

Департамент образования, культуры и спорта Ненецкого автономного округа
государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение
Ненецкого автономного округа
«Ненецкий аграрно-экономический техникум имени В.Г. Волкова»
(ГБПОУ НАО «Ненецкий аграрно-экономический техникум имени В.Г. Волкова»)

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
ПУД.02. ХИМИЯ

Нарьян-Мар
2022

Фонд оценочных средств учебной дисциплины ПУП.02.Химия разработан на основе Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования по специальности СПО 43.02.15 Поварское и кондитерское дело.

Организация-разработчик: ГБПОУ НАО «Ненецкий аграрно-экономический техникум имени В.Г. Волкова»

Разработчики: Деревянко Людмила Николаевна, преподаватель

Фонд оценочных средств рассмотрен и одобрен к утверждению на заседании предметно-цикловой комиссий химико-технологических и ветеринарных ГБПОУ НАО «Ненецкий аграрно-экономический техникум имени В.Г. Волкова».

Заключение предметно-цикловой комиссии химико-технологических и ветеринарных № 9 от «20» мая 2021 года.

Председатель ПЦК: _____ / Деревянко Л.Н./

СОДЕРЖАНИЕ

1. Паспорт фонда оценочных средств.....	3
1.1. Область применения	3
2. Контрольно-оценочные средства для текущего контроля.....	4
2.1 Комплект материалов для проведения контрольных работ	4
2.2 Комплект материалов для проведения лабораторных работ и практических занятий	7
3. Контрольно-оценочные средства для промежуточной аттестации	13

1. ПАСПОРТ ФОНДА ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

1.1. Область применения

Фонд оценочных средств (далее - ФОС) предназначен для контроля и оценки образовательных достижений обучающихся, освоивших программу учебной дисциплины ПУД.02. Химия.

ФОС учебной дисциплины ПУД.02. Химия включает контрольные материалы для проведения текущего контроля и промежуточной аттестации в форме экзамена.

ФОС учебной дисциплины ПУД.02. Химия разработан в соответствии с программой подготовки специалистов среднего звена по специальности СПО 43.02.15 Поварское и кондитерское дело, рабочей программой учебной дисциплины ПУД.02. Химия.

2. КОНТРОЛЬНО-ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ

2.1 Комплект материалов для проведения контрольных работ

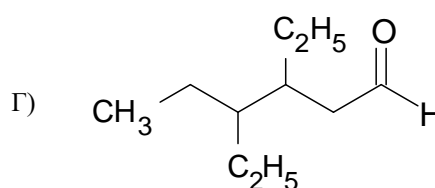
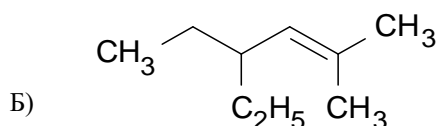
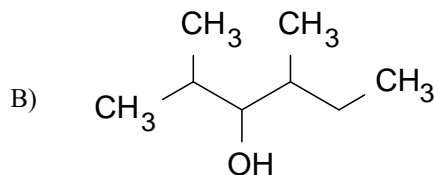
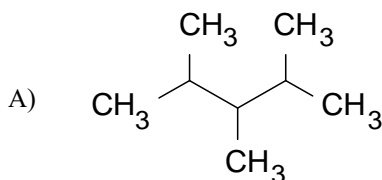
Контрольная работа №1 РЕШЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ

Вариант 1.	Вариант 2.
<p>1. Определите массу вещества в 50 г раствора с массовой долей соли 3%.</p> <p>2. Определите массу вещества в 200 г раствора с массовой долей соли 0,06%.</p> <p>3. Какую массу воды надо прилить к 25 г сахара, чтобы получить 10%-ный раствор?</p> <p>4. Какую массу воды надо прилить к 8 г соли, чтобы получить 2%-ный раствор?</p> <p>5. Смешали 0,4 г соли и 200 мл воды. Какова массовая доля соли в полученном растворе?</p> <p>6. Смешали 20 г сахара и 250 мл воды. Какова массовая доля сахара в полученном растворе?</p> <p>7*. Сколько миллилитров воды надо прилить к 40 г 7%-ного раствора соли, чтобы получить 4 %-ный раствор?</p> <p>8*. Сколько грамм воды надо добавить к 560 г 45 %-ного раствора этой соли, чтобы получить 23 %-ный раствор?</p> <p>9. На 24 г металлического магния подействовали 100 г 30%-го раствора соляной кислоты. Найдите массу образовавшегося хлорида магния.</p>	<p>1. Определите массу вещества в 50 г раствора с массовой долей соли 3%.</p> <p>2. Определите массу вещества в 150 г раствора с массовой долей соли 13%.</p> <p>3. Какую массу воды надо прилить к 0,5 г сахара, чтобы получить 1%-ный раствор?</p> <p>4. Какую массу воды надо прилить к 25 г соли, чтобы получить 0,1%-ный раствор?</p> <p>5. Смешали 5 г сахара и 150 мл воды. Какова массовая доля сахара в полученном растворе?</p> <p>6. Смешали 2 г соли и 140 мл воды. Какова массовая доля соли в полученном растворе?</p> <p>7*. Сколько миллилитров воды надо прилить к 346 г 34 %-ного раствора сахара, чтобы получить 12 %-ный раствор сахара?</p> <p>8*. Сколько воды надо прилить к 120 г 10 %-ного раствора гидроксида натрия, чтобы получить 3 %-ный раствор?</p> <p>9. На 36 г алюминия подействовали 64 г серы. Найдите массу образовавшегося сульфида алюминия.</p>

Контрольная работа по органической химии

Вариант №1

1. Назовите следующие вещества по международной номенклатуре:

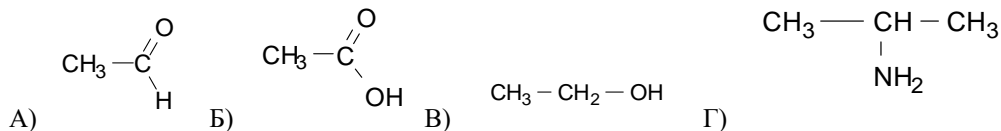


2. Напишите структурные формулы следующих соединений: 2,3-диметилбутан; 4,4-диэтилгептен-1; 4,5-диметил-4-этилгексаналь; 2,3,5-триметилгексановая кислота; 2,4,5-триметилгептанол-1.
3. Функциональную группу –ОН содержит молекула:
 А) этиловый спирт; Б) уксусный альдегид; В) ацетон; Г) диметиловый эфир.

4. К классу алканов относится вещество:

- A) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ Б) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ В) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ Г)
 $\text{HC}\equiv\text{CH}$

5. Укажите формулу альдегида



6. Мыло – это

- A) Смесь стеариновой и пальмитиновой кислоты В) натриевые и калиевые соли олеиновой кислоты
Б) натриевые и калиевые соли стеариновой и пальмитиновой кислот Г) натриевые и калиевые соли уксусной кислоты

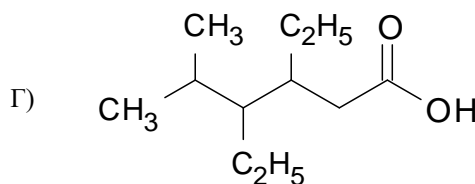
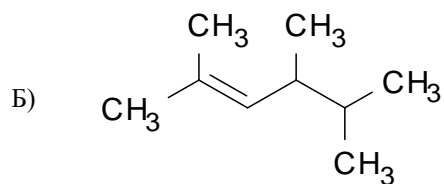
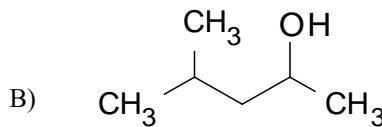
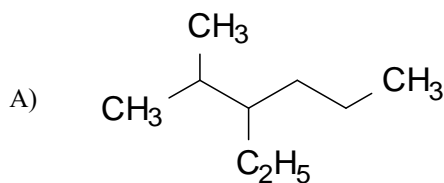
7. Укажите углевод, являющийся основной частью древесины

- A) крахмал Б) целлюлоза В) хитин Г) мальтоза

Контрольная работа по органической химии

Вариант № 2

1. Назовите следующие вещества по международной номенклатуре:



2. Напишите структурные формулы следующих соединений: 2,3-диметилгексан; 2,5-диметилгексин-3; 2-метил-4-этилгександиол-1,3; 3,3-диэтилпентаналь; 2-метил-4-этилгептановая кислота.

3. Углеводом является вещество:

- A) крахмал; Б) глицин; В) триглицерид; Г) глицерин.

4. Радикалом является:

- A) этил; Б) метан; В) этан; Г) пентан.

5. К классу алканов относится вещество:

- A) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ Б) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ В) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ Г)
 $\text{HC}\equiv\text{CH}$

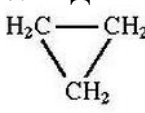
8. Мыло – это

- A) Смесь стеариновой и пальмитиновой кислоты В) натриевые и калиевые соли олеиновой кислоты
Б) натриевые и калиевые соли стеариновой и пальмитиновой кислот Г) натриевые и калиевые соли уксусной кислоты

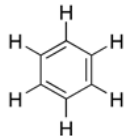
6. Жиры – это сложные эфиры

- A) этанола и высших карбоновых кислот В) глицерина и высших карбоновых кислот
Б) этиленгликоля и высших карбоновых кислот Г) глицерина и низших карбоновых кислот

Вариант 1

1. Дайте определение понятию «органическая химия»
2. Понятие «изомерия» Структурная изомерия. Напишите примеры.
3. Назовите классы, к которым относятся данные вещества:
А) CH_3COOH ; Б) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$; В) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$
4. Алканы. Определение. Напишите первые пять представителей класса алканы (формула и название)
5. Допишите реакцию галогенирования:
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 =$
6. Циклоалканы. Определение. Пример любого представителя.
7. Допишите реакцию присоединения:

 $+ \text{H}_2 =$
8. Спирты. Определение. Классификация (по количеству гидроксогрупп)
9. Назовите следующие спирты:
А) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ Б) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
В) CH_3OH
10. Сложные углеводы. Определение примеры. Формула.
11. Какая окраска раствора появилась в ходе ксантопротеиновой реакции?

Вариант 2

1. Дайте определение понятию «органические вещества»
2. Понятие «изомерия» Пространственная изомерия. Напишите примеры.
3. Назовите классы, к которым относятся данные вещества:
А) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$; Б) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$;
В) C_6H_6
4. Алкены. Определение. Напишите первые пять представителей класса алкены (формула и название)
5. Допишите реакцию гидрирования:
 $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 =$
6. Ароматические углеводороды. Определение. Пример представителя.
7. Допишите реакцию присоединения:

 $+ 3\text{H}_2 =$
8. Карбоновые кислоты. Определение. Применение и свойства уксусной кислоты.
9. Назовите следующие карбоновые кислоты:
А) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ Б) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$
В) CH_3COOH
10. Простые углеводы. Определение. Примеры. Формула.
11. Какая окраска раствора появилась в ходе биуретовой реакции?

2.2 Комплект материалов для проведения лабораторных работ и практических занятий

Критерий оценок практических работ

Оценка	Критерии
«Отлично»	1. Выполнена работа без ошибок и недочетов; 2. Допущено не более одного недочета.
«Хорошо»	1. Допущено не более одной негрубой ошибки и одного недочета; 2. Допущено не более двух недочетов.
«Удовлетворительно»	1. Допущено не более двух грубых ошибок; 2. Допущены не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; 3. Допущено не более двух-трех негрубых ошибок; 4. Допущены одна негрубая ошибка и три недочета; 5. При отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
«Неудовлетворительно»	1. Допущено число ошибок и недочетов, превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка "3"; 2. Если правильно выполнил менее половины работы

Практическое занятие №1

Решение простейших химических задач.

Цели:

Образовательные: сформировать навыки решения расчетных задач разных типов.

Развивающие: продолжить формирование общеучебных умений и навыков, способов само- и взаимоконтроля;

Воспитывающая: способствовать воспитанию таких качеств как точность в работе, самостоятельность, наблюдательность, дисциплинированность.

1. Определите массу иодида натрия NaI количеством вещества 0,6 моль.

Дано:

$$v(\text{NaI}) = 0,6 \text{ моль.}$$

Найти:

$$m(\text{NaI}) = ?$$

Решение.

1) Молярная масса иодида натрия составляет:

$$M(\text{NaI}) = M(\text{Na}) + M(\text{I}) = 23 + 127 = 150 \text{ г/моль}$$

2) Определяем массу NaI:

$$m(\text{NaI}) = v(\text{NaI}) \cdot M(\text{NaI}) = 0,6 \cdot 150 = 90 \text{ г.}$$

2. Определите массу хлорида бария BaCl₂ количеством вещества 0,4 моль.
3. Определите массу сульфата железа (II) FeSO₄ количеством вещества 0,8 моль.
4. Определите количество вещества атомного бора, содержащегося в тетраборате натрия Na₂B₄O₇ массой 40,4 г.

Дано:

$$m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 40,4 \text{ г.}$$

Найти:

$$v(\text{B}) = ?$$

Решение.

1) Молярная масса тетрабората натрия составляет 202 г/моль.

Определяем количество вещества Na₂B₄O₇:

$$v(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) / M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 40,4 / 202 = 0,2 \text{ моль.}$$

2) Вспомним, что 1 моль молекулы тетрабората натрия содержит 2 моль атомов натрия, 4 моль атомов бора и 7 моль атомов кислорода (см. формулу тетрабората натрия). Тогда количество вещества атомного бора равно:

$$v(\text{B}) = 4 \cdot v(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 4 \cdot 0,2 = 0,8 \text{ моль.}$$

5. Определите количество вещества атомной серы, содержащегося в сульфате меди CuSO₄ массой 48 г.
6. Определите количество вещества атомной серы, содержащегося в тиосульфате натрия Na₂S₂O₃ массой 47,4 г.
7. Определите массовую долю кристаллизационной воды в дигидрате хлорида бария BaCl₂·2H₂O.

