи.
2. Ответьте на предлагаемые вопросы.

Выполнение работы:

Вариант 1

«Номенклатура органических соединений. Решение задач»

1 вариант
1. Напишите формулы веществ Пропан нонан метан гексан бутан
2. Длина связи алканов
1) 0,154 нм; 2) 0,134 нм; 3) 0,120 нм
3. Виды гибридизации алкенов
1) sp 2) sp^2 3) sp^3
4 Энергия связи алкинов
814 кДж/м; 2) 612 кДж/м; 3) 347 кДж/м
5. Название углеводорода, формула которого C_5H_{12}
1) этан; 2) пентан; 3) бутан; 4) пропан
6. Изомером октана является:
1) 2,3-диметилгептан; 2) 2,3-диметилбутан; 3) 2,3-диметилпентан; 4) 2,3-диметилгексан.
7. Гомологом 2,3-диметилоктана является:
1) 2,5-диметилгептан; 2) 3,3-диметилбутан; 3) 2,3-диметилпентан; 4) 2,4-диметилгексан.
8. Напишите формулу органических веществ а.) 2-метилбутана, б) 2-хлорэтана, в) 2,2,3-триметилпентана, г) тетраметилметан д) 2-метилгексен-3

9. Напишите название органических веществ☐☐☐☐**«Номенклатура органических соединений. Решение задач»**

2 вариант

1 Напишите формулы органических веществ

Этан пентан декан гептан октан

2. Длина связи алкинов

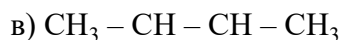
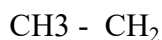
1) 0,154 нм; 2) 0,134 нм; 3) 0,120 нм

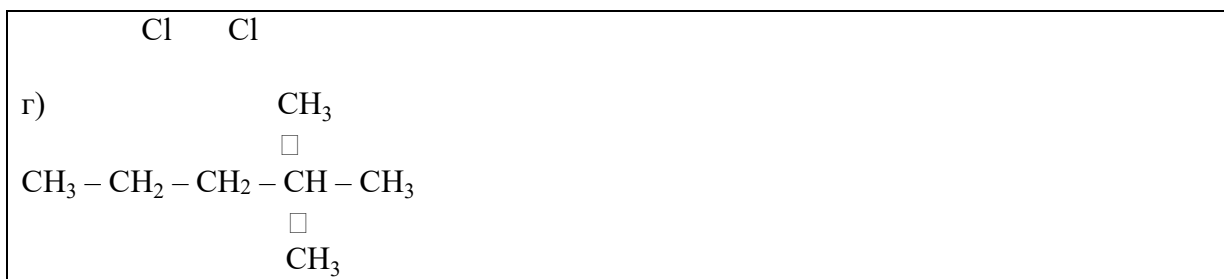
3. Виды гибридизации алканов1) sp 2) sp^2 3) sp^3 **4. Энергия связи алкенов**

1) 814 кДж/м; 2) 612 кДж/м; 3) 347 кДж/м

5. Название углеводорода, формула которого C_3H_8

1) этан; 2) пропан; 3) бутан; 4) пентан

6. Изомером гептана является:1) 2,3-диметилгептан; 2) 2,3-диметилбутан;
3) 2,3-диметилпентан; 4) 2,3-диметилгексан.**7. Гомологом 2,4-диметилоктана является:**1) 2,5-диметилгептан; 2) 3,3-диметилбутан;
3) 2,3-диметилпентан; 4) 2,4-диметилгексан.**8 Напишите формулы органических веществ**а) 2-метилпентана, б) 2-бромпропана, в) 2,3-диметилпентана,
г) 3,3 диэтил 4 пропилогептен1 д) 2 метил 2,4,4 триметилгептан**9. Напишите название веществ**☐☐☐☐



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 7

Тема: Расчеты простейшей формулы органической молекулы исходя из элементарного состава

Простейшая (эмпирическая) формула показывает, атомы каких элементов и в каком соотношении входят в состав вещества.

Молекулярная формула показывает, сколько атомов каждого элемента входят в состав молекулы.

Индексы в молекулярной формуле в целое число раз больше, чем соответствующие индексы в простейшей формуле.

Например: молекулярная формула этана – C₂H₆, а простейшая CH₃.

Для установления формул органических веществ по массовым долям используют ряд основных формул.

Если вещество имеет состав C_xH_yO_z (x,y,z - количество атомов элементов) и известна его относительная молекулярная масса (M_R, г/моль), то массовое содержание каждого элемента найдем по формуле:

$$\omega_C = \frac{x \cdot A_{RC}}{M_R} \cdot 100 \%$$

$$\omega_H = \frac{y \cdot A_{RH}}{M_R} \cdot 100 \%$$

$$\omega_O = \frac{z \cdot A_{RO}}{M_R} \cdot 100 \%$$

Относительная плотность показывает во сколько раз молярная масса одного вещества больше, чем другого:

$$D = \frac{M_1}{M_2}$$

где M₁, M₂ – молярная масса 1 и 2-го вещества, г/моль.

Например: можно рассчитать молекулярную массу вещества, если известно, что его относительная плотность по водороду равна 31:

$$D_{H_2} = \frac{M_{\text{вещества}}}{M_{H_2}} \Rightarrow M_{\text{вещества}} = D_{H_2} \cdot M_{H_2} = 31 \cdot 2 = 62 \text{ г/моль}$$

Плотность газа с известной молярной массой (M_{ГАЗА}, г/моль) можно рассчитать по формуле:

$$\rho_{\text{ГАЗА}} = \frac{M_{\text{ГАЗА}}}{V_m}$$

где V_m – молярный объем равный 22,4 л/моль.

Примеры решения задач

Задача 1

Определить процентное содержание углерода и водорода в н-гептане. Рассчитать относительную плотность по водороду и воздуху. Определить какая масса, и какой объем

CO₂ и H₂O образуется при полном сжигании 10 г гептана, какой объем кислорода для этого потребуется.

Решение:

Нормальный гептан имеет следующую молекулярную формулу C₇H₁₆.

Рассчитаем молярную массу гептана:

$$M(C_7H_{16}) = x \cdot Ar(C) + y \cdot Ar(H) = 7 \cdot 12 + 16 \cdot 1 = 100 \text{ г/моль}$$

Найдем массовое содержание в % каждого элемента:

$$\omega_C = \frac{x \cdot A_{RC}}{M_R} \cdot 100 \% = \frac{7 \cdot 12}{100} \cdot 100 = 84 \%$$

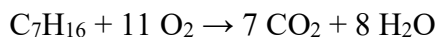
$$\omega_H = \frac{y \cdot A_{RH}}{M_R} \cdot 100 \% = \frac{16 \cdot 1}{100} \cdot 100 = 16 \%$$

Рассчитаем его относительную плотность:

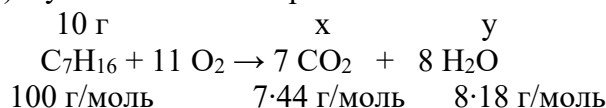
$$D_H = \frac{M(C_7H_{16})}{M(H_2)} = \frac{100}{2} = 50$$

$$D_{\text{возд}} = \frac{M(C_7H_{16})}{M(\text{воздуха})} = \frac{100}{29} = 3,45$$

Запишем реакцию полного сжигания гептана:



Решить данную задачу можно по пропорции. Для этого используем все известные данные: над веществом пишем его известную массу, под веществом молярную массу или молярный объем (для газа) с учетом стехиометрии:

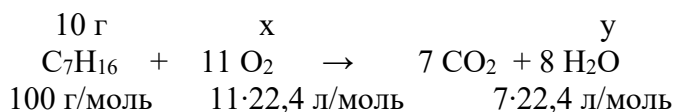


Согласно полученному уравнению рассчитаем массу продуктов:

$$x(CO_2) = \frac{10 \text{ г} \cdot 7 \cdot 44 \text{ г/моль}}{100 \text{ г/моль}} = 30,8 \text{ г}$$

$$y(H_2O) = \frac{10 \text{ г} \cdot 8 \cdot 18 \text{ г/моль}}{100 \text{ г/моль}} = 14,4 \text{ г}$$

Для расчета объема получившегося углекислого газа и требуемого кислорода изменим имеющиеся данные:



Согласно полученному уравнению рассчитаем объем веществ:

$$x(O_2) = \frac{10 \text{ г} \cdot 11 \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{100 \text{ г/моль}} = 24,64 \text{ л}$$

$$y(CO_2) = \frac{10 \text{ г} \cdot 7 \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{100 \text{ г/моль}} = 15,68 \text{ л}$$

Ответ: $\omega_C=84 \%$; $\omega_H=16 \%$; $D_H=50$; $D_{\text{возд}}=3,45$; $m(CO_2)=30,8 \text{ г}$; $m(H_2O)=14,4 \text{ г}$; $V(CO_2)=15,68 \text{ л}$; $V(O_2)=24,64 \text{ л}$.

Задача 2

Вычислите эмпирическую формулу соединения, имеющего следующий процентный состав: С – 30,70 %; Н – 3,82 %; Cl – 45,23 %; О – 20,25 %.

Решение:

Для расчета эмпирической формулы необходимо составить соотношение следующего вида:

$$\frac{\omega_X}{M_X} : \frac{\omega_Y}{M_Y} : \frac{\omega_Z}{M_Z} : \frac{\omega_\Omega}{M_\Omega}$$

где X, Y, Z, Ω – определяемый элемент, содержащийся в органическом веществе; M – молярная масса определяемого элемента, г/моль; ω – процентное содержание определяемого элемента, %.

Для нашего определяемого соединения получим:

$$\frac{\omega_C}{M_C} : \frac{\omega_H}{M_H} : \frac{\omega_{Cl}}{M_{Cl}} : \frac{\omega_O}{M_O} = \frac{30,7}{12} : \frac{3,82}{1} : \frac{45,23}{35,5} : \frac{20,25}{16} = 2,55 : 3,82 : 1,27 : 1,27$$

Выбираем из получившегося соотношения минимальное значение (для нас оно составит 1,27) и модифицируем соотношение таким образом, чтобы минимальное значение стало равно 1 (в нашем случае делим на 1,27):

$$2,55 : 3,82 : 1,27 : 1,27 = \frac{2,55}{1,27} : \frac{3,82}{1,27} : \frac{1,27}{1,27} : \frac{1,27}{1,27} = 2 : 3 : 1 : 1$$

Таким образом, мы нашли количество атомов каждого элемента, содержащегося в анализируемом соединении. Оно будет иметь следующий вид:



Следует помнить, что простейшая формула показывает атомы каких элементов и в каком соотношении входят в состав вещества, поэтому она не может иметь дробных индексов. Например, если после расчетов вы получили соединение состава $CH_{2,34}$ необходимо постепенно умножать оба коэффициента на одно число для получения целых индексов: $CH_{2,34} = C_2H_{4,68} = C_3H_7$.

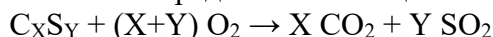
Ответ: C_2H_3ClO .

Задача 3

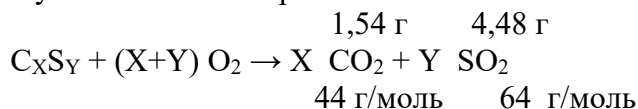
Выведите простейшую формулу вещества, при полном сжигании которого получено 1,54 г CO_2 и 4,48 г SO_2 .

Решение:

Запишем реакцию полного сжигания определяемого вещества:



Решить данную задачу можно по пропорции. Для этого используем все известные данные: над веществом пишем его известную массу, под веществом молярную массу или молярный объем (для газа) с учетом стехиометрии:



Составим пропорцию по продуктам:

$$\frac{1,54}{44} : \frac{4,48}{64} = 0,035 : 0,07$$

Наименьшее значение принимаем за 1, остальные рассчитываем относительно него:

$$\frac{0,035}{0,035} : \frac{0,07}{0,035} = 1 : 2$$

Следовательно, X=1 и Y=2. Простейшая формула соединения CS_2 .