Дано:

Решение.

$$m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 40,4 \text{ г.}$$

Найти:

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

1) Молярная масса $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ составляет:

$$M(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 137 + 2 \cdot 35,5 + 2 \cdot 18 = 244 \text{ г/моль}$$

2) Из формулы $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ следует, что 1 моль дигидрата хлорида бария содержит 2 моль H_2O . Отсюда можно определить массу воды, содержащейся в $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 18 = 36 \text{ г.}$$

3) Находим массовую долю кристаллизационной воды в дигидрате хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

$$\omega(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) / m(\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 36 / 244 = 0,1475 = 14,75\%.$$

8. Определите массовую долю кристаллизационной воды в декагидрате сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
9. Определите массовую долю кристаллизационной воды в гексагидрате хлорида железа (III) $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
10. Определите массовую долю кристаллизационной воды в гексагидрате сульфата марганца $\text{MnSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
11. Сколько граммов оксида меди (II) образовалось при прокаливании 6,4 г меди.

Дано:

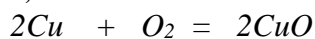
$$m(\text{Cu}) = 6,4 \text{ кг}$$

Найти:

$$m(\text{CuO}) = ?$$

Решение.

$$6,4 \text{ г} \qquad \qquad \qquad X \text{ г}$$



$\nu = 2$ моль $\nu = 2$ моль по уравнению реакции

$$M = 64 \text{ г/моль} \qquad M = 80 \text{ г/моль}$$

$$m = 128 \text{ г} \qquad \qquad m = 160 \text{ г}$$

Составляем пропорцию:

$$6,4 \text{ г} : 128 \text{ г} = X \text{ г} : 160 \text{ кг}$$

$$X = 6,4 \cdot 160 / 128$$

$$X = 8 \text{ г}$$

12. Сколько граммов оксида железа (II) образовалось при прокаливании 5,6 г железа.
13. Сколько граммов оксида серы (VI) образовалось при сжигании 3,2 г серы.
14. В реакцию с соляной кислотой вступило 13 г цинка. Определите массы израсходованной кислоты и полученной соли, а также объем выделившегося газа.

Дано:

$$m(\text{Zn}) = 13 \text{ г.}$$

Найти:

$$m(\text{HCl}) = ?$$

$$m(\text{ZnCl}_2) = ?$$

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

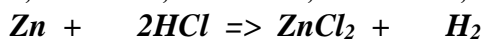
Решение.

1. Находим количество вещества цинка, разделив его массу на молярную массу:

$$\nu(\text{Zn}) = m : M = 13 \text{ г} : 65 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}$$

2. Вносим эту величину в уравнение реакции и с ее помощью определяем количества всех указанных в задаче веществ (с учетом коэффициентов):

$$0,2 \text{ моль} \quad 0,4 \text{ моль} \quad 0,2 \text{ моль} \quad 0,2 \text{ моль}$$



3. Далее расчеты по формулам:

$$m(\text{HCl}) = M \cdot \nu = 36,5 \text{ г/моль} \cdot 0,4 \text{ моль} = 14,6 \text{ г}$$

$$m(\text{ZnCl}_2) = M \cdot \nu = 136 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 27,2 \text{ г}$$

4. Объем водорода находим аналогично:

$$V(\text{H}_2) = \nu \cdot V_m = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л}$$

15. В реакцию с соляной кислотой вступило 4,8 г магния. Определите массы израсходованной кислоты и полученной соли, а также объем выделившегося газа.
16. В реакцию с серной кислотой вступило 22,4 г железа. Определите массы израсходованной кислоты и полученной соли, а также объем выделившегося газа.
17. При взаимодействии соляной кислоты с цинком образовалось 68 г хлорида цинка. Определите массы исходных веществ, а также объем выделившегося газа.

18. При взаимодействии серной кислоты с железом образовалось 30,4 г сульфата железа (II). Определите массы исходных веществ, а также объем выделившегося газа.

Практическое занятие № 2.

Составление электронных конфигураций атомов

Учебная цель: обобщить знания об электронном строении атомов химических элементов; закрепить умения и навыки составления электронных формул атомов химических элементов, а также их графических изображений. Отработать основные понятия: «электронное облако», «атомная орбиталь», «радиус».

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

Атом состоит из **атомного ядра** и **электронной оболочки**. Ядро атома состоит из протонов (p^+) и нейтронов (n^0). У атома водорода ядро состоит из одного протона. Число протонов $N(p^+)$ равно заряду ядра (Z) и порядковому номеру элемента в естественном ряду элементов (и в периодической системе элементов). $N(p^+) = Z$

Сумма числа нейтронов $N(n^0)$, обозначаемого просто буквой N , и числа протонов Z называется **массовым числом** и обозначается буквой A .

$$A = Z + N$$

Электронная оболочка атома состоит из движущихся вокруг ядра электронов (e^-).

Число электронов $N(e^-)$ в электронной оболочке нейтрального атома равно числу протонов Z в его ядре.

Химический элемент – вид атомов (совокупность атомов) с одинаковым зарядом ядра (с одинаковым числом протонов в ядре).

Изотоп – совокупность атомов одного элемента с одинаковым числом нейтронов в ядре (или вид атомов с одинаковым числом протонов и одинаковым числом нейтронов в ядре).

Разные изотопы отличаются друг от друга числом нейтронов в ядрах их атомов.

Обозначение отдельного атома или изотопа: ${}^A_Z X$ (X – символ элемента), например: ${}^1_1\text{H}$, ${}^{32}_{16}\text{O}$, ${}^{35}_{17}\text{Cl}$.

Атомная орбиталь – состояние электрона в атоме. Условное обозначение орбитали – □. Каждой орбитали соответствует электронное облако.

Орбитали реальных атомов в основном (невозбужденном) состоянии бывают четырех типов: s , p , d и f .

Орбитали одного слоя образуют **электронный («энергетический») уровень**, их энергии одинаковы у атома водорода, но различаются у других атомов.

Однотипные орбитали одного уровня группируются в **электронные (энергетические) подуровни**:

s -подуровень (состоит из одной s -орбитали), условное обозначение – □.

p -подуровень (состоит из трех p -орбиталей), условное обозначение – □□□.

d -подуровень (состоит из пяти d -орбиталей), условное обозначение – □□□□□.

f -подуровень (состоит из семи f -орбиталей), условное обозначение – □□□□□□□.

Энергии орбиталей одного подуровня одинаковы.

При обозначении подуровней к символу подуровня добавляется номер слоя (электронного уровня), например: $2s$, $3p$, $5d$ означает s -подуровень второго уровня, p -подуровень третьего уровня, d -подуровень пятого уровня.

Общее число подуровней на одном уровне равно номеру уровня n . Общее число орбиталей на одном уровне равно n^2 . Соответственно этому, общее число облаков в одном слое равно также n^2 .

Обозначения: □ – свободная орбиталь (без электронов),

• – орбиталь с неспаренным электроном,

↑↓ – орбиталь с электронной парой (с двумя электронами).

Порядок заполнения электронами орбиталей атома определяется тремя законами природы (формулировки даны в приложении 2):

Валентные электроны – электроны атома, которые могут принимать участие в образовании химических связей. У любого атома это все внешние электроны плюс те предвнешние электроны, энергия которых больше, чем у внешних. Например: у атома Са внешние электроны – $4s^2$, они же и валентные; у атома Fe внешние электроны – $4s^2$, но у него есть $3d^6$, следовательно у атома железа 8 валентных электронов. Валентная электронная формула атома кальция – $4s^2$, а атома железа – $4s^23d^6$.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Какое строение имеет атом?
 2. Какие элементарные частицы входят в состав ядра атома? Как определяется заряд ядра атома?
 3. Что определяет сумма протонов и нейтронов?
 4. Дайте определение химического элемента.
 5. Как определить число протонов, нейтронов и электронов в атоме?
- Докажите, что атом – электронейтральная частица.
6. Дайте определение изотопа.

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

Указать элемент, в атоме которого:	
Вариант 1	Вариант 2
а) 25 протонов	а) 41 протон
б) 13 электронов	б) 20 электронов

Образец решения задания № 1

Указать элемент, в атоме которого 30 протонов.

Алгоритм решения

Дано: $N(p^+) = 30$.

Найти: элемент.

Решение

Известно, что число протонов $N(p^+)$ равно заряду ядра (Z) и порядковому номеру элемента в естественном ряду элементов (и в периодической системе элементов) $N(p^+) = Z$.

Определяемый элемент имеет $N(p^+) = Z = 30$.

В Периодической таблице Д.И. Менделеева это цинк (Zn).

Ответ: цинк (Zn)

Задание 2

Назвать два элемента, в атоме которых:	
Вариант 1	Вариант 2
3 энергетических уровня	5 энергетических уровней

Образец решения задания № 2

Назвать два элемента, в атоме которых 4 энергетических уровня.

Алгоритм решения

Дано: 4 энергетический уровень.

Найти: 2 элемента.

Решение

Номер периода в Периодической системе химических элементов им. Д.И. Менделеева указывает, сколько энергетических уровней имеет тот или иной элемент. Поэтому любой элемент из 4 периода относится к атомам, у которых 4 энергетических уровня.

Выберем два элемента из 4 периода Периодической системы химических элементов им. Д.И. Менделеева, например это могут быть калий (K), порядковый номер 19 и цинк (Zn), порядковый номер 30.

Ответ: калий (K), порядковый номер 19 и цинк (Zn), порядковый номер 30.

Задание 3

Определить два элемента, в атоме которых на последнем энергетическом уровне:	
Вариант 1	Вариант 2
4 валентных электрона	7 валентных электронов

Образец решения задания № 3

Определить два элемента, в атоме которых на последнем энергетическом уровне 5 валентных электронов.

Алгоритм решения

Дано: 5 валентных электронов.

Найти: 2 элемента.

Решение

Число валентных электронов определяют с помощью Периодической таблицы Д.И. Менделеева, а именно, по номеру группы, в которой находится элемент (подгруппу при этом не учитывают).

Таким образом, найдем два элемента из 5 группы, пусть это будут: азот (N, порядковый номер 7) и фосфор (P, порядковый номер 15).

Ответ: азот и фосфор.

Задание 4

Указать местоположение элементов в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, напишите электронные формулы атомов данных элементов:	
Вариант 1	Вариант 2
а) № 37 б) № 30	а) № 24 б) № 50

Образец решения задания № 4

Указать местоположение элементов в периодической системе химических элементов, напишите электронные формулы атомов данных элементов:

а) № 41

б) № 68

Алгоритм решения

Дано: элементы с порядковыми номерами 41 и 68.

Найти: 1) месторасположение элементов в периодической системе химических элементов;

2) электронные формулы атомов элементов.

Решение

Элемент с порядковым номером 41 – это ниобий (Nb). Элемент расположен в 5 периоде, значит у атома 5 энергетических уровней, в 6 ряду, следовательно у него 6 подуровней, 5 группе, побочной подгруппе, следовательно у элемента 5 валентных электронов.

Электронная конфигурация Nb: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^4$.

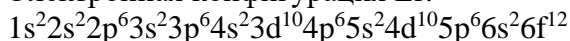
Проверяем сумму электронов в атоме:

$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 6 + 1 + 4 = 41$$

Следовательно, электронная конфигурация атома написана верно.

Элемент с порядковым номером 68 – это эрбий (Er). Элемент расположен в 6 периоде, значит у атома 6 энергетических уровней, в 8 ряду, следовательно у него 8 подуровней, в 3 группе, подгруппе лантаноидов, у элемента 14 валентных электронов.

Электронная конфигурация Er:



Проверяем сумму электронов в атоме:

$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 6 + 2 + 10 + 6 + 2 + 12 = 68$$

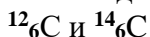
Следовательно, электронная конфигурация атома написана верно.

Задание 5

Чем сходны и чем отличаются по составу изотопы:	
Вариант 1	Вариант 2
$^{40}_{19}\text{K}$ $^{39}_{19}\text{K}$	$^{35}_{17}\text{Cl}$ $^{37}_{17}\text{Cl}$

Образец решения задания № 5

Чем сходны и чем отличаются по составу изотопы:



Алгоритм решения

Дано: изотопы: $^{12}_6\text{C}$ и $^{14}_6\text{C}$

Найти: сходства и различия изотопов.

Решение

Изотопы $^{12}_6\text{C}$ и $^{14}_6\text{C}$ отличаются массовым числом (A), но имеют одинаковый заряд ядра (Z), т.е. число протонов ($N(p^+) = 6$) и число электронов ($N(e^-) = 6$). Также изотопы отличаются числом нейтронов ($N(n^0)$).

Изотоп $^{12}_6\text{C}$: Массовое число $A = 12$, число протонов $N(p^+) = 6$, число электронов $N(e^-) = 6$, число нейтронов $N(n^0) = 12 - 6 = 6$.

Изотоп $^{14}_6\text{C}$: Массовое число $A = 14$, число протонов $N(p^+) = 6$, число электронов $N(e^-) = 6$, число нейтронов $N(n^0) = 14 - 6 = 8$.

Вопросы для контроля

1. Какое строение имеет электронная оболочка атома? Как определяется число электронов в ней?
2. Как определить максимальное количество электронов на энергетическом уровне?
3. Как определяется количество электронов на внешнем энергетическом уровне?
4. Что такое орбиталь? Какую форму имеют s- и p-орбитали? Какие электроны называются s- и p-электронами?
5. Что такое электронная формула?