Следует помнить, что исследуемое вещество может содержать кислород, тогда это должно учитываться при составлении его предположительной формулы.

Ответ: CS_2 .

Задача 4

При сжигании 5,00 мг вещества выделилось 16,92 мг CO_2 и 3,46 мг H_2O . Молекулярный вес исследуемого вещества равен 78. Определите молекулярную формулу вещества.

Решение:

Нам известны массы образовавшихся продуктов, на основании этого рассчитаем массы образовавшихся элементов – углерода и водорода. Для этого рассчитаем массовую долю

данных элементов в соответствующих веществах с учетом стехиометрии и умножим ее на массу вещества, содержащего данный элемент:

$$\omega(C) = \frac{x(C) \cdot M(C)}{M(CO_2)} = \frac{1 \cdot 12}{44} = 0,273 \quad m(C) = \omega(C) \cdot m(CO_2) = 0,273 \cdot 16,92 = 4,62 \text{ мг}$$

$$\omega(H) = \frac{x(H) \cdot M(H)}{M(H_2O)} = \frac{2 \cdot 1}{18} = 0,111 \quad m(H) = \omega(H) \cdot m(H_2O) = 0,111 \cdot 3,46 = 0,38 \text{ мг}$$

Рассчитаем массовую долю каждого элемента в исходном веществе:

$$\omega(C) = \frac{m(C)}{m(\text{вещества})} \cdot 100 = \frac{4,62}{5} \cdot 100 = 92,4 \%$$

$$\omega(H) = \frac{m(H)}{m(\text{вещества})} \cdot 100 = \frac{0,38}{5} \cdot 100 = 7,6 \%$$

Так как сумма массовых долей углерода и водорода в анализируемом веществе равно 100 %, следовательно, вещество не содержит других элементов (например, кислорода).

Зная массовую долю каждого элемента и молекулярную массу вещества можем рассчитать количество каждого элемента в нем:

$$\omega_C = \frac{x \cdot A_{RC}}{M_R} \cdot 100 \% \Rightarrow x = \frac{\omega_C \cdot M_R}{A_{RC} \cdot 100 \%} = \frac{92,4 \cdot 78}{12 \cdot 100} = 6$$

$$\omega_H = \frac{y \cdot A_{RH}}{M_R} \cdot 100 \% \Rightarrow y = \frac{\omega_H \cdot M_R}{A_{RH} \cdot 100 \%} = \frac{7,6 \cdot 78}{1 \cdot 100} = 6$$

Следовательно, X=6 и Y=6. Простейшая формула соединения C₆H₆.

Ответ: C₆H₆.

Задача 5

Выведите молекулярную формулу газообразного вещества, имеющего состав: C=82,8 %; H=17,2 %, если известно, что 1 л этого газа весит 2,59 г (при н.у.).

Решение:

Для расчета необходимо узнать молекулярную массу вещества, для этого используем пропорцию через моли вещества:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{m}{M} \Rightarrow M = \frac{m \cdot V_m}{V} = \frac{2,59 \cdot 22,4}{1} = 58 \text{ г/моль}$$

$$\omega_C = \frac{x \cdot A_{RC}}{M_R} \cdot 100 \% \Rightarrow x = \frac{\omega_C \cdot M_R}{A_{RC} \cdot 100 \%} = \frac{82,8 \cdot 58}{12 \cdot 100} = 4$$

$$\omega_H = \frac{y \cdot A_{RH}}{M_R} \cdot 100 \% \Rightarrow y = \frac{\omega_H \cdot M_R}{A_{RH} \cdot 100 \%} = \frac{17,2 \cdot 58}{1 \cdot 100} = 10$$

Следовательно, X=4 и Y=10. Простейшая формула соединения C₄H₁₀.

Ответ: C₄H₁₀.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №8

Тема: Составление схем реакций, характеризующих химические свойства органических соединений отдельных классов

1 вариант

1) Проведите реакции, характерные для глюкозы, используя в качестве реактива одно химическое соединение. Опишите условия проведения и признаки реакций, составьте их уравнения.

Сделайте вывод.

2) Используя один и тот же реактив, экспериментально распознайте выданные вам в пронумерованных пробирках без этикеток вещества: раствор формальдегида и глицерина. Опишите условия проведения и признаки реакций, составьте их уравнения.

Сделайте вывод.

2 вариант

1) Проведите реакции, характерные для белков. Опишите условия проведения и признаки реакций.

Сделайте вывод.

2) Экспериментально распознайте выданные вам в пронумерованных пробирках без этикеток вещества: крахмальный клейстер и глицерин.

Опишите условия проведения и признаки реакций.

Сделайте вывод.

3 вариант

1) Проведите реакции, характеризующие химические свойства уксусной кислоты. Опишите условия проведения и признаки реакций, составьте их уравнения.

Сделайте вывод.

2) Экспериментально распознайте выданные вам в пронумерованных пробирках без этикеток вещества: растительное и машинное масла. Опишите условия проведения и признаки реакций.

Сделайте вывод.

4 вариант 1) Предложите и экспериментально подтвердите способы распознавания степени спелости яблок. Предположите, как созревает яблоко: от центра к краю или наоборот.

Докажите своё предположение экспериментально.

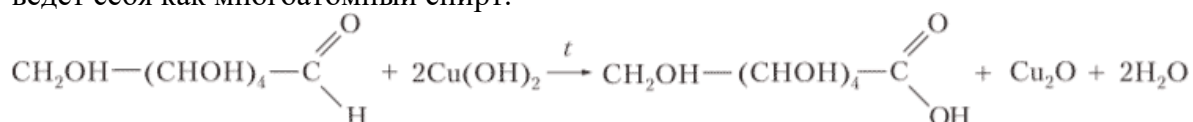
2) Экспериментально распознайте выданные вам в пронумерованных пробирках без этикеток вещества: растворы сахарозы и глюкозы. Опишите условия проведения и признаки реакций.

Сделайте вывод.

Ответ

1 вариант

1) При н. у. глюкоза вступает в реакцию со свежесоздавшимся гидроксидом меди (II), при этом образуется растворимое соединение ярко-синего цвета. В данной реакции глюкоза ведёт себя как многоатомный спирт.



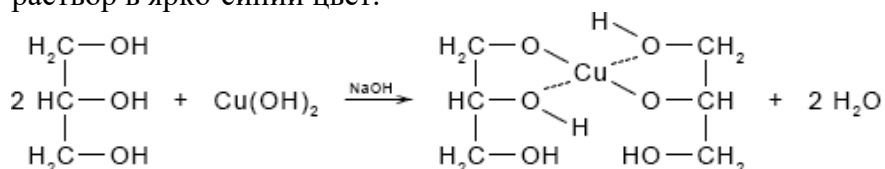
При нагревании глюкоза окисляется в глюконовую кислоту свежеприготовленным гидроксидом меди (II). В данной реакции глюкоза ведёт себя как альдегид.

Вывод: в зависимости от условий протекания реакции глюкоза проявляет свойства присущие многоатомным спиртам или альдегидам.

2) Формальдегид при нагревании в щелочной среде вступает во взаимодействие со свежесоздавшимся гидроксидом меди (II), при этом голубой цвет осадка изменяется на кирпично-красный в результате образования оксида меди (I).



Глицерин вступает во взаимодействие со свежесоздавшимся гидроксидом меди (II) в щелочной среде, при этом образуется растворимое соединение, которое окрашивает раствор в ярко-синий цвет.



Вывод: альдегиды при нагревании и многоатомные спирты при комнатной температуре вступают во взаимодействие со свежесосаждённым гидроксидом меди (II) в щелочной среде, при этом с альдегидами наблюдается изменение окраски осадка на кирпично-красный, а с многоатомными спиртами наблюдается растворение осадка и окрашивание раствора в ярко-синий цвет.

2 вариант

1) Раствор белков под действием свежеприготовленного осадка гидроксида меди (II) в щелочной среде даёт фиолетовое окрашивание. При действии на раствор белка концентрированной азотной кислоты образуется белый осадок, который быстро приобретает жёлтую окраску, а при добавлении водного раствора аммиака становится оранжевым.

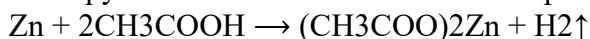
Вывод: качественными реакциям на белки является их взаимодействие со свежеприготовленным осадком гидроксида меди (II) (фиолетовое окрашивание), и взаимодействие с концентрированной азотной кислотой (жёлтое окрашивание) и последующим добавлением раствора аммиака (оранжевое окрашивание).

2) В пробирки с крахмальным клейстером и глицерином добавим по 2-3 капли раствора йода. В пробирке с крахмальным клейстером будет наблюдаться окрашивание раствора в синий цвет, а в пробирке с глицерином видимых изменений наблюдаться не будет.

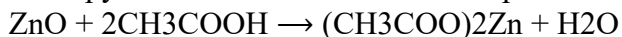
Вывод: качественной реакцией на крахмал является его взаимодействие с йодом – наблюдается интенсивное синее окрашивание.

3 вариант

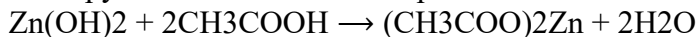
1) Химические свойства уксусной кислоты Здесь у вас могут быть свои реакции! Реагирует с активными металлами с образованием ацетатов и выделением водорода:



Реагирует с оксидами металлов с образованием ацетатов и воды:



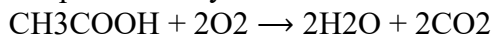
Реагирует с основаниями с образованием ацетатов и воды:



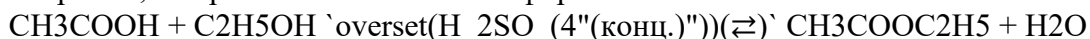
Реагирует с карбонатом кальция, с образованием газа:



Сгорает в воздухе:



В присутствии концентрированной серной кислоты вступает во взаимодействие со спиртами, с образованием сложных эфиров:



Вывод: уксусная кислота проявляет свойства неорганических кислот, а также проявляет свойства присущие только карбоновым кислотам (реакция горения и реакция этерификации).

2) Машинное масло состоит из предельных углеводородов, а растительное имеет в своём составе остатки непредельных карбоновых кислот.

Значит различить эти два масла можно с помощью бромной воды, при её добавлении в пробирку с растительным маслом будет наблюдаться обесцвечивание бромной воды, а в пробирке с машинным маслом изменений не произойдёт.

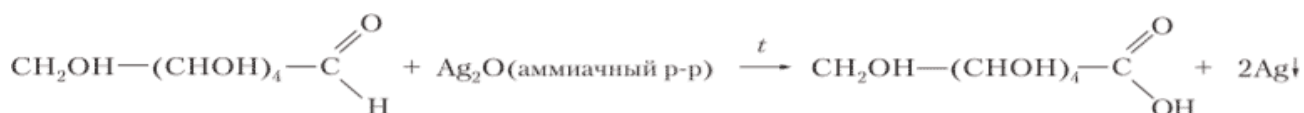
Вывод: растительные масла содержат двойные связи.

4 вариант

1) Чем больше спелось у яблока, тем больше оно содержит глюкозы.

К раствору яблочного сока добавим свежеприготовленный осадок гидроксида меди (II), чем ярче будет окрашивание раствора в синий цвет, тем больше степень спелости яблока.

2) Распознать растворы глюкозы и сахарозы можно с помощью аммиачного раствора оксида серебра. В пробирке с глюкозой будет наблюдаться восстановление серебра из оксида серебра (реакция серебряного зеркала):



В пробирке с сахарозой видимых изменений наблюдаться не будет.