Форма контроля выполнения практического задания:

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

Лабораторная работа № 1

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ РАЗЛИЧНЫХ ВИДОВ КОНЦЕНТРАЦИИ

Цель работы: приготовить раствор сахарозы процентной и молярной концентрации.

Реактивы и оборудование:

- сахароза – $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$;
- цилиндр 100 мл;
- коническая колба 100 мл;
- мерная колба 100 мл;
- глазная пипетка.
- дистиллированная вода;
- лабораторные весы;
- шпатель;
- стеклянная палочка;
- резиновая пробка;
- воронка

Ход работы:

Опыт №1. Приготовление раствора сахарозы и определение его процентной концентрации.

1. Отмерьте мерным цилиндром 50 мл дистиллированной воды и влейте ее в коническую колбу, емкостью 100мл.
2. Чайную ложку сахарного песка (или 2 кусочка) взвесьте на лабораторных весах.
3. Поместите взвешенную сахарозу в колбу с водой и перемешивайте стеклянной палочкой до полного растворения.
4. Произведите следующие расчеты:

а. Определите массовую долю сахарозы в растворе.

$$\begin{aligned}m(\text{воды}) &= \rho(\text{воды}) \cdot V(\text{воды}) = \\m(\text{раствора}) &= m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) + m(\text{воды}) = \\& \quad m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) \\ \omega(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) &= \frac{\quad}{m(\text{раствора})} = \end{aligned}$$

ω – массовая доля сахарозы, %;

ρ – плотность вещества, г/мл;

m – масса, г;

V – объем, мл.

б. Определите количество молекул сахара в полученном растворе:

$$\begin{aligned}N(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) &= N_A \cdot n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \\& \quad m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \\ n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) &= \frac{\quad}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})} = \end{aligned}$$

N – количество молекул, шт;

N_A – постоянная Авогадро, $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹;

n – количество вещества, моль;

m – масса, г;

M – молярная масса, г/моль.

Опыт №2. Приготовление 0,1М раствора сахарозы.

Задание. Приготовьте 100 мл 0,1М раствора сахарозы.

Ход опыта:

1. Расчет навески:

$$g_{\text{теор. (сахарозы)}} = C_M(\text{моль/л}) \cdot M(\text{г/моль}) \cdot V(\text{л}) =$$

$$M(\text{сахарозы}) =$$

2. Взятие навески, взвешивание ведется на аналитических весах.

3. Растворение навески:

- Заполните мерную колбу на треть объема дистиллированной водой.
- Высыпьте навеску в мерную колбу через сухую воронку. Смойте небольшим количеством воды остатки навески с воронки и горлышка колбы.
- Растворите сахарозу в налитом объеме воды.
- Доведите объем раствора в колбе дистиллированной водой до метки по нижней границе мениска (последние капли воды добавляйте глазной пипеткой).
- Закройте колбу пробкой и перемешайте 15 – 20 раз.

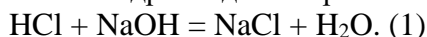
Практическое занятие №3.

Составление уравнений реакций в молекулярной и ионной формах

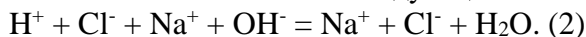
Цель: уметь составлять уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

При растворении многих веществ в воде происходит процесс диссоциации - вещества распадаются на ионы. Например, молекулы HCl в водной среде диссоциируют на катионы водорода (H⁺, точнее, H₃O⁺) и анионы хлора (Cl⁻). Бромид натрия (NaBr) находится в водном растворе не в виде молекул, а в виде гидратированных ионов Na⁺ и Br⁻ (кстати, в твердом бромиде натрия тоже присутствуют ионы).

Записывая "обычные" (молекулярные) уравнения, мы не учитываем, что в реакцию вступают не молекулы, а ионы. Вот, например, как выглядит уравнение реакции между соляной кислотой и гидроксидом натрия:

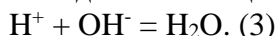


Разумеется, эта схема не совсем верно описывает процесс. Как мы уже сказали, в водном растворе практически нет молекул HCl, а есть ионы H^+ и Cl^- . Так же обстоят дела и с NaOH. Правильнее было бы записать следующее:



Это и есть **полное ионное уравнение**. Вместо "виртуальных" молекул мы видим частицы, которые реально присутствуют в растворе (катионы и анионы). Не будем пока останавливаться на вопросе, почему H_2O мы записали в молекулярной форме. Чуть позже это будет объяснено. Как видите, нет ничего сложного: мы заменили молекулы ионами, которые образуются при их диссоциации.

Впрочем, даже полное ионное уравнение не является безупречным. Действительно, присмотритесь повнимательнее: и в левой, и в правой частях уравнения (2) присутствуют одинаковые частицы - катионы Na^+ и анионы Cl^- . В процессе реакции эти ионы не изменяются. Зачем тогда они вообще нужны? Уберем их и получим **краткое ионное уравнение**:



Как видите, все сводится к взаимодействию ионов H^+ и OH^- с образованием воды (реакция нейтрализации).

Итак, еще раз о терминологии:

- $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ - молекулярное уравнение ("обычное" уравнения, схематично отражающее суть реакции);
- $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- = \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ - полное ионное уравнение (видны реальные частицы, находящиеся в растворе);
- $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ - краткое ионное уравнение (мы убрали весь "мусор" - частицы, которые не участвуют в процессе).

Алгоритм написания ионных уравнений

1. Составляем молекулярное уравнение реакции.
2. Все частицы, диссоциирующие в растворе в ощутимой степени, записываем в виде ионов; вещества, не склонные к диссоциации, оставляем "в виде молекул".
3. Убираем из двух частей уравнения т. н. ионы-наблюдатели, т. е. частицы, которые не участвуют в процессе.
4. Проверяем коэффициенты и получаем окончательный ответ - краткое ионное уравнение.

Пример 1. Составьте полное и краткое ионные уравнения, описывающие взаимодействие водных растворов хлорида бария и сульфата натрия.

Решение. Будем действовать в соответствии с предложенным алгоритмом. Составим сначала молекулярное уравнение. Хлорид бария и сульфат натрия - это две соли. Заглянем в раздел справочника "Свойства неорганических соединений". Видим, что соли могут взаимодействовать друг с другом, если в ходе реакции образуется осадок. Проверим:

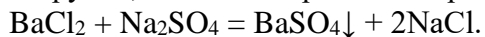
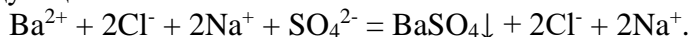
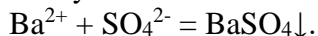


Таблица растворимости подсказывает нам, что BaSO_4 действительно не растворяется в воде (направленная вниз стрелка, напомним, символизирует, что данное вещество выпадает в осадок). Молекулярное уравнение готово, переходим к составлению полного ионного уравнения. Обе соли, присутствующие в левой части, записываем в ионной форме, а вот в правой части оставляем BaSO_4 в "молекулярной форме" (о причинах этого - чуть позже!) Получаем следующее:



Осталось избавиться от балласта: убираем ионы-наблюдатели. В данном случае в процессе не участвуют катионы Na^+ и анионы Cl^- . Стираем их и получаем краткое ионное уравнение:



Как превратить молекулярное уравнение в полное ионное уравнение

Начинается самое интересное. Мы должны понять, какие вещества следует записывать в виде ионов, а какие - оставить в "молекулярной форме". Придется запомнить следующее.

В виде ионов записывают:

- растворимые соли (подчеркиваю, только соли хорошо растворимые в воде);
- щелочи (напомню, что щелочами называют растворимые в воде основания, но не NH_4OH);
- сильные кислоты (H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 , HClO_3 , H_2SeO_4 , ...).

Как видите, запомнить этот список совсем несложно: в него входят сильные кислоты и основания и все растворимые соли. Кстати, особо бдительным юным химикам, которых может возмутить тот факт, что сильные электролиты (нерастворимые соли) не вошли в этот перечень, могу сообщить следующее: НЕвключение нерастворимых солей в данный список вовсе не отвергает того, что они являются сильными электролитами.

Все остальные вещества должны присутствовать в ионных уравнениях в виде молекул. Тем требовательным читателям, которых не устраивает расплывчатый термин "все остальные вещества", и которые, следуя примеру героя известного фильма, требуют "огласить полный список" даю следующую информацию.

В виде молекул записывают:

- все нерастворимые соли;
- все слабые основания (включая нерастворимые гидроксиды, NH_4OH и сходные с ним вещества);
- все слабые кислоты (H_2CO_3 , HNO_2 , H_2S , H_2SiO_3 , HCN , HClO , практически все органические кислоты ...);
- вообще, все слабые электролиты (включая воду!!!);
- оксиды (всех типов);
- все газообразные соединения (в частности, H_2 , CO_2 , SO_2 , H_2S , CO);
- простые вещества (металлы и неметаллы);
- практически все органические соединения (исключение - растворимые в воде соли органических кислот).

Вопросы и задания:

1. Какие вещества относятся к электролитам? Что называется электролитической диссоциацией? Что такое степень электролитической диссоциации?

2. Задание 1. Написать молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций, протекающих при взаимодействии растворов следующих веществ:

1. $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow 3\text{NaCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3$
2. $\text{FeCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Fe}(\text{OH})_2$
3. $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{AgCl}$
4. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HCl} + \text{BaSO}_4$
5. $\text{ZnCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Zn}(\text{OH})_2$
6. $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{CH}_3\text{COOH}$
8. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{BaSO}_4$
9. $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
10. $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
11. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3$
14. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaCl}$
15. $2\text{NaOH} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
16. $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2$

Вывод: Реакции ионного обмена идут до конца, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество.

Практическое занятие № 4.

Составление названий комплексных соединений.

В химии под номенклатурой понимают систему правил составления названий соединений. Правила номенклатуры разрабатываются Международным союзом чистой и прикладной химии (IUPAC).

Согласно номенклатуре комплексных соединений, название комплексного аниона начинают с указания состава внутренней сферы *. Во внутренней сфере прежде всего называют анионы, прибавляя к их названию окончание -о. Например: Cl⁻ (хлоро-), CN⁻ (циано-), OH⁻ (гидроксо-) и т.д. Далее называют нейтральные лиганды *. При этом для аммиака используют название “аммин”, для воды – “аква”. Количество лигандов указывают греческими числительными: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса. Затем называют комплексообразователь *, используя для него латинское название и окончание -ат, после чего римскими цифрами в скобках указывают степень окисления * комплексообразователя. После обозначения состава внутренней сферы называют внешнесферные катионы.

Если комплексообразователь входит в состав катиона, то название внутренней сферы составляют так же, как в случае комплексного аниона, но используют русское название комплексообразователя и в скобках указывают степень его окисления. Примеры:

K[Fe(NH₃)₂(CN)₄] – тетрацианодиамильфerrat (III) калия

K₄[Fe(CN)₆] – гексацианоферрат (II) калия

Na₂[PtCl₆] – гексахлороплатинат (IV) калия

(NH₄)₂[Pt(OH)₂Cl₄] – тетрахлородигидроксоплатинат (IV) аммония

[Pt(NH₃)₄Cl₂]Cl₂ – хлорид дихлоротетраамминплатины (IV)

[Ag(NH₃)₂]Cl – хлорид диамиинсеребра (I)

Если комплексное соединение является неэлектролитом, т.е. не содержит ионов во внешней сфере, то степень окисления центрального атома не указывается, т.к. она однозначно определяется из условия электронейтральности комплекса. Например:

[RhI₃(NH₃)₃] – триидотриамминродий

[Co(NO₂)₃(H₂O)₃] – тринитротриакобальт

[Cu(CNS)₂(NH₃)₂] – диороданодиамиинмедь.

Практическое занятие № 5.

Решение задач на скорость химической реакции.

Алгоритм решения задач по теме "Скорость химической реакции"

Задача №1

Реакция протекает по уравнению $A+B = 2C$. Начальная концентрация вещества A равна 0,22 моль/л, а через 10 с — 0,215 моль/л. Вычислите среднюю скорость реакции.

Решение:

Используем формулу для расчёта

$$v = \pm \Delta C / \Delta t = \pm (0,215 - 0,22) / (10 - 0) = 0,0005 \text{ моль/л} \cdot \text{с}$$

Задача №2

Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30 до 70 °C, если температурный коэффициент скорости равен 2.

Решение:

По правилу Вант-Гоффа

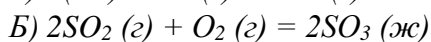
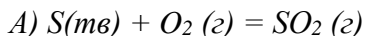
$$v = v_0 \cdot \gamma^{(t_2 - t_1) / 10}$$

По условию задачи требуется определить v/v_0 :

$$v/v_0 = 2^{(70 - 30) / 10} = 2^4 = 16$$

Задача №3

Запишите кинетическое уравнение для следующих уравнений реакций:



Решение:

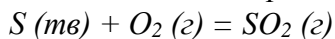
Согласно закону действующих масс, который действует для газов и жидкостей:

$$v = \kappa_1 C(O_2)$$

$$v = \kappa_2 C^2(SO_2) \cdot C(O_2)$$

Задача №4

Как изменится скорость реакции:



при увеличении давления в системе в 4 раза?

Решение:

- Запишем кинетическое уравнение для реакции до повышения давления в системе. Обозначим концентрацию кислорода

$C(O_2) = a$, концентрация серы - твёрдого вещества не учитывается.

$$v = \kappa_1 a$$

- При повышении давления в 4 раза, объём уменьшается в 4 раза, следовательно концентрация газа кислорода увеличится в 4 раза и кинетическое уравнение примет вид:

$$v' = \kappa_1 4a$$

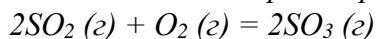
- Определяем, во сколько раз возрастёт скорость реакции:

$$v' / v = \kappa_1 4a / \kappa_1 a = 4$$

Следовательно, при повышении давления в 4 раза, скорость данной реакции увеличится в 4 раза.

Задача №5

Как изменится скорость реакции:



при увеличении давления в системе в 2 раза?

Решение:

- Запишем кинетическое уравнение для реакции до повышения давления в системе. Обозначим концентрацию SO_2

$C(SO_2) = a$, концентрация кислорода $C(O_2) = b$.

$$v = \kappa_1 a^2 \cdot b$$

- При повышении давления в 2 раза, объём уменьшается в 2 раза, следовательно концентрация газа кислорода и SO_2 увеличится в 2 раза и кинетическое уравнение примет вид:

$$v' = \kappa_1 (2a)^2 \cdot 2b = \kappa_1 4a^2 \cdot 2b = \kappa_1 8a^2 \cdot b$$

- Определяем, во сколько раз возрастёт скорость реакции:

$$v' / v = \kappa_1 8a^2 \cdot b / \kappa_1 a^2 \cdot b = 8$$

Следовательно, при повышении давления в 2 раза, скорость данной реакции увеличится в 8 раз.

Задача №6

При температуре 10 °С реакция протекает за 5 мин, при 20°С – за 1 мин. Рассчитайте температурный коэффициент скорости реакции.

Дано:

$$t_0 = 10 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$t = 20 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\tau_0 = 300 \text{ c}$$

$$\tau = 60 \text{ с}$$
$$\gamma = ?$$

Решение:

1) При условии, что концентрация вещества (С), вступившего в реакцию, постоянна:

При температуре 10 °С скорость реакции равна $v_0 = \Delta C / \Delta \tau_0$,
 $v_0 = \Delta C / 300$, $\Delta C = 300v_0$

При температуре 30 °С скорость реакции равна $v = \Delta C / \Delta \tau$,
 $v = \Delta C / 60$, $\Delta C = 60v$. Следовательно, $300v_0 = 60v$, а $v/v_0 = 300/60 = 5$.

2) По правилу Вант Гоффа: $v = v_0 \gamma^{\Delta t/10}$, $v/v_0 = \gamma^{\Delta t/10}$

3) Согласно рассуждениям (1) и (2), получим $\gamma^{(20-10)/10} = \gamma = 5$

Практическое занятие № 6.

Гидролиз. Составление уравнений.

Алгоритм написания уравнений гидролиза

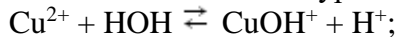
Гидролиз по катиону

1. Определяем тип гидролиза. Необходимо написать уравнение диссоциации соли.

Гидролиз сульфата меди (II): $\text{CuSO}_4 = \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$

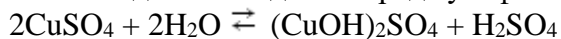
Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. Гидролиз по катиону.

2. Записываем ионное уравнение гидролиза, определяем среду:



образуется катион гидроксомеди(II) и ион водорода, среда кислая

3. Составляем молекулярное уравнение. Из положительных и отрицательных частиц, находящихся в растворе, записываются нейтральные частицы, существующие только на бумаге. В данном случае из $\text{CuOH}^+ \text{SO}_4^{2-}$ составляем $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Для уравнивания числа ионов меди необходимо перед сульфатом меди поставить коэффициент два. Получаем:



Продукт реакции относится к группе основных солей: сульфат гидроксомеди (II).

Гидролиз по аниону

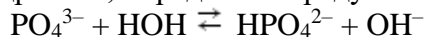
Гидролиз ортофосфата рубидия.

1. Определяем тип гидролиза.



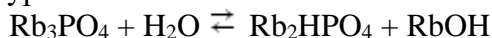
Рубидий – щелочной металл, его гидроксид сильное основание, фосфорная кислота, особенно по своей третьей стадии диссоциации, отвечающей образованию фосфатов – слабая кислота. Гидролиз по аниону.

2. Пишем ионное уравнение гидролиза, определяем среду



Продукты: гидрофосфат-ион и гидроксид-ион среда щелочная.

3. Составляем молекулярное уравнение.



Получили кислую соль – гидрофосфат рубидия.

Гидролиз по катиону и аниону

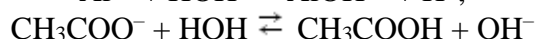
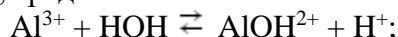
Ацетат алюминия

1. Определяем тип гидролиза.



Соль слабого основания и слабой кислоты – гидролиз по катиону и аниону.

2. Ионные уравнения гидролиза, среда.



Учитывая, что гидроксид алюминия очень слабое основание, предположим, что гидролиз по катиону будет протекать в большей степени, чем по аниону, следовательно, в растворе будет избыток ионов водорода и среда будет кислая.

3. Составляем молекулярное уравнение.



Полученную соль назовем ацетат гидроксоалюминия.

Задания: Составить возможные уравнения гидролиза для следующих веществ: K_2S ; $CrCl_3$; $ZnCl_2$; $Al_2(SO_4)_3$; $Pb(NO_3)_2$; KCl ; MgS .

Практическое занятие № 7.

Окислительно-восстановительные реакции.

Подбор коэффициентов методом электронного баланса.

Правила расстановки степеней окисления.

0 0 0 0 0

1. Степень окисления атомов в простом веществе равна нулю (S, Cu, Br₂, O₃, P₄).
2. В бинарных (двухэлементных) соединениях отрицательную степень окисления проявляют атомы более электроотрицательного элемента
+2 -3 +4 -2 +1-1
(Ca₃N₂, CS₂, ICl).
3. Сумма степеней окисления всех атомов в молекуле (формульной единице) равна нулю, а в ионе — заряду иона.
4. Степень окисления атомов щелочных металлов в соединениях всегда равна +1; степень окисления атомов магния и щелочно-земельных металлов в соединениях всегда равна +2; степень окисления атомов алюминия в соединениях всегда равна +3.
5. Степень окисления атомов водорода в соединениях равна +1 (кроме гидридов металлов).
6. Степень окисления атомов фтора в соединениях равна -1.
7. Степень окисления атомов кислорода в соединениях равна -2 (кроме фторидов, пероксидов, надпероксидов).
8. Степень окисления атомов в кислотном остатке для кислоты и всех ее солей одинакова.
+7 +1 +7 -2
Cu(ClO₄)₂, так как HClO₄
9. Для простых ионов их заряд соответствует степени окисления атомов (для алюминия в сульфате алюминия Al₂(SO₄)₃ заряд иона 3+, степень окисления +3).

Упражнения по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Определите степень окисления:
а) фосфора в H_3PO_4 , $Ca(H_2PO_4)_2$, P_2O_5 , Mg_3P_2 ;
б) азота в $NaNO_2$, NH_4NO_3 , Ca_3N_2 , N_2O ;
в) меди в Cu_2O , $Cu(NO_3)_2$, $(CuOH)_2CO_3$, $CuCl$;
г) серы в K_2SO_3 , $Mg(HS)_2$, $KAl(SO_4)_2$, FeS_2 ;
д) ртути в HgO , Hg_2O , $HgCl_2$, $Hg_2(NO_3)_2$.
2. Проставьте степени окисления атомов элементов в соединениях:
 $K_2B_4O_7$, $CaMnO_4$, $NaClO_4$, $Sn(SO_4)_2$, $Na_2Cr_2O_7$.
3. В следующих уравнениях реакций определите окислитель и восстановитель, их степень окисления, расставьте коэффициенты методом электронного баланса:
а) $MnO_2 + KClO_3 + KOH = K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
б) $CuCl_2 + SO_2 + H_2O = CuCl + HCl + H_2SO_4$
в) $HgS + HNO_3 + HCl = HgCl_2 + S + NO + H_2O$
г) $AsH_3 + AgNO_3 + H_2O = H_3AsO_4 + Ag + HNO_3$
д) $Zn + KNO_3 + KOH = K_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$
е) $NH_4NO_3 = N_2O + H_2O$
ж) $K_2MnO_4 + H_2O = KMnO_4 + MnO_2 + KOH$
з) $SnCl_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = Sn(SO_4)_2 + SnCl_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

Практическое занятие № 8.

Электролиз. Составление уравнений

Правила для определения продуктов электролиза водных растворов электролитов:

1. Процесс на катоде (схема 1) зависит не от материала катода, из которого он сделан, а от положения металла (катиона электролита) в электрохимическом ряду напряжений, при этом если:
 - 1.1. Катион электролита расположен в ряду напряжений в начале ряда (по алюминий включительно), то на катоде идет процесс восстановления воды (выделяется водород). Катионы металла не восстанавливаются, они остаются в растворе.
 - 1.2. Катион электролита находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла, и молекулы воды.
 - 1.3. Катион электролита находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде восстанавливаются катионы металла.
 - 1.4. В растворе содержатся катионы разных металлов, то сначала восстанавливается катион металла, стоящего в ряду напряжений правее.
2. Процесс на аноде (схема 2) зависит от материала анода и от природы аниона.

2.1. Если *анод растворяется* (железо, цинк, медь, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза), то окисляется металл анода, несмотря на природу аниона.

2.2. Если *анод не растворяется* (его называют инертным – графит, золото, платина), то:

- при электролизе растворов солей *бескислородных кислот (кроме фторидов)* на аноде идет процесс окисления аниона;
- при электролизе растворов солей *кислородсодержащих кислот и фторидов* на аноде идет процесс окисления воды (выделяется кислород). Анионы не окисляются, они остаются в растворе;

в) анионы по их способности окисляться располагаются в следующем порядке:

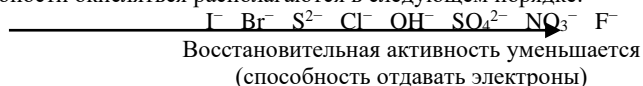


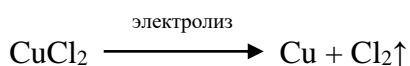
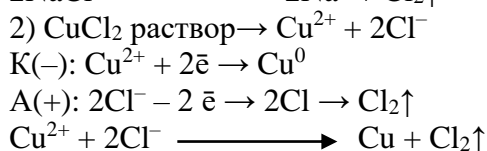
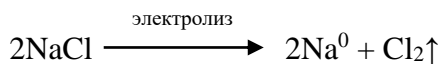
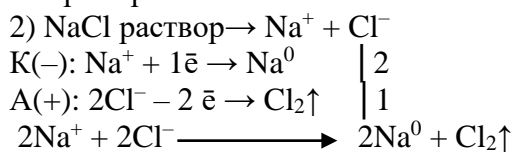
Схема 1 Катодные процессы

Li Cs Rb K Ba Sr Ca Na Mg Be Al	Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb	H ₂ Cu Hg Ag Pt Au
Li ⁺ Cs ⁺ Rb ⁺ K ⁺ Ba ²⁺ Sr ²⁺ Ca ²⁺ Na ⁺ Mg ²⁺ Be ²⁺ Al ³⁺	Mn ²⁺ Zn ²⁺ Cr ³⁺ Fe ²⁺ Cd ²⁺ Co ²⁺ Ni ²⁺ Sn ²⁺ Pb ²⁺	2H ⁺ Cu ²⁺ Hg ²⁺ Ag ⁺ Pt ²⁺ Au ³⁺
Восстанавливается вода: 2H ₂ O + 2ē = H ₂ ↑ + 2OH ⁻ ; M ⁿ⁺ не восстанавливается + nē	Восстанавливаются катионы металла и вода: M ⁿ⁺ + nē = M ⁰ ; 2H ₂ O + 2ē = H ₂ ↑ + 2OH ⁻	Восстанавливаются катионы металла: M ⁿ⁺ + nē = M ⁰
Усиление окислительных свойств катионов (способности принимать электроны)		

Схема 2 Анодные процессы

Кислотный остаток An ^{m-} (анион)	Анод	
	Растворимый	Нерастворимый
Бескислородный	Окисление металла анода M ⁰ – nē = M ⁿ⁺ анод раствор	Окисление аниона (кроме F ⁻) An ^{m-} – mē = An ⁰
Кислородсодержащий		В кислотной и нейтральной средах: 2H ₂ O – 4ē = O ₂ ↑ + 4H ⁺ В щелочной среде: 4OH ⁻ – 4ē = O ₂ ↑ + 2H ₂ O

Например:



Задания:

- Напишите уравнения электролиза расплавленных солей, протекающих на инертных электродах: а) KBr, б) CaCl₂, в) NaOH.
- Напишите уравнения электролиза растворов следующих веществ, протекающих на инертных электродах: а) Co(NO₃)₂, б) K₂S, в) Li₂SO₄, г) FeCl₃, д) Ba(OH)₂.

Лабораторная работа № 2

ИССЛЕДОВАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ КИСЛОТ

Цель работы: исследовать химические свойства кислот в ходе химического эксперимента.

Реактивы и оборудование:

- соляная кислота – HCl
- серная кислота – H₂SO₄
- азотная кислота – HNO₃
- гидроксида натрия – NaOH
- сульфата меди(II) – CuSO₄
- хлорид бария – BaCl₂

- карбонат натрия – Na_2CO_3
- оксид меди (II) – CuO
- кусочки медной проволоки – Cu
- железные опилки – Fe
- метиловый оранжевый
- фенолфталеин
- палетка
- штатив с пробирками
- шпатель

Меры предосторожности: аккуратно работайте с растворами кислот и щелочей. При попадании раствора на кожу немедленно обратитесь к преподавателю.