Вывод: глюкоза проявляет альдегидные свойства.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 9

Тема: Решение заданий на применение принципа Ле-Шателье для нахождения направления смещения равновесия химической реакции

Цель работы: формирование базовых знаний о способах определения свойств и концентраций растворов и навыков проведения расчетов.

Ход работы:

1. Рассмотрите примеры решения задач.

Пример 1. Вычислить среднюю скорость реакции, если начальная концентрация исходных веществ равна 8 моль/л, а через 2 мин – 4 моль/л. *Решение:* $V_{\text{ср}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} = \pm \frac{8 - 4}{2 \cdot 60} = 0,033 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$

Пример 2. Как изменится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если концентрацию SO_2 увеличить в 2 раза и концентрацию O_2 в 3 раза?

Решение: а) Скорость реакции (V_1) при начальных концентрациях равна: $V_1 = k [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$ б) При новых концентрациях SO_2 и O_2 скорость реакции (V_2) будет равна: $V_2 = k [2\text{SO}_2]^2 \cdot [3\text{O}_2] = 12k [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = 12V_1$ Скорость реакции увеличится в 12 раз.

2. Решите задачи самостоятельно.

Пример 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 30°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2?

Пример 4. Начальные концентрации веществ в системе: $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ были равны (моль/л): $C_0(\text{CO}) = 0,5$; $C_0(\text{H}_2\text{O}) = 0,6$; $C_0(\text{CO}_2) = 0,4$; $C_0(\text{H}_2) = 0,2$. Чему равны концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагирует 30% водяных паров?

Пример 5. Рассчитайте константу равновесия реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ если концентрации всех участвующих веществ в реакции в момент равновесия равны (моль/л): $C(\text{H}_2\text{O}) = 0,42$; $C(\text{CO}_2) = 0,58$; $C(\text{CO}) = 0,32$; $C(\text{H}_2) = 0,38$.

Вопросы и задачи для самостоятельной работы

- Для каких реакций применим закон действия масс? Что характеризует константа скорости реакции?
- Как объяснить влияние температуры на скорость химической реакции?
- Как объяснить ускорение химической реакции под действием катализатора?
- Какой физический смысл имеет константа химического равновесия? Что она характеризует.
- Чем отличается истинное равновесие от ложного? К какому из них применим принцип Ле-Шателье?
- Как изменится скорость прямой и скорость обратной реакции при увеличении давления в 3 раза? $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$. Произойдет ли смещение равновесия?
- Химическая реакция при 10°C заканчивается за 8 минут. При какой температуре она закончится за 1 минуту при температурном коэффициенте равном 2?
- Реакция идет согласно уравнению $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{г})$. Начальные концентрации реагирующих веществ были равны: $[\text{H}_2] = 0,1 \text{ моль/л}$; $[\text{I}_2] = 0,5 \text{ моль/л}$. Рассчитайте концентрации всех участвующих в реакции веществ, после того как прореагировало 50% водорода.
- При состоянии равновесия в системе: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ концентрации участвующих в реакции веществ равны: $C(\text{SO}_2) = 2 \text{ моль/л}$; $C(\text{O}_2) = 1 \text{ моль/л}$; $C(\text{SO}_3) = 3 \text{ моль/л}$. Рассчитать: а) константу равновесия; б) исходные концентрации SO_2 и O_2 ; в) направление смещения равновесия при увеличении концентрации SO_3

ВЫВОД.

ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ №10

Тема: Решение задач на приготовление растворов.

Практическая работа № 11

Тема: Качественные химические реакции, характерные для обнаружения неорганических веществ (катионов и анионов).

Цель: провести качественные реакции на катионы анионы и ознакомиться с их внешними проявлениями.

Задания:

1. Внимательно посмотрите видео опыты.

Реакции на катионы (опыт №1) <https://www.youtube.com/watch?v=b-SrWucIjeY>

Реакции на катионы (опыт №2-3) <https://www.youtube.com/watch?v=7VPeFe3PvUI>

Реакции на анионы (опыт №4-9) <https://www.youtube.com/watch?v=tpfjAbhNOUw>

2. Заполните таблицу 1 (оформите таблицу в альбомной ориентации)

Таблица 1 – Качественные реакции на катионы и анионы

Ход работы (что делали?)	Определяемый ион	Наблюдения (что видели?)	Уравнение реакции (молекулярное)	Вывод
Опыт №1 Определение катионов Li^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Cu^{2+} окрашиванием цвета пламени				
			В этом опыте реакцию писать не нужно	
Опыт №2 Определение катионов Fe^{2+} , Fe^{3+}				
Опыт №3 Определение катионов Cu^{2+}				
Опыт №4 Определение анионов Cl^- , Br^- , I^-				
Опыт №5 Определение анионов PO_4^{3-}				
Опыт №6 Определение анионов SO_4^{2-}				
Опыт №7 Определение анионов CO_3^{2-} и SiO_3^{2-}				
Опыт №8 Определение анионов NO_3^-				
Опыт №9 Определение анионов S^{2-}				

Теоретическая часть

Одно из важнейших применений химии – анализ веществ. Химический анализ подразделяется на качественный и количественный. Качественным анализом производится идентификация вещества и устанавливают наличие в нём тех или иных примесей. Количественным анализом устанавливается конкретное содержание основного вещества и примесей. Качественный анализ предшествует количественному определению примесей. Качественный анализ отвечает на вопрос «что?» (присутствует в веществе), а количественный – на вопрос «сколько?».

Качественный анализ неорганической веществ основан на обнаружении в растворах этих веществ катионов и анионов с помощью характерных качественных реакций. Не все химические реакции пригодны для качественного анализа. Характерной называют реакцию, сопровождающуюся изменением окраски, выпадением осадка, растворением осадка или выделением газа. Характерная качественная реакция является

селективной, т.е. с ее помощью данный элемент обнаруживается в присутствии большого числа других элементов.

Важной характеристикой качественной реакции является ее чувствительность. Чувствительность выражается наименьшей концентрацией раствора, при которой данный элемент еще может быть уверенно обнаружен без предварительной обработки раствора с целью увеличения его концентрации.

В качественном анализе аналитические реакции делят на групповые - это реакции, протекающие под действием так называемого группового реактива, и, дающие сходный внешний эффект с несколькими ионами, а также специфические - реакции, которые позволяют обнаружить данный ион в присутствии других ионов. С помощью групповых реакций та или иная аналитическая группа катионов (анионов) может быть отделена от раствора осаждением.

В химическом анализе неорганических соединений, как правило, исследуют водные растворы, в которых вещества находятся в диссоциированном состоянии. Поэтому качественный анализ соли заключается в обнаружении или, как говорят, открытии, отдельных катионов и анионов. Для удобства обнаружения ионы делят на аналитические группы. В кислотно-основном методе различают шесть аналитических групп катионов и три - анионов.

Практическая работа № 12

Тема: Составление качественных реакций обнаружения органических соединений отдельных классов.

Опыт 1. Качественная реакция на многоатомные спирты.

Взаимодействие глицерина $\text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2$ с гидроксидом меди (II)



Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы глицерина, гидроксида натрия, сульфата меди.

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

Запишите свои наблюдения: _____

Опыт 2. Качественная реакция на этиловый спирт. Йодоформная проба.

В пробирку налить **1мл** этилового спирта и добавить **1мл** раствора йода (раствора Люголя), а затем по каплям раствор гидроксида натрия. Раствор в пробирке сначала светлеет, а затем выпадает осадок йодоформа. Если нагреть полученный осадок в пламени спиртовки, то он растворяется, если охладить в стакане с холодной водой, то осадок снова выпадает. Данная реакция позволяет определять даже малые количества этилового спирта в растворах.

Опыт 3. Окисление этилового спирта и получение уксусного альдегида

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, этанол 95%, медная спираль.

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

Запишите наблюдения и напишите:

1. Уравнение окисления меди при нагревании: $\text{Cu} + \text{O}_2 =$

2. Уравнение окисления спирта: $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{OH} + \text{CuO} =$

Опыт 4. Качественные реакции на фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$

Оборудование и реактивы: пробирка, пипетка, раствор фенола, йодная вода- I_2 , раствор хлорида железа (III)- FeCl_3 .

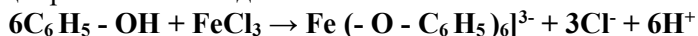
а) Взаимодействие фенола с йодной водой

К 1мл раствора фенола **по каплям** добавляют йодную воду. Сначала происходит обесцвечивание каждой капли реагента, а затем появляется белая муть – образуется аморфный осадок 2,4,6-трибромфенола

Напишите уравнение реакции: _____

б) Взаимодействие фенола с хлоридом железа (III)

К 2-3мл раствора фенола **по каплям** добавляют раствор хлорида железа (III). Появляется интенсивное фиолетовое окрашивание. Реакция основана на образовании комплексного фенолята железа (III), сильно диссоциированного в воде



Опыт №5. Качественные реакции на восстанавливающие углеводы (глюкоза).

Оборудование и реактивы: пробирки, спиртовка, пробиркодержатель, растворы глюкозы - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, сульфата меди (II), гидроксида натрия, нитрата серебра, сахарозы- $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

а) Взаимодействие глюкозы с с гидроксидом меди (II)

В пробирку налейте **3-4 капли** 2% раствора сульфата меди (II) и **2-3мл** 10 % раствора гидроксида натрия до выпадения осадка. К полученному осадку приливают **равный объем** раствора глюкозы. Содержимое пробирки встряхивают. Наблюдают растворение осадка и образование ярко-синего раствора сахарата меди (II). Это качественная реакция на многоатомные спирты.

Затем содержимое пробирки нагревают в пламени спиртовки и наблюдают выпадение сначала желтого, а затем кирпично-красного осадка. Это качественная реакция на альдегиды.

б) Реакция «серебряного зеркала глюкозы.

К 2мл аммиачного раствора оксида серебра, налитого в чистую пробирку, добавляют в два раза меньший объем раствора глюкозы - **1мл**. Смесь осторожно нагревают на пламени спиртовки (равномерно и медленно) Наблюдают серебряное зеркало на стенках пробирки.

в) Взаимодействие сахарозы с гидроксидом меди (II)

В пробирке смешивают **2мл** раствора сахарозы и **2мл** раствора гидроксида натрия. Затем **по каплям** добавляют раствор сульфата меди (II), образующийся вначале голубой осадок гидроксида меди (II) при встряхивании растворяется, образуя синий раствор сахарата меди (II).

Если нагреть полученный раствор в пламени спиртовки до начала кипения, то видимых изменений (в отличие от раствора глюкозы) не наблюдается, поскольку сахароза относится к не восстанавливающим сахарам.

Опыт №6Качественная реакция на крахмал

Оборудование и реактивы: пробирки; спиртовка; крахмальный клейстер, спиртовой раствор йода.

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

Запишите свои наблюдения: _____

Смесь нагрейте в пламени спиртовки. Запишите свои наблюдения: _____

Опыт №7. Воспламенение целлюлозы

Оборудование и реактивы: фарфоровая чашка, пипетка, кристаллический перманганат калия KMnO_4 , концентрированная серная кислота – H_2SO_4 , хлопковая вата.

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

Опыт №8. Качественные реакции на белки

Оборудование и реактивы: пробирки; спиртовка; пробиркодержатель; растворы яичного белка, гидроксида натрия, аммиака, сульфата меди (II); концентрированная серная кислота – H_2SO_4 ; шерстяная нить.

а) Биуретовая реакция

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

Запишите свои наблюдения: _____

б) Ксантопротеиновая реакция

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

Запишите свои наблюдения:

Качественное определение серы в белках

Подожгите шерстяную нить (или пучок волос). Охарактеризуйте запах горящей серы.