Ход работы:

Опыт №1. Действие кислот на индикаторы.

В два углубления палетки налейте немного разбавленной серной кислоты, в следующие два налейте разбавленной соляной кислоты, и в следующие два разбавленной азотной кислоты.

В первое углубление с серной кислотой добавьте несколько капель раствора фенолфталеина, а во вторую – метилового оранжевого.

Проведите такие же опыты с соляной и азотной кислотами.

Фенолфталеин остается бесцветным, а метиловый оранжевый становится розовым (красный).

Задание. Даны растворы двух веществ. Как можно практически доказать, что одно из них является раствором кислоты?

Опыт №2. Взаимодействие металлов с кислотами.

Налейте в две пробирки раствор серной кислоты. В первую поместите немного железных опилок, а во вторую опустите кусочек меди. (Что наблюдаете? В какой из пробирок видны изменения, свидетельствующие о происходящей реакции?)

Задание. Напишите уравнения реакции между серной кислотой и железом. К какому типу относится эта реакция?

Опыт №3. Взаимодействие кислот с оксидами металлов.

Возьмите три пробирки и насыпьте в первую пробирку немного оксида меди (II), во вторую – оксид цинка, в третью – оксид магния, затем добавьте в каждую пробирку по 1 мл раствора серной кислоты. (Что наблюдаете?)

Задание. Напишите уравнения реакции между серной кислотой и выданными оксидами металлов. К какому типу относятся эти реакции?

Опыт №4. Взаимодействие кислот с основаниями.

А) В углубление палетки налейте пару капель раствора гидроксида натрия и добавьте к нему каплю раствора фенолфталеина. К раствору малинового цвета прибавляйте по каплям серную или соляную кислоту. (Что наблюдаете?) Происходит разогревание и обесцвечивание раствора.

Б) В другое углубление налейте пару капель сульфата меди (II) и добавьте гидроксид натрия. (Что наблюдаете?) В это же углубление к получившемуся осадку добавьте соляную кислоту. (Что наблюдаете?) Происходит растворение образовавшегося голубого осадка.

Задание. Составьте уравнения реакций, которые наблюдались в этом опыте. К какому типу относятся эти реакции?

Опыт №5. Взаимодействие кислот с растворами солей.

В одно углубление палетки налейте пару капель хлорида бария, а в другое карбоната натрия. В оба углубления добавьте по несколько капель соляной кислоты. (Что наблюдаете?)

Задание. Составьте уравнения реакций, которые наблюдались в этом опыте. К какому типу относятся эти реакции?

После всей работы сделайте вывод о свойствах кислот.

Лабораторная работа №3

ИССЛЕДОВАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ РАСТВОРИМЫХ И НЕРАСТВОРИМЫХ ОСНОВАНИЙ

Цель работы: исследовать химические свойства растворимых и нерастворимых оснований в ходе химического эксперимента.

Реактивы и оборудование:

- гидроксид калия – KOH
- гидроксида натрия – NaOH
- гидроксид меди (II) – Cu(OH)₂
- гидроксид железа (III) – Fe(OH)₃
- раствор аммиака – NH₃·H₂O
- соляная кислота – HCl
- серная кислота – H₂SO₄
- сульфата меди(II) – CuSO₄
- хлорид железа (III) – FeCl₃
- сульфата железа (II) – FeSO₄
- метиловый оранжевый
- фенолфталеин
- стакан с водой
- штатив с пробирками
- стеклянная палочка

Меры предосторожности: аккуратно работайте с растворами кислот и щелочей. При попадании раствора на кожу немедленно обратитесь к преподавателю.

Ход работы:

Опыт №1. Действие оснований на индикаторы.

Поместите в штатив 4 пробирки. В две пробирки налейте по 1 мл раствора гидроксида натрия, в следующие 2 влейте по 1 мл раствора гидроксида калия.

В первую пробирку с гидроксидом натрия добавьте несколько капель раствора фенолфталеина, во вторую пробирку влейте несколько капель раствора метилового оранжевого.

Проведите такие же опыты с гидроксидом калия. (*Что наблюдаете?*)

Фенолфталеин от действия щелочей становится малиновым, а метиловый оранжевый становится желтым.

Задание. Даны растворы двух веществ. Как можно практически доказать, что одно из них является раствором щелочи?

Опыт №2. Свойства растворимых и нерастворимых оснований.

Рассмотрите выданные вам в пробирках гидроксиды натрия, меди (II) и железа (III), отметьте их агрегатное состояние и цвет. Прилейте в пробирки по 3—4 мл воды и взболтайте. К растворам добавьте по несколько капель раствора фенолфталеина.

Задание. На основе проведенных опытов сделайте вывод об агрегатном состоянии, цвете и растворимости оснований.

Опыт №3. Взаимодействие щелочей с кислотами (реакция нейтрализации).

В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте к нему несколько капель раствора фенолфталеина. К раствору малинового цвета с помощью пипетки прибавляйте по каплям серную кислоту. После каждой капли пробирку встряхивайте. (*Что наблюдаете?*) Происходит разогревание и обесцвечивание раствора.

Задания. Составьте уравнение реакции между серной кислотой и гидроксидом натрия. К какому типу относится эта реакция?

Опыт №4. Взаимодействие щелочей с растворами солей.

Поместите в штатив 3 пробирки. В первую пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди(II), во вторую налейте 1 мл раствора хлорида железа (III), а в третью налейте 1 мл раствора сульфата железа (II). Во все три пробирки добавьте по 1 мл раствора гидроксида натрия. (*Что наблюдаете?*) Во всех пробирках происходит образование осадка: голубого, красно-бурого (ржавого), грязно-зеленого цвета.

Задания. Составьте уравнения реакций, которые наблюдались в этом опыте. К какому типу относятся эти реакции?

Опыт №5. Взаимодействие нерастворимых оснований с кислотами.

Получите немного гидроксида меди (II). Для этого в две пробирки налейте по 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте столько же раствора сульфата меди (II) или другой растворимой соли меди (II). В одну пробирку с полученным осадком добавьте (до полного растворения) соляную, а в другую – серную кислоту. (Что наблюдаете?) В обеих пробирках образуется голубой раствор.

Задания. Составьте уравнения реакций, которые наблюдались в этом опыте. К какому типу относятся эти реакции?

Опыт №6. Участие нерастворимых оснований в реакциях комплексообразования.

Аммиак – сильный комплексообразователь, поэтому некоторые не растворимые в воде гидроксиды легко растворяются в избытке водного аммиака с образованием комплексных соединений.

В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди(II). Небольшими порциями добавляйте раствор аммиака. Продолжайте добавлять реагент к образующемуся осадку до тех пор, пока он полностью не растворится.

Задания. Какого цвета получился раствор? Составьте уравнения реакций, которые наблюдались в этом опыте.

После всей работы сделайте вывод о свойствах растворимых и нерастворимых оснований.

Лабораторная работа № 4

ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ И ИССЛЕДОВАНИЕ ИХ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ

Цель работы: получить соль разными способами и исследовать химические свойства солей.

Реактивы и оборудование:

- магний (порошок) – Mg
- железные опилки – Fe
- оксид меди (II) – CuO
- гидроксид натрия – NaOH
- соляная кислота – HCl
- серная кислота – H₂SO₄
- сульфат меди(II) – CuSO₄
- хлорид железа (III) – FeCl₃
- карбонат натрия – Na₂CO₃
- нитрат свинца – Pb(NO₃)₂
- иодид калия – KI
- фенолфталеин
- штатив с пробирками
- шпатель
- палетка

Меры предосторожности: Аккуратно работайте с растворами кислот и щелочей. При попадании раствора на кожу немедленно обратитесь к преподавателю.

Ход работы:

Получение солей различными способами:

Опыт №1. Взаимодействие металлов с кислотами.

Поместите в штатив 2 пробирки. В первую пробирку насыпьте немного железных опилок (на кончике шпателя), а во вторую немного порошка магния. В обе пробирки прилейте по 1 мл серной кислоты. (Что наблюдаете?)

В обеих пробирках происходит выделение газа.

Задание. Какая соль выделяется в ходе реакции (дать ей название)? Свой ответ подтвердите уравнениями реакции. К какому типу относятся эти реакции? Почему реакция с магнием протекает быстрее, чем с железом?

Опыт №2. Взаимодействие оксидов металла с кислотами.

В пробирку насыпьте немного оксида меди (II), затем добавьте 1 мл раствора соляной кислоты. (Что наблюдаете?)

В ходе реакции происходит образование хлорида меди (II), поэтому раствор приобретает голубую окраску.

Задание. Составьте уравнение реакции, которая наблюдалась в этом опыте. К какому типу относится эта реакция? Какая соль выделяется в ходе реакции (дать ей название)?

Опыт №3. Взаимодействие щелочей с кислотами.

В углубление палетки налейте пару капель гидроксида натрия и добавьте к нему несколько капель раствора фенолфталеина. К раствору малинового цвета прибавляйте по каплям серную кислоту. (Что наблюдаете?) Происходит обесцвечивание раствора.

Задания. Составьте уравнение реакции между серной кислотой и гидроксидом натрия. К какому типу относится эта реакция? Какая соль выделяется в ходе реакции (дать ей название)?

Химические свойства солей.

Опыт №4. Взаимодействие солей с металлами.

В пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди(II) и добавьте к нему немного железных опилок. (Что наблюдаете?)

В пробирке происходит выделение меди, которая имеет красную окраску.

Задания. Составьте уравнения реакции. К какому типу относится эта реакция? Почему железо вытесняет медь из раствора собственной соли?

Опыт №5. Взаимодействие солей с щелочами.

В одно углубление палетки налейте 1 мл раствора сульфата меди(II), а во второе налейте 1 мл раствора хлорида железа (III). В оба углубления добавьте немного раствора гидроксида натрия. (Что наблюдаете?) Во всех углублениях происходит образование осадка: голубого, красно-бурого (ржавого).

Задания. Составьте уравнения реакций, которые наблюдались в этом опыте. К какому типу относятся эти реакции?

Опыт №6. Взаимодействие солей с кислотами.

В одно углубление палетки налейте пару капель нитрата свинца, а в другое карбоната натрия. В оба добавьте по несколько капель серной или соляной кислоты. (Что наблюдаете?)

В первом случае происходит образование осадка, а во втором выделение газа.

Задания. Составьте уравнения реакций, которые наблюдались в этом опыте. К какому типу относятся эти реакции?

Опыт №7. Взаимодействие двух солей.

В углубление палетки налейте немного нитрата свинца и добавьте такое же количество иодида калия. (Что наблюдаете?)

Происходит образование желтого осадка иодида свинца.

Задания. Составьте уравнение реакции между нитратом свинца и иодидом калия. К какому типу относится эта реакция?

После всей работы сделайте вывод о свойствах растворимых и нерастворимых оснований.

Лабораторная работа №5 ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Цель работы: исследование свойств щелочных металлов и их соединений.

Реактивы и оборудование:

- натрий – Na
- соляная кислота – HCl
- хлорид натрия – NaCl
- хлорид калия – KCl
- фенолфталеин
- штатив с пробирками
- стакан с дистиллированной водой
- нихромовая проволока
- спиртовка
- спички
- пинцет
- фильтровальная бумага

Меры предосторожности: Аккуратно работайте с щелочными металлами, растворами кислот и щелочей. При попадании раствора на кожу немедленно обратитесь к преподавателю. Опыт 1 проводим в вытяжном шкафу.

Ход работы:

Опыт №1. Взаимодействие натрия с кислородом воздуха.

Пинцетом возьмите из банки с керосином кусочек натрия размером с горошину, удалите с помощью фильтровальной бумаги излишки керосина с его поверхности и поместите в фарфоровый тигель. Тигель установите в фарфоровом треугольнике на конце штатива и нагрейте на пламени спиртовки. (Что наблюдаете?)

В результате происходит воспламенение натрия в тигле. Металл сгорает ослепительным желтым пламенем.

Задания. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между натрием и кислородом, расставьте коэффициенты методом электронного баланса, определите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Взаимодействие щелочных металлов с водой.

Небольшой кусочек металлического натрия обсушите фильтровальной бумагой и поместите в стакан с дистиллированной водой. (Что наблюдаете?)

При этом происходит выделение бесцветного газа, и перемещение кусочка натрия по поверхности воды.

После завершения реакции добавьте в стакан каплю фенолфталеина. (Что наблюдаете?) Раствор окрашивается в малиновый цвет.

Задания. Какой вывод можно сделать по изменению окраски раствора после добавления индикатора. Напишите уравнение протекающей реакции.

Опыт 3. Окрашивание пламени солями щелочных металлов.

В бесцветное пламя спиртовой горелки внесите нихромовую проволоку. (Что наблюдаете?) Изменения цвета пламени не происходит.

Смочите проволоку раствором хлорида калия и внесите в нижнюю часть пламени спиртовки. (Что наблюдаете?) При этом пламя приобретает фиолетовый цвет.

После опыта проволоку промойте в растворе соляной кислоты и прокалите в пламени спиртовки.

Проведите аналогичные действия в отношении хлорида натрия. (Что наблюдаете?)

В случае хлорида натрия пламя приобретает желтый цвет.

Задания. Зарисуйте в наблюдениях полученную окраску пламени цветными карандашами.

Лабораторная работа №6 ГАЛОГЕНЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Цель работы: исследование свойств галогенов и их соединений.