Лабораторная работа № 1

Тема: Определение химической активности веществ в зависимости от вида химической связи и типа кристаллической решетки.

Опыт 1. Химическая связь. Теория поляризации ионов и свойства веществ. Кислотно-основные свойства оксидов, гидроксидов и солей. Оксид и гидроксиды магния и кальция (рис. 14).

Расход этилового спирта для приготовления раствора фенолфталеина 0,30 мл.

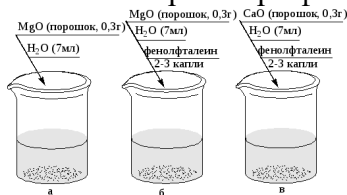


Рис. 14. Порядок проведения опыта: а, б – пробирки с оксидом магния; в – пробирка с оксидом кальция.

Опыт 2. Свойства фосфорного ангидрида и диоксида углерода (рис. 15).

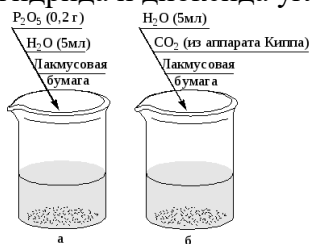


Рис.15. Порядок проведения опыта: а – пробирка с P_2O_5 ; б – пробирка для определения химических свойств CO_2 .

Опыт 3. Получение и свойства гидроксидов алюминия и олова (рис. 16).

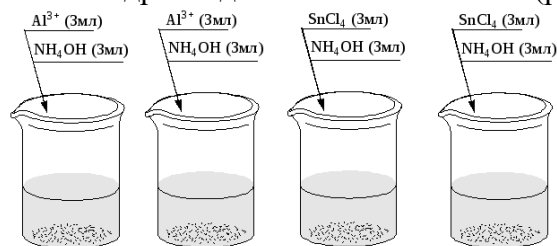


Рис. 16. Порядок проведения опыта: а – г – пробирки с соответствующими растворами. В пробирки вводить растворы Al^{3+} (5%-ный) и $SnCl_4$ (30%-ный) по каплям до полного растворения осадков.

Опыт 4. Получение кремниевой кислоты (рис. 17).

Расход этилового спирта для приготовления раствора фенолфталеина 0,30 мл.



Рис. 17. Порядок проведения опытов: а – г – пробирки с раствором жидкого стекла Na_2SiO_3 . Газообразный углекислый газ получают из аппарата Киппа. В пробирке проверяют характер среды введением в раствор жидкого стекла при помощи фенолфталеина.

Опыт 5. Влияние силы кислоты основания, образующих соль, на степень гидролиза (рис. 18).

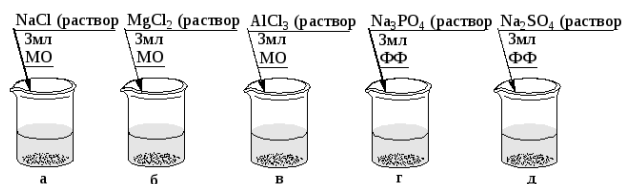


Рис. 18. Порядок проведения опыта: а – д – пробирки. Характер среды в пробирках а, б, в и д проверяют метилоранжем (МО), в пробирке г – фенолфталеином (ФФ).

Напишите уравнения возможных реакций молекулярной и ионной форме. В растворе какой соли больше концентрация ионов H^+ и, следовательно, степень гидролиза?

Объясните наблюдаемые явления, сравнив поляризующие действие Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} и силу соответствующих оснований.

Теоретически докажете, степень гидролиза какой соли Na_2SiO_3 или Na_3PO_4 (при одинаковой полярности и температуры) - должна быть больше? Сделайте общий вывод о влиянии силы основания и кислоты, образующих соль, на степень ее гидролиза. Можно ли на основании теории поляризации ионов по периодической системе Менделеева вывести общие закономерности изменения степени гидролиза солей (по катиону, по аниону). Сделайте общий вывод о влиянии ионности химической связи на кислотно-основные свойства сложных веществ.

Опыт 6. Окраска неорганических соединений (рис. 19).

В области неорганической химии найдена зависимость между окраской и степенью ионности связи между атомами в молекуле. Ослабление степени ионности химической связи в молекуле способствует из появлению к усилению окраски веществ. На основании сравнения окраска поляризующих свойств ионов объясните изменение степени ионности в ряду соединений: а) TiO_2 , V_2O_5 , Mn_2O_7 б) ZnS , CdS , HgS . В ряду Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} поляризуемость ионов увеличивается. Почему? Почему увеличение радиуса в ряду ионов Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} приводит к увеличению их поляризующего действия?

Сопоставьте окраску следующих соединений: PbCl_2 , PbI_2 , PbS .

Установите влияние радиуса, заряда на деформируемость анионов и степень ионности химической связи указанных веществ.

Опыт 7. Физические свойства веществ с различным типом связи и кристаллических решеток.

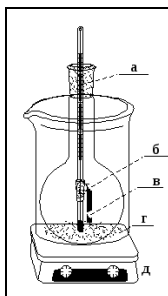
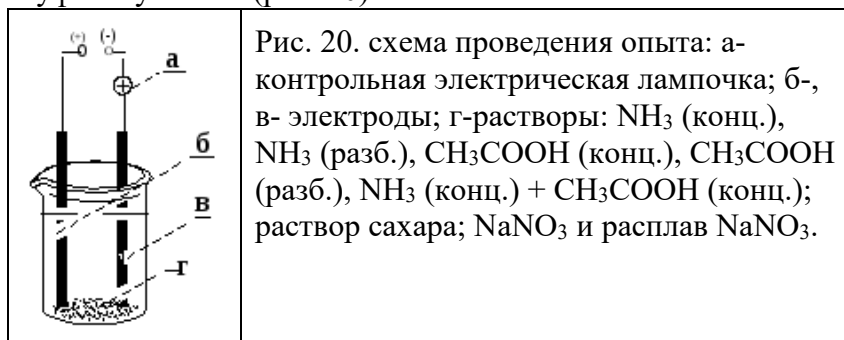


Рис. 19. Схема исполнения опыта: а - термометр для определения первой капли дифениламина(ДФА)- начальной температуры плавления($t_{\text{нач}}$) и конечной температуры ($t_{\text{кон}}$) - по плавлению всей массы ДФА в капилляре; б- капилляр с ДФА; в- столбик ДФА; г-водяная баня; д -

	электрическая плитка.
--	-----------------------

Опыт 8. Электропроводность расплавов и растворов. Плавление проводит в тигле, помещенном в муфельную печь (рис. 20).



Чем объясняется высокая температура плавления веществ, имеющих ионную решетку? Охарактеризуйте твердые вещества с различным типом кристаллических решеток и типом связи по электропроводности, температуре плавления, твердости.

Опыт 9. Различие между двойными и комплексными солями (рис.21).

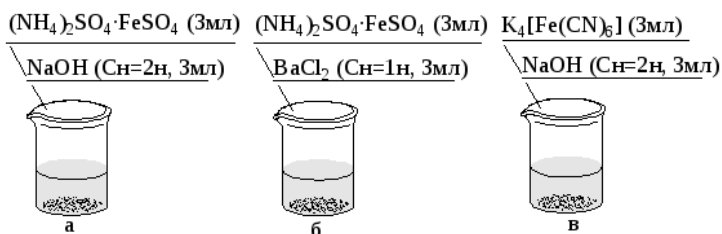


Рис. 21. Схема выполнения опыта: а, б- пробирки с двойной солью; в- пробирка с комплексным соединением.

Выпадает ли белый осадок? На основании сделанных опытов запишите сокращенно ионные уравнения химических реакций и электролитическую диссоциацию соли Мора.

Лабораторная работа № 2

Тема: Реакции ионного обмена

Цель работы: ознакомиться на практике с реакциями ионного обмена различных типов и условиями их протекания.

Оборудование и реактивы: Штатив с 4 пробирками, соляная кислота, растворы хлорида бария, сульфата меди, сульфата натрия, гидроксида натрия, карбоната натрия, фенолфталеин

Ход работы:

- В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида бария и добавьте столько же раствора сульфата натрия. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.
- В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди и прилейте раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.
- Налейте в пробирку 2 мл раствора карбоната натрия, добавьте 1мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.
- Налейте в пробирку 2 мл гидроксида натрия, добавьте каплю фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем добавьте по каплям соляную кислоту до полного обесцвечивания раствора. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.

По итогам проведенных опытов заполните таблицу, сделайте вывод об условиях протекания реакций ионного обмена до конца.

Образец выполнения работы

Порядок выполнения работы	Химизм процесса
1. В пробирку с сульфатом натрия приливаем раствор хлорида бария. Выпадает осадок белого цвета	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$ $2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{BaSO}_4\downarrow$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$ Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. выпадает осадок.
2. В пробирку с сульфатом меди приливаем раствор гидроксида натрия. Выпадает осадок синего цвета	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. выпадает осадок.
3. В пробирку с карбонатом натрия приливаем раствор соляной кислоты. Наблюдаем выделение пузырьков углекислого газа	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. выделяется газ
3. В пробирку с гидроксидом натрия добавили фенолфталеин. Раствор окрасился в малиновый цвет. Затем по каплям добавили соляную кислоту. Раствор обесцветился.	Фенолфталеин меняет свою окраску в щелочной среде на малиновый $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. образуется малодиссоциирующее вещество - вода

Вывод: ознакомились на практике с реакциями ионного обмена, изучили условия, при которых они протекают до конца.

Лабораторная работа № 3

Тема: Идентификация неорганических веществ с использованием их физико-химических свойств, характерных качественных реакций

Цель работы: с помощью характерных реакций распознать предложенные неорганические вещества, определить качественный состав почвы.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, спички, держатель для пробирок, фарфоровая чашка, пипетка, фильтровальная бумага, воронка.

Реактивы: растворы: хлорида аммония, сульфата натрия, гидроксида натрия, хлорида бария, соляной кислоты; синяя лакмусовая бумага, цинк, нитрат серебра, концентрированная соляная кислота, раствор дифениламина в серной кислоте, раствор красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, 10%-ный раствор роданида калия KSCN , образец почвы, вода.

Ход работы:

1. Приготовить таблицу для записи выполнения работы по форме:

Что делали	Наблюдения	Уравнения реакций	Вывод

2. Выполнить опыты 1, 2.

3. Заполнить таблицу.

4. Сделать общий вывод.

Опыт 1. Качественные реакции на неорганические вещества.

Задание: в трех пронумерованных пробирках (1, 2, 3) даны вещества:

ХЛОРИД АММОНИЯ

СОЛЯНАЯ КИСЛОТА

СУЛЬФАТ НАТРИЯ

С помощью характерных реакций распознать, в какой из пробирок находятся данные вещества.

Для выполнения данного опыта содержимое каждой пронумерованной пробирки разделить на три пробы.

1. Для определения хлорида аммония – в пробирку с хлоридом аммония прилить раствор гидроксида натрия, нагреть в пламени спиртовки.

? Что наблюдаете?

Написать уравнение реакции в молекулярной, полной ионной, сокращенной ионной формах.

2. Для определения соляной кислоты - в пробирку с соляной кислотой прилить раствор нитрата серебра.

? Что наблюдаете?

Написать уравнение реакции в молекулярной, полной ионной, сокращенной ионной формах.

3. Для определения сульфата натрия - в пробирку с сульфатом натрия прилить раствор хлорида бария.

? Что наблюдаете?

Написать уравнение реакции в молекулярной, полной ионной, сокращенной ионной формах.

Опыт 2. Качественное определение ионов в почве.

1. Определение карбонат-ионов.

Небольшое количество почвы помещают в фарфоровую чашку и приливают пипеткой несколько капель 10%-го раствора соляной кислоты. Образующийся по реакции оксид углерода (IV) CO_2 выделяется в виде пузырьков (почва "шипит"). По интенсивности их выделения судят о более или менее значительном содержании карбонатов.

2. Определение сульфат-ионов.

К 5 мл фильтрата добавить несколько капель концентрированной соляной кислоты и 2–3 мл 20%-го раствора хлорида бария. Если образующийся сульфат бария выпадает в виде белого мелкокристаллического осадка, это говорит о присутствии сульфатов в количестве нескольких десятых процента и более. Помутнение раствора также указывает на содержание сульфатов – сотые доли процента. Слабое помутнение, заметное лишь на черном фоне, бывает при незначительном содержании сульфатов – тысячные доли процента.

3. Определение нитрат-ионов.

К 5 мл фильтрата по каплям прибавляют раствор дифениламина в серной кислоте. При наличии нитратов и нитритов раствор окрашивается в синий цвет.

4. Определение ионов железа (II и III).

В две пробирки внести по 3 мл вытяжки. В первую пробирку прилить несколько капель раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, во вторую – несколько капель 10%-го раствора роданида калия KSCN . Появившееся синее окрашивание в первой пробирке и красное во второй свидетельствует о наличии в почве соединений железа (II) и железа (III). По интенсивности окрашивания можно судить об их количестве.

Сделать соответствующие выводы о наличии ионов в предложенном образце почвы.

? О чем говорит наличие и количество карбонат-ионов, сульфат-ионов, нитрат-ионов и ионов железа в почве? Питательная ценность почвы для различных растений (устные сообщения обучающихся).

Сделайте вывод о пригодности образца почвы к посадкам растений.

Предложите виды удобрений для данного образца почвы.

Лабораторные занятия № 4

Тема: Исследование свойств металлов

Цель работы: изучить общие химические свойства металлов ;приобрести навыки пользования электрохимическим рядом напряжений металлов; закрепить практические навыки в использовании химической посуды и реактивов.

Теоретическая часть

Основной особенностью всех металлов является наличие небольшого количества

электронов на внешнем электронном уровне (от одного до трех).

Металлы легко отдают валентные электроны и являются хорошими восстановителями. Лучшими восстановителями являются щелочные и щелочноземельные металлы. По степени химической активности металлы располагают в «Ряд напряжений, где активность понижается слева направо:

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Be, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

1. Чем левее находится металл в ряду напряжений, тем он химически более активен.

2. Чем правее расположен металл, тем он химически менее активен.

3. Каждый металл ряда восстанавливает катионы всех следующих за ним в ряду металлов из растворов их солей.

4. Металлы, стоящие в ряду левее водорода, восстанавливают его из разбавленных кислот.

Металлы, находящиеся в ряду правее водорода, не вытесняют его из кислот.

ХОД РАБОТЫ

Опыт № 1. Отношение металлов к воде

В три пробирки налить воды, затем в первую бросить кусочек натрия, во вторую – цинка, в третью – меди.

Что наблюдаете?

Вторую пробирку нагреть. Наблюдаемые явления объяснить, используя ряд активности металлов. Там, где реакция протекает, записать ее уравнение.

Опыт № 2. Отношение металлов к кислотам

В пробирку налить немного серной кислоты и бросить кусочек алюминия. Нагреть. Что наблюдаете?

В другую пробирку налить немного соляной кислоты и бросить кусочек меди. Наблюдаемые явления объяснить, используя ряд активности металлов. Написать уравнения реакций.

Опыт № 3. Отношение металлов к щелочам

В две пробирки налить по 1 мл раствора гидроксида натрия. В одну бросить железный гвоздь, а в другую кусочек алюминия. Для начала реакции пробирку нагреть. Что наблюдаете?

Там, где реакция протекает, запишите ее уравнение. Сделайте вывод о свойствах алюминия.

Опыт № 4. Взаимодействие металлов с различными солями

Взять две пробирки. В одну положить железный гвоздь и прилить сульфат меди (II) CuSO₄, в другую – алюминий и прилить хлорид натрия NaCl.

Наблюдаемые явления объяснить с использованием ряда активности металлов. Записать уравнения соответствующих реакций.

К о н т р о л ь н ы е в о п р о с ы :

1. Каково положение металлов в периодической системе?
2. Какие металлы способны реагировать с растворами кислот?
3. Как металлы относятся к воде?
4. Как, используя ряд активности металлов, объяснить их способность вытеснять другие металлы из растворов их солей.

После выполнения лабораторной работы студент должен уметь:

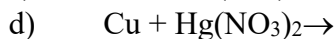
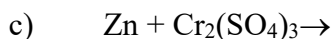
1. составлять уравнения реакций, характеризующих свойства металлов;
2. пользоваться химической посудой и реактивами.

После выполнения лабораторной работы студент должен знать:

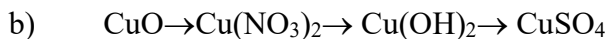
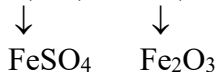
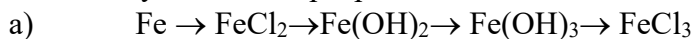
1. общие свойства металлов.

З а д а н и е н а д о м :

1. Оформить отчет по лабораторной работе.
2. Дописать уравнения реакций:
 - a) $\text{Sn} + \text{AuCl}_3 \rightarrow$
 - b) $\text{Fe} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$



2. Осуществить превращения:



Лабораторные занятия № 5

Тема: Исследование свойств неметаллов

Цель: изучить свойства металлов металлов разной активности; установить связь между положением металла в ряду активности и его химическими свойствами; повторить типы химических реакций.

Результаты изучения некоторых химических свойств металлов разной активности

№	Название опыта	Исходные вещества	Условия реакции	Признаки реакции	Уравнения реакций	Ввод

Организуем в группах выполнение химического эксперимента. Предлагаем инструкцию.

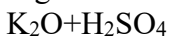
Инструкция по выполнению работы

1. В пробирку с порошкообразным железом аккуратно добавьте несколько капель соляной кислоты. Наблюдайте происходящее явление и заполните таблицу. Какой газ при этом выделился? О чем это свидетельствует?
2. В пробирку аккуратно налейте несколько миллилитров раствора сульфата меди (II), добавьте гранулу цинка, наблюдайте появление красного налета на поверхности цинка. Заполните таблицу.
3. К медным стружкам аккуратно прилейте несколько капель соляной кислоты. Если признаки протекания реакции? Заполните таблицу.
4. Наблюдайте опыт, демонстрируемый преподавателем: взаимодействие кусочка лития с водой. Обратите внимание на выделение газа. Заполните таблицу.
5. Сделайте общий вывод.

Обучающиеся в группах проводят опыты, иллюстрирующие свойства металлов: взаимодействие с кислотами и солями. При этом они применяют знания в знакомой ситуации (пункты 1,2 инструкции), в измененной (пункт3) и в новой (пункт 4,5). Заполняют таблицу и формулируют выводы.

Информация о домашнем задании и рефлексия

Закончить уравнения реакций, написать их в ионном виде:



Вопрос: как связано положение металла в ряду активности с его природой и химическими свойствами?

Лабораторная работа № 7

Тема: Получение этилена и изучение его свойств

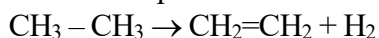
Цель: закрепление знаний о свойствах непредельных углеводородов: способности алкенов вступать в реакции присоединения, окисления, горения; изучение качественных реакций на непредельные углеводороды.

Теория

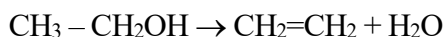
Этилен - C_2H_4 является простейшим представителем непредельных углеводородов с одной двойной связью: $CH_2 = CH_2$.

Получение.

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



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



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

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

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

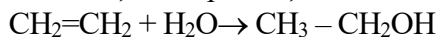
2. Реакция галогенирования: $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br - CH_2Br$

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

3. Реакция гидрогалогенирования: $CH_3 - CH=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3 - CH_2Br - CH_3$

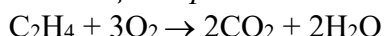
Присоединение галогеноводородов к алкенам происходит по **правилу Марковникова**: атом водорода присоединяется к более гидрированному атому углерода (при котором больше содержится атомов водорода), а галоген - к менее гидрированному атому углерода.

4. Реакция гидратации: этен, присоединяя воду, образует этиловый спирт.



II. Реакции окисления

1. Реакция горения: алкены горят с образованием углекислого газа и воды.



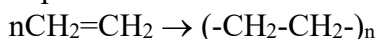
2. Реакция окисления: этилен окисляется водным раствором $KMnO_4$ до этиленгликоля:



Реакция с $KMnO_4$ является качественной реакцией на непредельные углеводороды, т.к. фиолетовый раствор перманганата калия в ходе реакции обесцвечивается.

III. Реакции полимеризации.

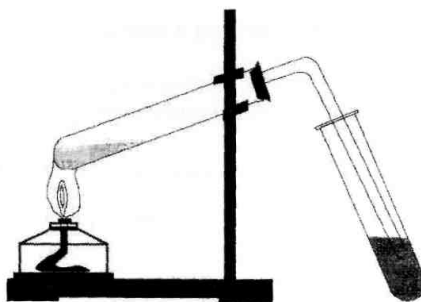
7. Реакция полимеризации протекает за счет разрыва кратных связей, с образованием высокомолекулярного соединения (полимера).



Порядок выполнения работы

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

Опыт №1. Получение этилена



Собрать прибор, как показано на рисунке.

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

Напишите уравнение реакции получения этилена и подпишите названия веществ:

Опыт №2. Горение этилена

К концу газоотводной трубки поднесите горящую спичку.

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

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

Контрольные вопросы

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

Лабораторная работа № 8

Тема: Определение зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ, природы, температуры

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.

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.

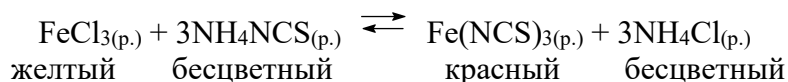
Написать уравнение реакции взаимодействия цинка с серной кислотой.

Вывод данной работы.

Лабораторная работа № 9

Тема: Изучение влияния различных факторов на смещение химического равновесия

Цель: для обратимой реакции определить направление смещения равновесия при изменении концентрации веществ и проверить согласование с принципом Ле Шателье.
Реакция



является обратимой. Наиболее интенсивно окрашенное соединение в системе – $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ – тиоцианат железа (III). По изменению интенсивности окраски раствора вследствие внешних воздействий можно судить об увеличении или уменьшении концентрации $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ и, следовательно, о направлении смещения равновесия.

Ход опыта

- Стакан вместимостью 100 мл наполовину заполните дистиллированной водой, добавьте по 1–2 капли растворов FeCl_3 и NH_4NCS , полученный раствор перемешайте до однородной окраски и разлейте в четыре пробирки.

- Прибавьте:

- в первую пробирку 1–2 капли раствора FeCl_3 ;
- во вторую пробирку 1–2 капли раствора NH_4NCS ;
- в третью пробирку – микрошпатель кристаллического NH_4Cl .

Четвертую пробирку оставьте в качестве эталона окраски раствора в состоянии начального равновесия.

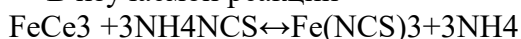
Результаты опыта

- В состоянии начального равновесия (четвертая пробирка) раствор окрашен в Бледно красный цвет.
- Наблюдаемые изменения интенсивности окраски в пробирках 1–3:

Номер пробирки	Изменение интенсивности окраски (увеличение или уменьшение)
1	Увеличение сильное
2	Увеличение
3	Уменьшение

Обработка результатов

- В изучаемой реакции



(уравнение)

в равновесии находятся:

Хлорид железа (III), тиоцианат аммония и тиоцианат Fe (III), хлорид аммония.