Реактивы и оборудование:

- натрий – Na
- соляная кислота – HCl
- хлорид натрия – NaCl
- хлорид калия – KCl
- фенолфталеин
- штатив с пробирками
- стакан с дистиллированной водой
- нихромовая проволока
- спиртовка
- спички
- пинцет
- фильтровальная бумага

Меры предосторожности: Аккуратно работайте с щелочными металлами, растворами кислот и щелочей. При попадании раствора на кожу немедленно обратитесь к преподавателю. Опыт 1 проводим в вытяжке

Ход работы:

Опыт №1. Возгонка иода (выполняется вместе с преподавателем).

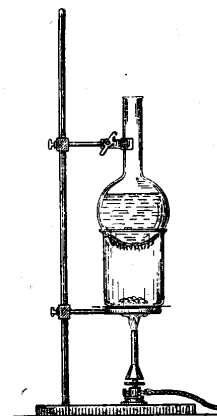


Рис. 78. Прибор для возгонки иода.

А) В сухую пробирку поместите несколько кристалликов иода и осторожно нагрейте на пламени спиртовки. (Что наблюдаете?)

В результате пробирка заполняется фиолетовыми парами. На стенках осаждаются маленькие блестящие кристаллики иода.

Б) В сухой стакан поместите несколько кристалликов иода, закройте его колбой с водой (как показано на рисунке), и осторожно нагревайте на спиртовке через асбестовую сеть или на плите. (Что наблюдаете?)

Вскоре стакан наполняется фиолетовыми парами иода, которые конденсируются на холодных стенках колбы в виде мелких кристалликов.

Задания. Зарисуйте в тетради для лабораторных работ прибор для возгонки иода.

Опыт 2. Взаимодействие иода с алюминием.

В сухую фарфоровую чашку помещают хорошо перемешанную смесь порошков алюминия и иода (1:15 по массе), затем с помощью пипетки капают несколько капель воды. (Что наблюдаете?) Происходит вспышка. За счет экзотермичности реакции часть иода возгоняется, над чашкой образуются фиолетовые пары.

Задания. Напишите уравнение протекающей реакции.

Опыт 3. Взаимодействие иода с натрием.

В фарфоровую ступку помещают несколько кристаллов иода, которые втирают пестиком во внутреннюю поверхность ступки. Затем на нее помещают два кусочка натрия размером с полспичечной головки и растирают по внутренней поверхности ступки со следами иода. (Что наблюдаете?)

Из под пестика раздаются звуки взрыва, появляется пламя и фиолетовые пары иода.

Задания. Напишите уравнение протекающей реакции.

Практическое занятие №9 s-Элементы. Алюминий.

Задание. Заполнить сводную таблицу при помощи учебника по элементам I, II A групп и Al. Разместить таблицу на тетрадный разворот.

№ групп	Общая характеристика	Нахождение в природе	Получение	Физические св-ва	Химические св-ва	Применение	Важнейшие соединения

Практическое занятие № 10.

Галогены. Халькогены.

Задание. Заполнить сводную таблицу при помощи учебника по элементам VI и VII A групп. Разместить таблицу на тетрадный разворот.

№ групп	Общая характеристика	Нахождение в природе	Получение	Физические св-ва	Химические св-ва	Применение	Важнейшие соединения

Практическое занятие № 11.

Элементы VA-группы. Элементы IVA-группы.

Задание. Заполнить сводную таблицу при помощи учебника по элементам IV и V A групп. Разместить таблицу на тетрадный разворот.

№ групп	Общая характеристика	Нахождение в природе	Получение	Физические св-ва	Химические св-ва	Применение	Важнейшие

уп пы		природе					соедине ния

Практическое занятие № 12.

d-Элементы.

Задание. Заполнить сводную таблицу при помощи учебника по d-Элементы. Разместить таблицу на тетрадный разворот.

№ гр уп пы	Общая характеристика	Нахождение в природе	Получение	Физическое св-ва	Химические св-ва	Применение	Важнейшие соединения

Практическое занятие № 13.

Семинар по теме «Химия в жизни общества».

«Химия за человека. Химия в народном хозяйстве».

- Каждая группа выбирает из химической колбы факт: «Применение химии в народном хозяйстве».
- Используя интернет ресурсы, найти современный факт, подтверждающий предложенную информацию.

Информация для каждой группы:

1. Химические вещества как строительные и поделочные материалы.
2. Химические вещества, используемые в полиграфии, живописи, скульптуре, архитектуре.
3. Химия в сельском хозяйстве.
4. Химия в медицине.
5. Химия – кухня и ванная комната.

Участники групп предлагают информацию о применении химических веществ в народном хозяйстве.

«Химия за и против человека».

1. Каждой группе предлагается одинаковый текст:

Воздух — важнейшее условие жизни на Земле.

Воздух влияет на человека, на растения, на животных, на здания, сооружения, памятники и др. Поэтому загрязнение атмосферы неблагоприятно влияет на окружающую среду.

Все источники загрязнения атмосферы подразделяют на естественные и антропогенные.

Естественное загрязнение атмосферы происходит в результате извержения вулканов, пыльных бурь, космической пыли.

Химический состав вулканических газов: водяной пар, диоксид углерода (CO₂), оксид углерода (CO), азот (N₂), диоксид серы (SO₂), оксид серы (SO), газообразная сера (S₂), водород (H₂), аммиак (NH₃), хлористый водород (HCl), фтористый водород (HF), фтористый водород (HF), сероводород (H₂S), метан (CH₄), борная кислота (H), борная кислота (H₃BO₃), хлор (Cl), фтористый водород (HF), аргон (Ar), преобразованные H₂O и CO₂. Также присутствуют хлориды щелочных металлов и железа.

Самым сильным за всю историю человечества было извержение вулкана Кракатау (вблизи острова Ява) в 1883 году. Взрыв этого вулкана был слышен на расстоянии 4). Вулканическая пыль поднялась на высоту более 20 км. Этот пепел опоясал весь земной шар в течение нескольких месяцев.

Пыльные бури. Естественным поставщиком пыли является пустыня Сахара. Пылевые облака, возникающие над Сахарой, переносятся пассатами над всей Западной Африкой.

Ежегодно в атмосферу поступает и 2-3 млн. т космической пыли. Она в течение многих лет, то поднимаясь в атмосферу, то оседая на поверхность земли.

Газообразное загрязнение представляет повышенную опасность. На него приходится 80-90% всех выбросов в атмосферу. Это соединения серы, азота, хлора и углерода.

Антропогенное (аэрозольное) загрязнение атмосферы имеет много источников и наносит более ощутимый вред.

Аэрозольное загрязнение – это загрязнение атмосферы пылью и жидкими частицами, из-за хозяйственной деятельности человека.

Крупным и опасным источником аэрозолей являются лесные пожары, дымовые облака от которых тянутся на тысячи километров.

Самое страшное последствие лесных пожаров — это гибель людей, в частности пожарных и спасателей. Кроме того, дым и пыль от пожара вызывают сильный дискомфорт при дыхании и могут существенно сказаться на состоянии здоровья людей с аллергией и респираторными заболеваниями.

В результате хозяйственной деятельности человека ежегодно в атмосферу поступает около 200 млн. т различных соединений серы.

Попадая в атмосферу, соединения серы и азота соединяются с капельками воды и образуют серную и азотную кислоты. Затем с дождями они выпадают на землю, нарушая нормы кислотности почвы, способствуя высыханию лесов, особенно хвойных. Попадая в реки и озера, они уничтожают флору и фауну водоемов. Кислотные дожди приводят и к разрушению конструкций (усиливают коррозию металла), памятников.

Главные районы распространения кислотных дождей - США, зарубежная Европа. По содержанию кислоты современные дожди в этих странах соответствуют составу сухого вина, а иногда и столового уксуса. В ФРГ размер лесных площадей, пострадавших от кислотных дождей, достиг 20-30 %.

Еще большее внимание ученых привлекают последствия попадания в атмосферу соединений углерода: углекислый газ, угарный газ и метан. Среди них преобладает углекислый газ. Он не ядовит, но, накапливаясь, приводит к образованию парникового эффекта. Поступление этих соединений в атмосферу связано со сгоранием топлива и утечками метана из нефтяных и газовых скважин. Если в 1950 году в атмосферу Земли поступало 1520 млн. тонн углерода, то в 2017 году — 8200 млн. тонн, то есть объем поступления углерода увеличился в пять раз. Каждая тонна углерода, попадающая в атмосферу, эквивалентна 3,7 т углекислого газа.

Основную ответственность за выбросы углерода несут развитые страны. Наиболее сильное загрязнение углекислым газом происходит в северном полушарии. Вклад наиболее промышленно развитых стран в загрязнение атмосферы распределяется следующим образом: по диоксиду серы - 12% Россия, 21 % США, по оксидам азота - 6% Россия, 20% США, по оксиду углерода - 10% Россия, 70% США. По размерам выбросов на душу населения стоят на первых местах нефтедобывающие и нефтеперерабатывающие страны — Кувейт, ОАЭ и Сингапур.

На предприятиях черной металлургии процессы выплавки чугуна и переработки его на сталь также сопровождаются выбросом в атмосферу различных газов. Вместе с доменным газом в атмосферу в небольших количествах выбрасываются также соединения мышьяка, фосфора, сурьмы, свинца, пары ртути и редких металлов, цианистый водород и смолистые вещества.

Основными источниками выбросов в атмосферу в черной металлургии являются производство чугуна и стали. По данным аэрокосмических съемок снежного покрова,

зона действия предприятий черной металлургии простирается на расстояние до 60 км от источников загрязнения. Вокруг металлургических заводов.

Источником загрязнения в угольной промышленности являются отвалы пустой породы или так называемые терриконы. Внутри терриконов вследствие самовозгорания длительное время идет горение угля и пирита, сопровождающееся выделением сернистого газа, оксида углерода (II), продуктов возгонки смолистых веществ.

Воздушные выбросы нефтяной промышленности содержат большое количество углеводородов, сероводорода. Заводы синтетического каучука выбрасывают в атмосферу такие вредные вещества, как стирол, дивинил, толуол, ацетон, изопрен.

Нефть занимает лидирующие позиции на мировом рынке топлива, её добывают в 80 странах мира. Основная часть мощностей нефтеперерабатывающей промышленности сосредоточена в развитых странах, в том числе в США — 21 %, в Западной Европе — 20 %, Японии — 6 %. На долю России приходится 17 %.

Особое место среди источников загрязнения атмосферы занимает химическая промышленность. Она поставляет диоксид серы (SO_2), сероводород (H_2S), оксиды азота (NO , NO_2), углеводороды (CH_4), галогены (F_2 , Cl_2) и др. Для химической промышленности характерна высокая концентрация предприятий, что создаст повышенное загрязнение окружающей среды. Вещества, выделяемые в атмосферу, могут вступать в химические реакции друг с другом, образуя высокотоксичные соединения.

Часто образуется озон в концентрациях, во много раз превосходящих нормальный его уровень в воздухе у поверхности Земли, что опасно для жизни растений, животных и человека.

С каждым годом возрастает роль автомобильного транспорта в загрязнении атмосферы выхлопными газами.

Сжигая огромное количество нефтепродуктов, они наносят ощутимый вред окружающей среде и здоровью населения.

В России количество выбросов загрязняющих веществ в атмосферный воздух от транспорта составляет 16,5 млн. т в год, борная кислота 7 % от общего количества выбросов, в том числе от автотранспорта - 13,5 млн. т (около 82% общего количества выбросов), а в США 60% загрязнения атмосферы связано с транспортом.

Другая группа газов - фреоны - имеют антропогенное происхождение. Фреоны используют в качестве хладагентов в холодильниках и кондиционерах, в виде растворителей, распылителей, моющих средств.

Радиоактивное загрязнение атмосферы (уран, плутоний) связано с испытанием атомного оружия (до 90-х годов США и СССР произвели более 500 ядерных взрывов, в результате чего радиоактивный фон планеты повысился на 2%). В настоящее время надземные испытания ядерного оружия запрещены. Но радиационное заражение может происходить при авариях на АЭС (Чернобыльская авария, авария на АЭС Фокусима-1).

Авария расценивается как крупнейшая в своём роде за всю историю атомной энергетики, как по предполагаемому количеству погибших и пострадавших от её последствий людей, так и по экономическому ущербу.

В результате аварий и инцидентов на атомных объектах неминуемы потери здоровья и жизни людей. По уточненным данным международной комиссии радиологической защиты, риск появления злокачественных новообразований у населения, подвергшегося радиоактивному воздействию, 2-4 раза выше, чем предполагалось ранее.

Прочитав текст, группа должна определить:

- проблему или тему.
- основные причины, которые привели к проблеме.
- факты, подтверждающие наличие сформулированных причин.

Причины и факты указываются только те, которые описываются в тексте.

- ответ на поставленный вопрос, выводы, обобщения.

Для проверки используем (таблица №1).

Таблица №1. Презентация «Причина и факты загрязнения атмосферы химическими веществами».