(формулы и названия веществ)

- Выражение константы равновесия:

$$K_p = \frac{[Fe(NCS)_3][NH_4Cl]^3}{[FeCl_3][NH_4NCS]^3}$$

где $[FeCl_3]$, $[NH_4NCS]$, $[Fe(NCS)_3]$, $[NH_4Cl]$ – равновесные концентрации исходных образующихся веществ.

- Изменение концентрации веществ и смещение химического равновесия (анализ на основании изменения окраски растворов):

Номер пробирки	Внешнее воздействие	Изменение концентрации (увеличение – ↑ или уменьшение – ↓)				Направление смещения равновесия (вправо, влево)
		FeCl ₃	NH ₄ NCS	NH ₄ Cl	Fe(NCS) ₃	
1	↑ C _{FeCl₃}	—	↓	↑	↑	Вправо
2	↑ C _{NH₄NCS}	↓	—	↑	↑	Вправо
3	↑ C _{NH₄Cl}	↑	↑	—	↓	Влево

Вывод

- При увеличении концентрации исходных веществ равновесие системы смещается в сторону Прямой реакции,
- при увеличении (прямой, обратной) концентрации продукта реакции – в сторону Обратной реакции, (прямой, обратной)
- что Согласуется с принципом Ле Шателье. (согласуется, не согласуется)

Лабораторная работа № 10

Тема: Способы приготовления растворов

Цель: закрепить знания по теме "Вода. Растворы"; приобрести практический навык в устранении жёсткости воды; научиться готовить растворы с различными концентрациями; отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Краткие теоретические сведения

Физические свойства — свойства, присущие веществу вне химического взаимодействия: агрегатное состояние, цвет, концентрация, вязкость, плотность, температура кипения, диэлектрическая проницаемость, теплоёмкость, теплопроводность, электропроводность, абсорбция, эмиссия, текучесть, индуктивность, радиоактивность.

Опыт № 1. Приготовление раствора соли.

План работы

1 этап. Теоретический. Решите задачу.

1 вариант. Определить массу соли меди (II), массу и объём воды для приготовления 30 г. 6% раствора соли, если плотность воды равна 1 г/см³.

- 2 вариант. Определить массу соли железа (II), массу и объём воды для приготовления 40 г. 4% раствора соли, если плотность воды равна 1 г/см³.
- 3 вариант. Определить массу соли никеля (II), массу и объём воды для приготовления 38 г. 5% раствора соли, если плотность воды равна 1 г/см³.
- 4 вариант. Определить массу соли натрия, массу и объём воды для приготовления 35 г. 7% раствора соли, если плотность воды равна 1 г/см³.
- 2 этап. Экспериментальный. Приготовление раствора.

Что делали?	Что наблюдали?	УХР, ВЫВОД
Уравновесить весы при помощи бумаги. Взвесить мензурку. Массу записать Взять навеску соли. На одну чашу весов установить разновесы, а на другую – мензурку и осторожно в мензурку добавляем соль до установления равновесия. Навеску поместить в колбу. Отмерить необходимый объём воды при помощи цилиндра. Вылить воду из цилиндра в колбу с навеской. Полученную смесь размешать. В результате получается однородная смесь – раствор соли. Измерьте объём раствора. Рассчитайте плотность раствора.	m_{менз.}=... г. m_{разновесов}=m_{менз.}+m_{соли} V_{воды}=... мл. V_{р-ра}=... мл. ρ_{р-ра}=... г/см³	

3 этап. Отчёт-вывод. Запишите в столбец № 3

Что такое однородная смесь, раствор, растворенное вещество, растворитель? Опишите физические свойства раствора.

Выводы по работе

Сделать выводы о планировании работы для приготовления растворов с различными концентрациям.

Контрольные задачи

Какие массы поваренной соли и воды надо взять для приготовления 500 г раствора с массовой долей соли в нем 4%.

В 100 г воды растворили 31,6 г нитрата калия. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в растворе этой соли.

Рассчитайте массу сахара и массу воды которые нужно взять для приготовления 600 г сиропа с массовой долей сахара в нем 10%.

В 800 г раствора сульфата меди содержится 40 г сульфата меди.

Вычислите массовую долю сульфата меди в растворе. Какую массу нитрата серебра надо взять для приготовления 250 г. 2% - ного раствора.

10 г нитрата калия растворено в 80 г воды. Определите процентную концентрацию полученного раствора.

Определите массу азотной кислоты в объеме 2 л с массовой долей 10 % и плотностью = 1,05 г/см³.

Лабораторная работа № 11

Тема: Исследование дисперсных систем

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

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

Теоретические сведения

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

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

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

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

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

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

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

Гели или студни представляют собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции зелей. Со временем структура гелей нарушается (отслаивается) – из них выделяется вода. Это явление синерезиса. Посмотрите учебный фильм «Дисперсные системы» используя ссылку <https://youtu.be/LVFLbTowgsY> или qr-код

Ход работы

Начертите таблицу для оформления



опытов.

Название опыта	Наблюдения	Выводы

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

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

Ссылка и qr-код для просмотра видеоопыта <https://youtu.be/8n7UFzWQ-wI>



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

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

Ссылка и qr-код для просмотра видеоопыта <https://youtu.be/8n7UFzWQ-wI>



Задание 3. Приготовление коллоидного раствора и изучение его свойств.

В стеклянный стакан с горячей водой внести 1-2 ложечки муки (или желатина),

тщательно перемешать. Пропустить через раствор луч света фонарика на фоне темной бумаги. В наблюдениях отметьте внешний вид и видимость частиц, способность осаждаться и способность к коагуляции. Наблюдается ли эффект Тиндаля?

Ссылка и qr-код для просмотра видеоопыта <https://youtu.be/pCrD2Zs9Ipg>



Общий вывод

Контрольные задания

Решите тест

1. Дисперсная система это:
а) гомогенная система б) гетерогенная система в) верно а и б
2. Туману соответствует дисперсная система: а) ж/г б) ж/ж в) г/ж
3. Нефти соответствует дисперсная система: а) ж/г б) ж/ж в) г/ж
4. Зубной пасте соответствует дисперсная система: а) т/г б) т/т в) т/ж
5. Сплавам соответствует дисперсная система: а) ж/г б) т/т в) г/ж
6. Из перечня выберите лишнее слово и подчеркните его: гель, суспензия, золь
7. Из перечня выберите лишнее слово и подчеркните его: золь, суспензия, аэрозоль
8. Что объединяет данные слова: мармелад, зефир, холодец
Ответ запишите в виде одного слова _____
9. Что объединяет данные слова: молоко, нефть, подсолнечное масло в воде.
Ответ запишите в виде одного слова _____
10. Что объединяет данные слова: лак для волос, дезодорант, пылевое облако.

Ответ запишите в виде одного слова _____

Лабораторная работа № 12

Тема: Аналитические реакции катионов I–VI групп

Катионы металлов в соответствии с кислотно-основной классификацией подразделяют на шесть аналитических групп (см.таблицу 1). группе групповой реагент отсутствует.

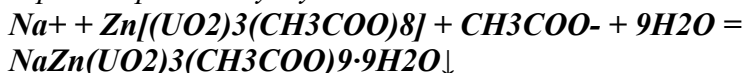
Аналитические реакции катиона Li^+

Окрашивание пламени газовой горелки. Летучие соли лития ($LiCl$, $LiNO_3$) окрашивают пламя газовой горелки в карминово-красный цвет.

Методика. На платиновой или нихромовой проволочке вносят в пламя газовой горелки несколько кристалликов хлорида или нитрата лития.

Аналитические реакции катиона Na^+

Реакция с цинкуранилацетатом (фармакопейная). Катионы натрия дают с цинкуранилацетатом $Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8$ в уксуснокислом растворе желтый кристаллический осадок натрийцинкуранилацетата $NaZn(UO_2)_3(CH_3COO)_9 \cdot 9H_2O$, нерастворимый в уксусной кислоте:



Методика. На предметное стекло наносят каплю раствора $NaCl$, слегка упаривают до начала образования белой каемки по краям капли и прибавляют каплю раствора цинкуранилацетата. Через 2-3 мин наблюдают образование желтых октаэдрических и тетраэдрических кристаллов.

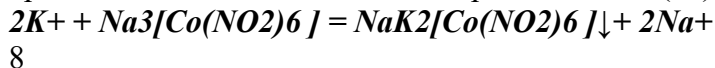
Окрашивание пламени газовой горелки соединениями натрия (фармакопейный тест). Соли и другие соединения натрия окрашивают пламя газовой горелки в желтый цвет.

Методика. На нихромовой либо платиновой проволочке вносят в пламя газовой горелки несколько кристалликов соли натрия.

Аналитические реакции катиона K⁺

Реакция с гексанитрокобальтатом (III) натрия (фармакопейная).

Катионы калия в достаточно концентрированных растворах в уксуснокислой (pH≈3) или нейтральной среде образуют с растворимым в воде Na₃[Co(NO₂)₆] желтый кристаллический осадок гексанитрокобальтата (III) натрия и калия NaK₂[Co(NO₂)₆]:

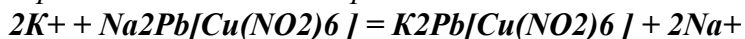


8

Осадок нерастворим в уксусной кислоте, но растворяется при нагревании в сильных кислотах; в щелочной среде выпадает бурый осадок Co(OH)₃.

Методика. В пробирку вносят 2 капли концентрированного раствора соли калия и 2 капли свежеприготовленного раствора Na₃[Co(NO₂)₆]. Выпадает желтый осадок NaK₂[Co(NO₂)₆]. Если осадок не образуется, то потирают стенки пробирки стеклянной палочкой.

Реакция с гексанитрокупратом (II) натрия и свинца. Катионы калия в нейтральной среде образуют с гексанитрокупратом (II) натрия и свинца Na₂Pb[Cu(NO₂)₆] черные кристаллы гексанитрокупрата (II) калия и свинца K₂Pb[Cu(NO₂)₆] кубической формы, хорошо видимые под микроскопом:



Реакция высокочувствительна. Мешают катионы NH₄⁺, Rb⁺, Cs⁺, также дающие черный осадок с реактивом.

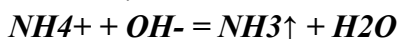
Методика. На предметное стекло наносят каплю раствора соли калия, осторожно упаривают над пламенем газовой горелки до образования белой каемки по краям капли, охлаждают до комнатной температуры и прибавляют каплю раствора Na₂Pb[Cu(NO₂)₆]. Через 2 мин наблюдают под микроскопом образование в жидкости черных кубических кристаллов.

Окрашивание пламени газовой горелки. Соли и другие соединения калия при внесении их в пламя газовой горелки окрашивают его в фиолетовый цвет.

Методика. На кончике нихромовой или платиновой проволочки вносят в пламя газовой горелки кристаллики соли калия. Так как обычно в солях калия имеются примеси ионов Na⁺, рассматривать пламя надо через синее стекло или склянку, заполненную раствором индиго, поглощающим желтый свет.

Аналитические реакции катиона NH₄⁺

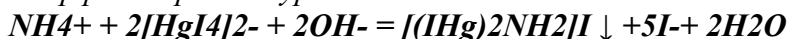
Реакция разложения солей аммония щелочами (фармакопейная) Соли аммония в растворах щелочей разлагаются с выделением газообразного аммиака:



Выделяющийся аммиак обнаруживают с помощью влажной универсальной индикаторной бумаги (синее в парах аммиака).

Методика. В пробирку вносят 8-10 капель раствора соли аммония, прибавляют 2-4-х кратный объем раствора NaOH и осторожно нагревают раствор, не допуская его кипения и разбрызгивания. Над раствором помещают влажную универсальную индикаторную бумагу, не касаясь стенок пробирки во избежание попадания на бумагу капелек щелочного раствора. Выделяющиеся пары аммиака окрашивают индикаторную бумагу в синий цвет.