Причины	Факты
Извержения вулканов.	Вулкан Кракатау (вблизи острова Ява). 1883 году.
Пыльная буря.	Пустыня Сахара.
Лесные пожары (дымовые облака).	Гибель людей, пожарных и спасателей.
Космическая пыль - это соединения серы, азота, хлора и углерода.	Ежегодно в атмосферу поступает 2-3 млн. т космической пыли.
Кислотные дожди (оксид серы).	Главные районы распространения кислотных дождей - США, зарубежная Европа.
Парниковый эффект (углекислый газ, угарный газ, метан).	Если в 1950 году в атмосферу Земли поступало 1520 млн. тонн углерода, то в 2017 году — 8200 млн. тонн, то есть объем поступления углерода увеличился в пять раз.
Черная металлургия (доменный газ, соединения мышьяка, фосфора, свинца, пары ртути, цианистый водород, смолистые вещества).	Основными источниками выбросов в атмосферу в черной металлургии являются производство чугуна и стали.
Угольная промышленность. Терриконы.	Внутри терриконов вследствие самовозгорания длительное время идет горение угля и пирита, сопровождающееся выделением сернистого газа, оксида углерода (II), продуктов возгонки смолистых веществ.
Нефтяная промышленность (углеводород, сероводород, стирол, дивинил, толуол, ацетон, изопрен).	Нефть занимает лидирующие позиции на мировом рынке топлива, её добывают в 80 странах мира.
Химическая промышленность (оксиды серы, азота, сероводород, галогены)	Вещества, выделяемые в атмосферу, могут вступать в химические реакции друг с другом, образуя высокотоксичные соединения.
Автомобильный транспорт	В России количество выбросов загрязняющих веществ в атмосферный воздух от транспорта составляет 16,5 млн. т в год.
Фреоны	Фреоны используют в качестве хладагентов в холодильниках и кондиционерах, в виде растворителей, распылителей, моющих средств. Разрушение озонового слоя.
Радиоактивное загрязнение (уран, плутоний).	В результате аварий и инцидентов на атомных объектах неминуемы потери здоровья и жизни людей.

Практическое занятие № 14.

Классификация органических соединений. Основы номенклатуры.

План работы:

1. Классификация органических соединений:

- 1) по строению углеродного скелета;
- 2) по природе функциональных групп.

Основные классы органических соединений.

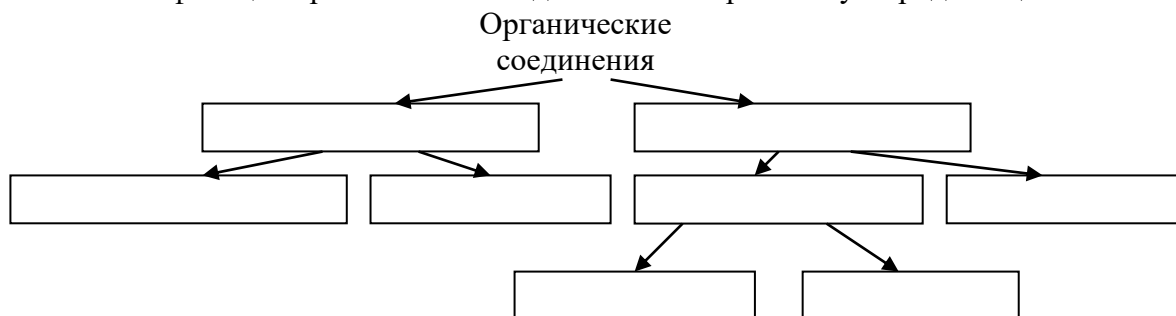
2. Структурная изомерия: изомерия углеродного скелета, изомерия положения кратной связи, функциональной группы.

3. Основные принципы номенклатуры IUPAC:

- 1) заместительная номенклатура;
- 2) радикало-функциональная номенклатура

1. Заполните схему.

Классификация органических соединений по строению углеродной цепи.



2. напишите определения.

Ациклические соединения _____

Циклические соединения _____

Предельные углеводороды _____

Непредельные углеводороды _____

Карбоциклические соединения _____

Гетероциклические соединения _____

Алициклические соединения _____

Ароматические соединения _____

3. Определите, к какому классу принадлежат функциональные группы.

- OH - _____

- NH₂ - _____

- NO₂ - _____

- Hal - _____

Алгоритм составления названий алканов с разветвленной цепью

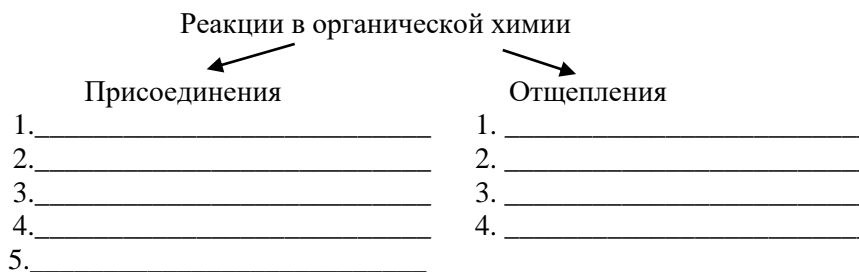
Шаг алгоритма	Пример
1. Найдите главную углеродную цепь; это – самая длинная цепь атомов углерода; Именно она будет определять основу названия алкана.	$\begin{array}{cccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$
2. Пронумеруйте атомы углерода главной цепи начиная с того конца, к которому ближе разветвление.	$\begin{array}{cccc} 4 & & 3 & & 2 & & 1 \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & \\ & & & & \text{CH}_3 & & \end{array}$
3. Перед основой названия укажите номер атома углерода в главной цепи, у которого есть радикал (заместитель), дайте название радикалу.	2-Метил...
4. Дайте название главной цепи по числу атомов	2-Метил бутан

углерода с суффиксом «-ан», определяющим принадлежность к алканам.	
5. Если радикалов несколько, их перечисляют перед основной названия по алфавиту; при этом цифрой указывают номер атома углерода, с которым они связаны.	$\begin{array}{cccccc} & 5 & 4 & 3 & 2 & 1 \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & & & & & & & \\ & & & & \text{C}_2\text{H}_5 & & \text{CH}_3 & & \end{array}$ <p>2-Метил-3-этилпентан</p>
6. Если радикалы одинаковые, используют приставки: «ди-», «три-», «тетра-»; при этом число цифр в названии равно числу радикалов. Обратите внимание на разделительные знаки: все цифры отделяют друг от друга запятыми, буквы от цифр – дефисом; а названии нет пробелов.	$\begin{array}{ccc} & \text{CH}_3 & \\ & & \\ 1 & \text{CH}_3 - \text{C} & - \text{CH}_3 \\ & & \\ & \text{CH}_3 & \end{array}$ <p>2,2-Диметилпропан</p>

Практическое занятие № 15.

Классификация реакций в органической химии.

1. Заполните схему:



2. Дайте определения следующим терминам, приведите пример реакции.

Гидрогалогенирование _____

Дегидрогалогенирование _____

Галогенирование _____

Дегидрирование _____

Гидрирование _____

Дегидратация _____

Гидратация _____

Дегалогенирование _____

3. Установите соответствие между типом химической реакции и уравнением реакции данного типа.

1 вариант.

ТИП РЕАКЦИИ	УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ
-------------	-------------------

А) гидратация	1) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3$
Б) дегидрирование	2) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$
В) галогенирование	3) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$
Г) гидрирование	4) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Д) дегидратация	5) $\text{CH}_3-\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2$

2 вариант.

ТИП РЕАКЦИИ	УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ
А) дегидрирование	1) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Б) гидрирование	2) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}-\text{CHBr}-\text{CH}_3$
В) гидратация	3) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_3$
Г) дегидратация	4) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Д) галогенирование	5) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2$

Практическое занятие № 16.

Номенклатура и химические свойства алканов.

Цель: составить изомеры и назвать, написать уравнения реакций в молекулярном и структурном виде получения и химических свойств насыщенных углеводородов, решить задачу.

Краткое теоретическое обоснование:

Алканы – углеводороды с незамкнутыми (открытыми) углеродными цепями, в молекулах которых все атомы связаны одинарными связями с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Простейший представитель алканов метан CH_4 .

В промышленности и лаборатории алканы получают гидрированием ненасыщенных углеводородов, реакцией Вюрца действием металлического натрия на алкилгалогениды, сплавлением солей карбоновых кислот со щелочами и др.

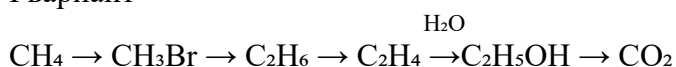
Насыщенные углеводороды проявляют большую инертность. В обычных условиях они не реагируют ни с галогенами, ни с окислителями, ни с концентрированными минеральными кислотами. Они вступают в реакции замещения атома водорода с разрывом связи С–Н и реакции расщепления молекулы с разрывом связи С–Н и С–С.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1. Расшифровать схему превращений в молекулярном виде, дать название веществам:

I вариант



II вариант



Задание 2. Написать четыре изомера и назвать их по международной номенклатуре:

I вариант

Вещества состава C_9H_{20}

II вариант

Вещества состава C_6H_{14}

Задание 3. Составить уравнения реакций в молекулярном и структурном виде получения алканов из соответствующих алкенов:

I вариант

- а) 2-бромбутан;
б) 2-метил-2,3-дихлорпентан.

II вариант

- а) 1,2-дибромпропана;
б) 2,4-диметил-3-хлорпентана.

Задание 4. Решить задачу:

I вариант

При сжигании газообразного вещества массой 3,3 г с плотностью по водороду 64 получено 9,9 г углекислого газа и 4,5 г воды. Найти молекулярную формулу углеводорода.

II вариант

Какой объем метана выделится из 4,1 г безводного ацетата натрия?

Практическое занятие № 17.

Номенклатура и химические свойства алкенов, алкадиенов.

Цель: составить изомеры и назвать, написать уравнения реакций в молекулярном и структурном виде получения и химических свойств алкенов и алкадиенов, решить задачи.

Краткое теоретическое обоснование:

К ненасыщенным углеводородам относятся этиленовые, ацетиленовые и диеновые.

Алкены – непредельные углеводороды с незамкнутыми углеродными цепями, молекулы которых содержат одну двойную углерод-углеродную связь с общей формулой C_nH_{2n} . Простейший представитель алкенов – этен (этилен) $CH_2=CH_2$.

Алкадиены – непредельные углеводороды с незамкнутыми углеродными цепями, молекулы которых содержат две двойные углерод – углеродные связи с общей формулой C_nH_{2n-2} . Простейший представитель пропадиен $CH=C=CH$.

Ненасыщенные углеводороды обладают значительно большей реакционной способностью по сравнению с насыщенными. В отличие от насыщенных они вступают в реакции присоединения: гидрирования, галогенирования, гидрогалогенирования, гидратации за счет разрыва кратной связи; реакции полимеризации; реакции замещения; реакции окисления.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1. Написать структурные формулы пяти изомеров, дать им название по международной номенклатуре:

I вариант

n = 8 алкадиены

II вариант

n = 6 диены

Задание 2. Написать уравнения реакций получения в молекулярном и структурном виде и уравнения реакций, характеризующих химические свойства соответствующего углеводорода, дать название продуктам.

I вариант

3-метилбутен-1

Получение: а) дегидрированием алканов, б) дегидрогалогенирование галогенпроизводных.

Свойства: а) галогенирование, б) гидрирование, в) гидрогалогенирование, г) окисление, д) горение, е) полимеризация.

II вариант

2-метилпентен-1

Получение: а) дегидрирование алканов, б) дегидрогалогенирование галогенпроизводных.

Свойства: а) галогенирование, б) гидрирование, в) гидрогалогенирование, г) окисление, д) горение, е) полимеризация.

Задание 3. Решить задачи:

I вариант

1. Сколько граммов хлорэтана получится при взаимодействии этилена объемом 30 л и хлороводорода объемом 20 л?

2. Какой объем метана необходимо взять для получения 7,8 г бензола?

II вариант

1. Какой объем займет водород, выделившийся при дегидрировании n-бутана объемом 500 м³, если образуется бутадиев?

2. Рассчитать плотность этилена по водороду и воздуху.

Практическое занятие № 18.

Номенклатура и химические свойства алкинов, аренов.

Цель: составить структурные формулы, написать уравнения реакций в молекулярном и структурном виде получения и химических свойств алкинов и ароматических углеводородов, решить задачи.

Краткое теоретическое обоснование:

Алкины – непредельные углеводороды с незамкнутыми углеродными цепями, молекулы которых содержат одну тройную углерод – углеродную связь с общей формулой C_nH_{2n-2} . Простейший представитель алкинов этин (ацетилен) $CH\equiv CH$.

Алкины обладают значительно большей реакционной способностью по сравнению с насыщенными углеводородами. В отличие от них они вступают в реакции присоединения: гидрирования, галогенирования, гидрогалогенирования, гидратации за счет разрыва кратной связи; реакции полимеризации; реакции замещения; реакции окисления.

Арены – ароматические углеводороды, содержащие одно или несколько бензольных колец (в том числе конденсированных). Общая формула ароматических углеводородов C_nH_{2n-6} . Примеры — бензол, толуол, нафталин, антрацен, фенантрен.

Бензольное ядро обладает высокой прочностью, чем и объясняется склонность ароматических углеводородов к реакциям замещения. В отличие от алканов, которые также склонны к реакциям замещения, ароматические углеводороды характеризуются большой подвижностью атомов водорода в ядре, поэтому реакции галогенирования, нитрования, сульфирования и др. протекают в значительно более мягких условиях, чем у алканов.

Для бензола не характерны реакции присоединения. Типичными реакциями бензольного кольца являются реакции замещения атомов водорода – точнее говоря, реакции электрофильного замещения.

Реакция сульфирования осуществляется концентрированной серной кислотой. В процессе реакции водородный атом замещается сульфогруппой, приводя к моносульфокислоте.

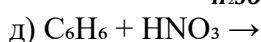
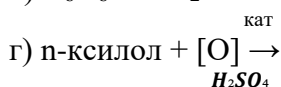
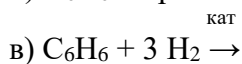
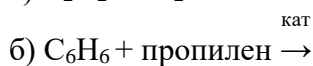
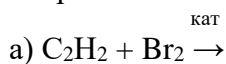
Бензольное ядро более устойчиво к окислению, чем алканы. При действии же окислителей на гомологи бензола ближайший к ядру атом углерода боковой цепи окисляется до карбоксильной группы и дает ароматическую кислоту. Бензол при обычных условиях не обесцвечивает бромную воду и водный раствор марганцовки. Гомологи бензола окисляются перманганатом калия (обесцвечивают марганцовку).