Реакция с реактивом Несслера – смесью раствора тетраиодомеркурата (II) калия K₂[HgI₄] с KOH (фармакопейная) Катионы аммония образуют с реактивом Несслера аморфный красно-бурый осадок.



Реакция высокочувствительна. Позволяет открывать следы катионов аммония – наблюдается окрашивание раствора в желтый или бурый цвет.

Методика. К 1-2 каплям раствора соли аммония прибавляют 2 капли реактива Несслера. Выпадает аморфный красно-бурый осадок.

Лабораторная работа № 13

Тема: Аналитические реакции анионов I–VI групп

Цель работы: провести качественный анализ раствора, в котором возможно присутствие анионов SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , Cl^- , I^- , NO_2^- , NO_3^- .

Сущность работы. Согласно классификации анионов, основанной на растворимости солей бария и серебра, ионы SO_4^{2-} , CO_3^{2-} и PO_4^{3-} относятся к первой, ионы Cl^- и I^- – ко второй, а ионы NO_2^- и NO_3^- – к третьей аналитическим группам.

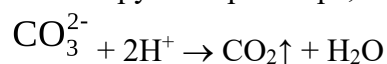
В отличие от катионов, анионы различных групп не мешают открытию друг друга, поэтому анализ предложенной смеси можно выполнить *дробным методом*, т. е. в отдельных порциях исследуемого раствора, не проводя групповых разделений.

При анализе смеси анионов *групповые реагенты* чаще всего применяют не для разделения групп, а для того, чтобы установить их наличие или отсутствие в ходе *предварительных испытаний*. Если установлено отсутствие анионов всей группы, то не следует проводить реакции на отдельные анионы. Таким образом, проведение *групповых реакций* значительно облегчает работу и экономит время. В работе используются следующие групповые реакции:

Группа	Групповой реагент, условия	Групповые реакции	Аналитический эффект
I	BaCl_2 при pH 7–9	$\text{SO}_4^{2-} + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{Cl}^-$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{Cl}^-$ $2\text{PO}_4^{3-} + 3\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{Cl}^-$	Образование белых мелкокристаллических осадков
II	AgNO_3 в 2 н. HNO_3	$\text{Cl}^- + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{NO}_3^-$ $\text{I}^- + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgI}\downarrow + \text{NO}_3^-$	Образование белого творожистого (AgCl) или светло-желтого (AgI) осадка

При проведении предварительных испытаний на анионы делают также *пробу на выделение газов*, действуя на раствор 2 н. H_2SO_4 . При этом анионы летучих кислот разлагаются с выделением пузырьков газа. Из анионов, которые могут быть в

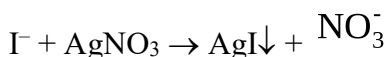
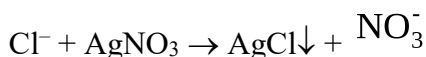
анализируемом растворе, такой эффект дают только CO_3^{2-} и NO_2^- :



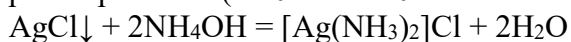
Анионы I аналитической группы не мешают обнаружению друг друга, а внутри II и III аналитических групп необходимо провести *разделение ионов*.

Ионы I^- мешают открытию ионов Cl^- , поэтому их предварительно отделяют, используя *селективное растворение* осадков галогенидов серебра в NH_4OH (конц.).

Сначала действуют групповым реагентом AgNO_3 в 2 н. HNO_3 , в результате оба иона переходят в осадок:

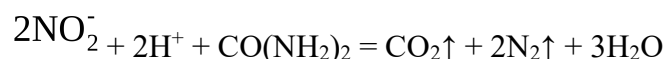


Затем добавляют NH_4OH (конц.), в котором осадок AgCl растворяется с образованием аммиаката, а AgI – не растворяется вследствие различия в значениях произведений растворимости ($\sim 10^{-10}$ и $\sim 10^{-17}$ соответственно):



Осадок AgI отбрасывают, а в полученном фильтрате открывают ионы Cl^- .

Ионы NO_2^- мешают обнаружению ионов NO_3^- , поэтому их предварительно необходимо удалить. С этой целью проводят реакцию контрпропорционирования с мочевиной в кислой среде, в результате которой ионы NO_2^- уходят из раствора в виде газа:



При проведении характерных реакций на анионы для доказательства их присутствия часто необходимо не только убедиться в выпадении осадка, но и провести *испытание на его растворимость* в растворах различных реагентов.

В работе используются следующие *характерные реакции*:

Ион	Реагент, условия проведения реакции	Аналитическая реакция	Аналитический эффект
<i>Анионы I группы</i>			
SO_4^{2-}	BaCl_2 при pH 7–8, HCl	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \rightarrow \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow$	Образование белого мелкокристаллического осадка, не растворимого в HCl
CO_3^{2-}	HCl , $\text{Ba}(\text{OH})_2$	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2\uparrow + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \rightarrow \text{BaCO}_3\downarrow$	Выделение из раствора пузырьков газа и помутнение баритовой воды
PO_4^{3-}	Mg^{2+} , NH_4OH , NH_4Cl	$\text{PO}_4^{3-} + \text{Mg}^{2+} + \text{NH}_4^+ \rightarrow \text{MgNH}_4\text{PO}_4\downarrow$	Образование белого кристаллического осадка
<i>Анионы II группы</i>			
I^-	Хлорная вода, H_2SO_4 , бензол	$2\text{I}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{Cl}^-$	Окрашивание бензольного слоя в малиновый цвет
Cl^-	AgNO_3 , 2 н. HNO_3 , 25 %-ный NH_4OH , KBr	$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl}\downarrow$ $\text{AgCl}\downarrow + 2\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{KBr} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgBr}\downarrow + \text{KCl}$	Образование белого творожистого осадка; растворение осадка в NH_4OH ; появление мути при действии KBr

		+2NH ₄ NO ₃	
<i>Анионы III группы</i>			
NO ₂ ⁻	KI, HCl или CH ₃ COOH, крахмал (пробирочная реакция)	2NO ₂ ⁻ + 2I ⁻ + 4H ⁺ → I ₂ + 2NO + 2H ₂ O	Побурение раствора; появление темно-синей окраски после добавления крахмала
	KI, HCl или CH ₃ COOH, крахмал (капельная реакция)		Появление синей окраски
NO ₃ ⁻	Дифениламин в конц. H ₂ SO ₄	NO ₃ ⁻ + H ⁺ + (C ₆ H ₅) ₂ NH → продукт окисления синего цвета	Появление интенсивной синей окраски на стенках пробирки

Выполнение работы. Получают пробу для проведения анализа, записывают ее номер в лабораторный журнал. Описывают внешний вид раствора (окраска, прозрачность). Далее используют отдельные порции исследуемого раствора для проведения предварительных испытаний и систематического хода анализа.

Лабораторная работа №14

Тема: Качественный анализ органических соединений по функциональным группам

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: выявить элементный состав исследуемого органического вещества (предельного углеводорода) химическим методом качественного анализа.

РАБОЧЕЕ ЗАДАНИЕ:

1. определить элементный состав парафина (или смеси парафина, вазелина и бензина) с помощью реакции окисления оксидом меди (II);
2. обнаружить хлор в хлороформе (тетрахлорметане) реакцией окрашивания пламени (проба Бейльштейна).

ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ

Углеводороды — соединения, состоящие только из атомов углерода и водорода.

Углеводороды делят на *циклические* (карбоциклические соединения) и *ациклические*.

Циклическими (карбоциклическими) называют соединения, в состав которых входит один или более циклов, состоящих только из атомов углерода (в отличие от гетероциклических соединений, содержащих гетероатомы — азот, серу, кислород и т. д.). Карбоциклические соединения, в свою очередь, делят на ароматические и неароматические (алициклические) соединения.

К ациклическим углеводородам относят органические соединения, углеродный скелет молекул которых представляет собой незамкнутые цепи.

Эти цепи могут быть образованы одинарными связями (алканы), содержать одну двойную связь (алкены), две или несколько двойных связей (диены или полиены), одну тройную связь (алкины).

Углеводороды, в особенности алканы, — это основные природные источники органических соединений и основа наиболее важных промышленных и лабораторных синтезов.

Предельные углеводороды называют парафинами. *Парафины* – это исторически сложившееся название предельных углеводородов (лат. *parum affinis* - малоактивный). По сравнению с другими углеводородами они относительно менее активны.

Выявить состав смеси веществ или отдельного вещества возможно методами *качественного анализа*. Применяются химические, спектроскопические и хроматографические методы анализа. Для выявления элементного состава органических соединений используется *химический метод качественного анализа*, который основывается на том, что с помощью специальных реагентов выбирается такой тип реакций, который позволяет сделать вывод о наличии определенных групп атомов (функциональных групп) или ионов в исследуемом веществе.

Качественное обнаружение элементов в веществе возможно следующими путями:

- обнаружение ионов, которые образуются при помощи подходящих реакций;
- взаимодействие веществ (в большинстве случаев реакции окисления) с образованием газообразных продуктов, которые могут быть обнаружены.

Присутствие углерода в органических соединениях в большинстве случаев можно обнаружить по обугливанию вещества при осторожном его прокаливании.

Наиболее точным методом открытия углерода и одновременно с ним водорода является сжигание органического вещества в смеси с мелким порошком оксида меди. Углерод образует с кислородом оксида меди(II) углекислый газ, а водород — воду (табл. 1). Оксид меди восстанавливается до металлической меди, например:

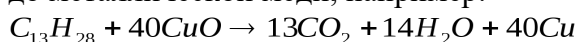


Табл.1

Качественный элементный анализ органических соединений

Элемент	Обнаружение в виде	Проведение анализа	Отличительный признак реакции
Хлор	Хлорида меди (II)	Медную проволоку «смачивают» исследуемым раствором и вносят в пламя горелки (проба Бейльштейна)	Зеленое пламя
Углерод	Диоксида углерода	Покрывают вещество оксидом меди(II), нагревают, выделяющийся газ пропускают (недолго) через баритовую воду	Осадок белого цвета
Водород	Воды	Вещество покрывают слоем оксида меди(II), нагревают, помещают каплю жидкости на бумагу, пропитанную хлоридом кобальта(II)	Изменение голубого цвета на светло-розовый

Для обнаружения углерода и водорода в органических соединениях обычно используют парафин или смесь парафина, бензина и вазелина. *Определяют водород и углерод качественным элементным анализом.*

Парафин, бензин и вазелин являются продуктами фракционной перегонки нефти.

Продукты перегонки нефти имеют различное применение.

Бензин – это смесь углеводородов, получаемых при прямой перегонке нефти с температурой кипения не выше 205 °С. Используется в основном как авиационное и автомобильное топливо. Он состоит в основном из углеводородов, содержащих в молекулах в среднем от 5 до 9 атомов углерода.

Вазелин используется в медицине. Он состоит из смеси жидких и твердых углеводородов.

Парафин применяется для получения высших карбоновых кислот, для пропитки древесины в производстве спичек и карандашей, для изготовления свечей, гуталина и т.д. Он состоит из смеси твердых углеводов.

Для обнаружения галогенов (в частности хлора) используется хлороформ (трихлорметан), который является галогенопроизводным метана. *Определяют хлор окрашиванием пламени (предварительная проба)*. Это окрашивание бесцветного пламени газовой горелки летучими солями металлов, в большинстве случаев галогенидов, которые с помощью нихромовой проволоки вводятся в пламя (табл.2). Однозначное определение возможно только с помощью спектроскопа.

Порядок выполнения отчета по практической работе

1. В тетради для выполнения практических работ напишите тему практической работы: «Составление уравнений реакций ионного обмена неорганических и органических соединений»
2. Далее должно быть заглавие «Задание №1» и выполнение задания по составлению уравнений реакций ионного обмена между веществами в молекулярной, полной ионно-молекулярной и сокращенной ионно-молекулярной форме.
3. Затем - заглавие «Задание №2» и выполнение задания по осуществлению превращения по схеме в молекулярной, ионно-молекулярной форме.
4. Затем - заглавие «Задание №3» и составление молекулярных и ионно-молекулярных уравнений практически осуществимых химических реакций.

Правила техники безопасности

1. Запрещается пробовать на вкус химические вещества.
2. Щелочи, кислоты и другие ядовитые вещества необходимо набирать в пипетку только при помощи резиновой груши.
3. При взбалтывании растворов в колбах или пробирках необходимо закрывать их пробкой.
4. При нагревании жидкостей пробирку следует держать отверстием в сторону от себя и соседей по работе.
5. Во избежание ожогов от брызг и выбросов не наклоняться над сосудом, в котором кипит или налита какая-либо жидкость.
6. При переносе сосудов с горячими жидкостями держать их обеими руками: одной поддерживать дно, другой – верхнюю часть.
7. При работе с горячими и легковоспламеняющимися веществами (эфир, спирты, бензин) нельзя нагревать их на открытом огне или сетке.
8. При определении запаха вещества не следует делать глубокого вдоха, а лишь движением руки направлять к себе воздух.
9. Концентрированную серную кислоту следует приливать в воду тонкой струей при непрерывном помешивании.
10. Химические стаканы, колбы из обычного стекла нельзя нагревать на голом огне без асбестовой сетки. Категорически запрещается использовать посуду, имеющую трещины или отбитые края.
11. Использованную химическую посуду и приборы, содержащие кислоты, щелочи и другие едкие вещества, нужно освобождать от остатков и тщательно мыть. Прежде чем слить в раковину, их нужно нейтрализовать.
12. Нельзя оставлять без присмотра работающие установки, включенные электронагревательные приборы, спиртовки.
13. При обнаружении дефектов в приборах немедленно сообщите преподавателю, студентам запрещается устранять неисправности.

14. Если разбит ртутный термометр или электрод, содержащий ртуть (о случившемся сообщить преподавателю), рекомендуется капли ртути собрать амальгамированными пластинками из белой жести или меди. После удаления капель ртути необходимо залить место ее разлива 20%-ным раствором хлорида железа (III).

15. Во избежание отравлений категорически запрещается принимать пищу в химической лаборатории.

16. При мытье химической посуды запрещается работать с хромовой смесью без резиновых перчаток и защитных очков, а также прорезиненного фартука.

Оказание первой медицинской помощи

1. При термических ожогах осторожно обнажить обожженный участок и закрыть сухой асептической повязкой. Обожженный участок нельзя как-либо очищать и мочить водой, этиловым спиртом, перекисью или смазывать мазью.

2. При химических ожогах промыть обожженное место, не обращая внимания на боль, большим количеством проточной воды (10 – 15 мин), в случае кислых реагентов – раствором бикарбоната натрия (2%-ным), а в случае щелочных – разбавленным раствором борной или уксусной кислот.

3. При порезах стеклом:

а) промыть рану можно только в случае попадания в нее едких или ядовитых веществ, в остальных случаях, даже если в рану попал песок, ржавчина, промыть ее водой нельзя;

б) нельзя смазывать рану мазями; перед наложением повязки смазать настойкой йода участок вокруг раны;

в) удалять из раны мелкие осколки стекла может только врач.

4. При отравлении химическими веществами немедленно вызвать врача и одновременно приступить к оказанию первой помощи – если яд попал внутрь – вызвать рвоту, дать противоядие.

В лаборатории должен быть список веществ, вызывающие отравление и применяемые противоядия.

В лаборатории должна быть аптечка с набором медикаментов.

Критерии оценки и формы контроля

Оценка **«отлично»** выставляется обучающемуся за глубокое и полное овладение содержанием практической работы, за умение легко оперировать основными терминами, связывать теорию и практику, правильно решать химические задачи, за полное и правильное выполнение задания, соответствие оформления отчета практической работы методическим рекомендациям.

Оценка **«хорошо»** выставляется обучающемуся, если он в основном владеет содержанием практической работы, владеет основными терминами, осознанно применяет знания для решения химических задач, но имеет отдельные неточности в выполнении задания и оформлении отчета практической работы.

Оценка **«удовлетворительно»** выставляется обучающемуся, если он обнаружил знание и понимание содержания практической работы, но излагает его не полно, непоследовательно, допускает неточности в решении химических задач, в выполнении задания и оформлении отчета практической работы.

Оценка **«неудовлетворительно»** выставляется обучающемуся, если он не обнаружил знание и понимание содержания практической работы, , не решает химические задачи.

Основные источники:

1. Гусева, Е. В. Химия для СПО: учебно-методическое пособие / Е. В. Гусева, М. Р. Зиганшина, Д. И. Куликова. — Казань: КНИТУ, 2020. — 168 с. — ISBN 978-5-7882-2792-4. — Текст: электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/196096> — Режим доступа: для авториз. пользователей.
2. Черникова, Н. Ю. Химия в доступном изложении: учебное пособие для СПО / Н. Ю. Черникова. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург: Лань, 2022. — 316 с. — ISBN 978-5-8114-9500-9. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/195532> (дата обращения: 14.10.2022). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
3. Шевницына, Л. В. Химия: учебное пособие / Л. В. Шевницына, А. И. Апарнев. — Новосибирск: НГТУ, 2017. — 92 с. — ISBN 978-5-7782-3345-4. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/118505> (дата обращения: 14.10.2022). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
4. Блинов, Л. Н. Химия: учебник для СПО / Л. Н. Блинов, И. Л. Перфилова, Т. В. Соколова. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург: Лань, 2021. — 260 с. — ISBN 978-5-8114-7904-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/167183> (дата обращения: 14.10.2022). — Режим доступа: для авториз. пользователей.

Дополнительные источники:

1. Л.М.Пустовалова, И.Е.Никанорова Неорганическая химия, учебник для студентов: средних профессиональных учебных заведений – М., изд. Феникс, 2022 г.
2. Ерохин Ю.М. Химия: Учебник для средних профессиональных учебных заведений /Ю.М.Ерохин. – 16-е изд., испр. И доп. – М.: Издательский центр «Академия», 2021.-384 с. ISBN 5-7695-2591-6
3. Габриелян О.С., Остроумов И.Г.Химия: Пособие для поступающих в вузы. – М.:Дрофа, 2022.
4. Пособие по химии для самоподготовки / Под ред. В.Н.Чернышева. Ростов-на Дону, 2020.
5. Хомченко Р.П. Химия: для поступающих в вузы. – 2-е изд. – М.: Высшая школа, 2020.

Периодические издания (отечественные журналы):

- 1.Химия в школе. Научно-теоретический и методический журнал. Издательство «Центхимпресс»
2. Химия. Учебно-методический журнал для учителей химии и естествознания. Издательский дом «Первое сентября»

Интернет-ресурсы:

1. Мультимедиа учебный курс «1С: Образовательная коллекция. Органическая химия»
2. Мультимедиа учебный курс «1С: Образовательная коллекция. Общая и неорганическая химия»
3. Мультимедиа учебный курс «Открытая химия 2.6»
4. Диск «Химия. Экспресс-подготовка к экзамену»
5. Мультимедиа учебный курс «Виртуальная лаборатория»
6. Диск «Химия: полный иллюстрированный курс. Серия проверь себя» 269
7. Химия и жизнь научно популярный журнал. Электронная версия научно-популярного журнала. <http://www.hij.ru/>
8. Курс органической химии за 10-й класс. Постановка опытов. Классы органических соединений, тестирование. Биографии знаменитых ученых. <http://formula44.narod.ru><http://khimia.ril.ru/>

9. Опыты по неорганической химии. Описания реакций, фотографии, справочная информация. <http://shnic.narod.ru/>

10 Химия для всех. Электронный справочник за полный курс химии. <http://www.informika.ru/text/database/chemy/START.html>

11. Расчетные задачи по химии. Сборник расчетных задач по неорганической и органической химии для работы на школьном спецкурсе. <http://lyceuml.ssu.runnet.ru/~vdovina/sob.html>

Основные источники:

1. Гусева, Е. В. Химия для СПО: учебно-методическое пособие / Е. В. Гусева, М. Р. Зиганшина, Д. И. Куликова. — Казань: КНИТУ, 2020. — 168 с. — ISBN 978-5-7882-2792-4. — Текст: электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/196096> — Режим доступа: для авториз. пользователей.
2. Черникова, Н. Ю. Химия в доступном изложении: учебное пособие для СПО / Н. Ю. Черникова. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург: Лань, 2022. — 316 с. — ISBN 978-5-8114-9500-9. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/195532> (дата обращения: 14.10.2022). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
3. Шевницына, Л. В. Химия: учебное пособие / Л. В. Шевницына, А. И. Апарнев. — Новосибирск: НГТУ, 2017. — 92 с. — ISBN 978-5-7782-3345-4. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/118505> (дата обращения: 14.10.2022). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
4. Блинов, Л. Н. Химия: учебник для СПО / Л. Н. Блинов, И. Л. Перфилова, Т. В. Соколова. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург: Лань, 2021. — 260 с. — ISBN 978-5-8114-7904-7. — Текст: электронный // Лань: электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/167183> (дата обращения: 14.10.2022). — Режим доступа: для авториз. пользователей.

Дополнительные источники:

1. Л.М.Пустовалова, И.Е.Никанорова Неорганическая химия, учебник для студентов: средних профессиональных учебных заведений – М., изд. Феникс, 2022 г.
2. Ерохин Ю.М. Химия: Учебник для средних профессиональных учебных заведений /Ю.М.Ерохин. – 16-е изд., испр. И доп. – М.: Издательский центр «Академия», 2021.-384 с. ISBN 5-7695-2591-6
3. Габриелян О.С., Остроумов И.Г.Химия: Пособие для поступающих в вузы. – М.:Дрофа, 2022.
4. Пособие по химии для самоподготовки / Под ред. В.Н.Чернышева. Ростов-на Дону, 2020.
5. Хомченко Р.П. Химия: для поступающих в вузы. – 2-е изд. – М.: Высшая школа, 2020.

Периодические издания (отечественные журналы):

- 1.Химия в школе. Научно-теоретический и методический журнал. Издательство «Центхимпресс»
2. Химия. Учебно-методический журнал для учителей химии и естествознания. Издательский дом «Первое сентября»

Интернет-ресурсы:

1. Мультимедиа учебный курс «1С: Образовательная коллекция. Органическая химия»
2. Мультимедиа учебный курс «1С: Образовательная коллекция. Общая и неорганическая химия»
3. Мультимедиа учебный курс «Открытая химия 2.6»
4. Диск «Химия. Экспресс-подготовка к экзамену»
5. Мультимедиа учебный курс «Виртуальная лаборатория»
6. Диск «Химия: полный иллюстрированный курс. Серия проверь себя» 269
7. Химия и жизнь научно популярный журнал. Электронная версия научно-популярного журнала. <http://www.hij.ru/>
8. Курс органической химии за 10-й класс. Постановка опытов. Классы органических соединений, тестирование. Биографии знаменитых ученых. <http://formula44.narod.ruhttp://khimia.ru1.ru/>

9. Опыты по неорганической химии. Описания реакций, фотографии, справочная информация. <http://shnic.narod.ru/>

10 Химия для всех. Электронный справочник за полный курс химии. <http://www.informika.ru/text/database/chemy/START.html>

11. Расчетные задачи по химии. Сборник расчетных задач по неорганической и органической химии для работы на школьном спецкурсе. <http://lyceuml.ssu.runnet.ru/~vdovina/sob.html>