Порядок выполнения работы:

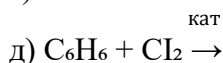
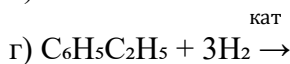
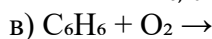
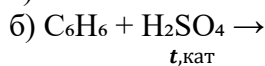
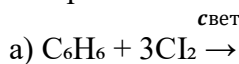
Выполните задания:

Задание 1. Написать в молекулярном и структурном виде уравнения реакций, дать название продуктам:

I вариант



II вариант



Задание 2. Написать структурные формулы следующих веществ:

I вариант

а) 1-метил-3-этилбензол;

б) о-метилэтилбензол;

в) 2-фенилпропан.

Задание 3. Решить задачи:

I вариант

II вариант

а) 1,3,5-триметилбензол;

б) м-метилизопропилбензол;

в) 1-фенолбутан.

1. Как из метана можно получить бензол? Сколько литров метана необходимо затратить на получение 7,8 г бензола?

2. Сколько граммов гексахлорциклогексана можно получить из бензола массой 15,6 граммов и хлора объемом 15 л при освещении?

II вариант

1. Вычислить плотность паров бензола по воздуху, по водороду.

2. Какой объем ацетилена при н.у. необходим для получения бензола объемом 886 мл (пл. 0,88), если выход его составляет 75 % от теоретического?

Практическое занятие № 19.

Природные источники углеводородов. Нефть.

Около 90% энергии, потребляемой современной цивилизацией, образуется при сжигании природных горючих ископаемых – природного газа, нефти и каменного угля.

Россия – страна, богатая запасами природных горючих ископаемых. Большие запасы нефти и природного газа есть в Западной Сибири и Приуралье. Каменный уголь добывают в Кузнецком, Южно-Якутском бассейнах и других регионах.

Природный газ состоит в среднем по объему на 95% из метана.

Кроме метана, в природном газе разных месторождений содержатся азот, углекислый газ, гелий, сероводород, а также другие легкие алканы – этан, пропан и бутаны.

Природный газ добывают из подземных месторождений, где он находится под большим давлением. Метан и другие углеводороды образуются из органических веществ растительного и животного происхождения при их разложении без доступа воздуха. Метан образуется постоянно и в настоящее время в результате деятельности микроорганизмов.

Метан обнаружен на планетах Солнечной системы и их спутниках.

Чистый метан не имеет запаха. Однако используемый в быту газ имеет характерный неприятный запах. Так пахнут специальные добавки – меркаптаны. Запах меркаптанов позволяет вовремя обнаружить утечку бытового газа. *Смеси метана с воздухом взрывоопасны* в широком диапазоне соотношений – от 5 до 15% газа по объему. Поэтому при ощущении запаха газа в помещении нельзя не только зажигать огонь, но и пользоваться электрическими выключателями. Малейшая искра способна вызвать взрыв.



1. Краснодарский край, Старожское, скв. №17, 2162-2159 м, нижний мел
2. Тимано-Печора, Корвинское, скв. №41, 2300-2325 м, верхний карбон
3. Оренбург, Оренбургская скв. №87, 1723-1736 м, средний карбон
4. Украина, Абезовское, скв. №1, 4370-4390 м, нижний карбон
5. Ростовская обл., Романовская скв. №4, 2648-2667 м, средний карбон
6. Фергана, Низовьеское, скв. №48, 4080-4084 м, палеоген
7. Мангышлак, Каламкасское, скв. №18, 815-820 м, верхний карбон

Рис. 1. Нефть разных месторождений

2. Попутный нефтяной газ

Нефть – густая жидкость, похожая на масло. Цвет ее – от светло-желтой до коричневой и черной.



Рис. 2. Месторождения нефти

Нефть разных месторождений сильно различается по составу. Рис. 1. Основная часть нефти – углеводороды, содержащие 5 и более атомов углерода. В основном, эти углеводороды относятся к предельным, т.е. алканам. Рис. 2.

В состав нефти входят также органические соединения, содержащие серу, кислород, азот, нефть содержит воду и неорганические примеси.

В нефти растворены газы, которые выделяются при ее добыче – **нефтяные попутные газы**. Это метан, этан, пропан, бутаны с примесями азота, углекислого газа и сероводорода.

3. Каменный уголь

Каменный уголь, как и нефть, представляет собой сложную смесь. На долю углерода в нем приходится 80-90%. Остальное – водород, кислород, сера, азот и некоторые другие элементы. В **буром угле** доля углерода и органических веществ ниже, чем в каменном. Еще меньше органики в **горючих сланцах**.

В промышленности каменный уголь нагревают до 900-1100⁰C без доступа воздуха. Этот процесс называется **коксованием**. В результате получается необходимый для металлургии кокс с высоким содержанием углерода, коксовый газ и каменноугольная смола. Из газа и смолы выделяют много органических веществ. Рис. 3.



Рис. 3. Устройство коксовой печи

4. Продукты переработки нефти

Природный газ и нефть являются важнейшими источниками сырья для химической промышленности. Нефть в том виде, как ее добывают, или «сырую нефть», трудно использовать даже в качестве топлива. Поэтому сырую нефть разделяют на фракции (от англ. «fraction» – «часть»), используя различия в температурах кипения составляющих ее веществ.

Способ разделения нефти, основанный на разных температурах кипения составляющих ее углеводородов, называется перегонкой или дистилляцией. Рис. 4.



Рис. 4. Продукты переработки нефти

Фракцию, которая перегоняется примерно от 50 до 180⁰C, называют **бензином**.

Керосин кипит при температурах 180–300⁰C.

Густой черный остаток, не содержащий легколетучих веществ, называется **мазутом**.

Существует и ряд промежуточных фракций, кипящих в более узких диапазонах – петролейные эфиры (40–70⁰C и 70–100⁰C), уайт-спирит (149–204⁰C), а также газойль (200–500⁰C). Они используются в качестве растворителей. Мазут можно перегнать при пониженном давлении, таким путем из него получают смазочные масла и парафин. Твердый

остаток от перегонки мазута – **асфальт**. Его используют для производства дорожных покрытий.

Переработка попутных нефтяных газов является отдельной отраслью и позволяет получить ряд ценных продуктов.

Ответьте на вопросы:

Перегонка нефти (ректификация)

Разложение органических веществ без доступа воздуха при высокой температуре (пиролиз)

Расщепление углеводородов, содержащихся в нефти (крекинг)

Маслянистая жидкость от светло-бурого до черного цвета (нефть)

Остаток после перегонки нефти (мазут) Один из продуктов крекинга нефти используемый в качестве охлаждающей жидкости для двигателя автомобиля (антифриз)

Можно ли выразить состав нефти одной формулой? (нет)

Одинаковыми ли физическими свойствами обладает нефть разных месторождений? (нет)

Еще Д.И. Менделеев говорил, что топить нефтью – это значит, топить денежными ассигнациями. Почему он так говорил?

С одной стороны, нефть – эффективное топливо, с другой – из нее можно получить много ценных продуктов.

Каковы перспективы развития нефтяной отрасли в России?

Что можно сделать, чтобы уменьшить вред, наносимый нефтью природе?

Что собой представляет нефть по составу?

Перечислите основные свойства нефти.

Какие способы переработки нефти вы узнали на уроке?

Почему на транспорте используют разные виды топлива? А в разных автомобилях – разные марки бензина. Что нужно знать?

Ситуационные задачи:

1. У вас возникло подозрение, что работники автозаправочной станции, где вы постоянно заправляетесь, добавляют в бензин воду. В вашем хозяйстве есть гашеная и негашеная известь. Можно ли с помощью этих веществ проверить свои подозрения? Потребуется ли для этого еще какие-то вещества? (добавить в бензин негашеной извести, если есть вода-раствор приобретет щелочную реакцию, которую можно определить с помощью индикаторной бумаги)

2. Примесь воды в бензине ухудшает все характеристики работы двигателя. Но в морозную погоду такое мошенничество может привести и к более тяжелым последствиям – двигатель вообще не сможет работать. Что может стать причиной остановки двигателя в мороз, если бензин разбавлен водой? (вода может замерзнуть в бензопроводе и закупорить его)

Лабораторная работа № 7.

ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ ОДНОАТОМНЫХ И МНОГОАТОМНЫХ СПИРТОВ.

Цель работы: изучить некоторые физические и химические свойства предельных одноатомных спиртов. Отметить качественную реакцию на многоатомные спирты.

Реактивы и оборудование:

- этиловый спирт – C_2H_5OH
- глицерин – HC_1
- безводный и 2 н раствор
- сульфата меди (II)
- 2 н раствор серной кислоты
- фенолфталеин
- штатив с пробирками
- медная проволока
- 1% раствор перманганата калия
- спиртовка
- спички
- пинцет
- фильтровальная бумага

Меры предосторожности: Аккуратно работайте с щелочными металлами, растворами кислот и щелочей. При попадании раствора на кожу немедленно обратитесь к преподавателю. Опыт 1 проводим в вытяжном шкафу.

Ход работы:

Опыт 1. Растворимость спиртов в воде и их кислотный характер

В сухую пробирку наливают 1 мл этанола. По каплям добавляют к спирту 1 мл воды.

Раствор этанола разделяют на две пробирки и добавляют в первую – 1-2 капли раствора лакмуса, во вторую – столько же раствора фенолфталеина.

Вопросы и задания:

1. На основании проведенных наблюдений сделайте вывод о растворимости в воде предложенных спиртов. Объясните причину.

2. Изменяется ли окраска индикаторов? Сделайте вывод о кислотном характере водного раствора этанола.

Опыт 2. Обнаружение воды в спиртах и обезвоживание спиртов

В две пробирки помещают по 0,5 г безводного сульфата меди (II) и добавляют по 1 мл этилового и изопропилового спиртов. Содержимое пробирок взбалтывают и дают отстояться.

Вопросы и задания

1. Объясните наблюдаемые явления. Напишите соответствующее уравнение реакции.

2. Для чего можно использовать данную реакцию? Какие еще реагенты можно для этого применять? Как их называют? Можно ли для обезвоживания использовать концентрированную серную кислоту?

3. Можно ли обнаружить воду в спирте-ректификате?

Опыт 3. Отношение спиртов к активным металлам

В пробирку с 1 мл обезвоженного спирта бросают небольшой кусочек металлического натрия, очищенный и высушенный фильтровальной бумагой. (Если разогревание приводит к вскипанию спирта, то смесь охлаждают в стакане с холодной водой). Пробирку закрывают пробкой со стеклянной трубкой. Выделяющийся газ поджигают. Если натрий прореагировал не полностью, то добавляют избыток спирта, доводя реакцию до конца.

После того как весь натрий прореагирует, пробирку охлаждают и добавляют 3–4 капли воды и 1 каплю фенолфталеина.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции. Какой газ выделяется при взаимодействии натрия со спиртом? Как это доказать?

2. Какое вещество кристаллизуется?

3. Почему спирт должен быть обезвоженным и зачем необходимо, чтобы натрий прореагировал со спиртом полностью?

4. Напишите уравнение реакции полученного продукта с водой. Что показывает индикатор? Оцените кислотность спирта.

Опыт 4. Окисление этанола оксидом меди (II)

В пламени спиртовки сильно прокаливают медную проволоку, имеющую на конце петлю. Затем опускают ее в пробирку с 1 мл этанола.

Вопросы и задания

1. Какого цвета становится медная проволока после прокаливания? Почему? Напишите уравнение реакции.

2. Какого цвета становится проволока после ее опускания в этанол? Появляется ли запах? Какому веществу он соответствует? Свои рассуждения подтвердите уравнениями реакций.

3. Как еще можно доказать основной продукт окисления этанола? Проведите дополнительный качественный анализ.

Опыт 5. Окисление этилового спирта сильными окислителями

В пробирку наливают 2–3 капли раствора серной кислоты, 0,5 мл раствора перманганата калия (или бихромата калия) и столько же этилового спирта. Содержимое пробирок осторожно нагревают в пламени спиртовки до изменения окраски.

Вопросы и задания

1. Составьте уравнение реакции.

2. Что происходит с окраской раствора? Отметьте характерный запах образующегося вещества (какого?)

Опыт 9. Взаимодействие многоатомных спиртов с гидроксидом меди (II)

В две пробирки помещают по 1 мл раствора сульфата меди (II) и по 1 мл раствора гидроксида натрия. В первую пробирку добавляют 0,5 мл этанола, во вторую – столько же глицерина и встряхивают. Нагревают содержимое пробирок.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдаемые явления и составьте соответствующие уравнения реакций. Отметьте цвет образующихся продуктов реакций. Как называется образующееся термически устойчивое соединение?

2. На основании полученных наблюдений сделайте вывод о подвижности атома водорода в функциональной группе в одно- и многоатомных спиртах. С каким эффектом это связано?

3. Можно ли данную реакцию считать качественной на многоатомные спирты?

В общем выводе о работе ответьте на следующие вопросы:

1. Чем определяются свойства, характерные для спиртов? Какие это свойства?

2. Какие реакции характерны для алифатических спиртов?

3. Какие вещества образуются в результате окисления первичных, вторичных и третичных спиртов?

4. Какие качественные реакции на одноатомные и многоатомные спирты Вы изучили?

5. Какие спирты более реакционноспособны: одно- или многоатомные? Как это подтвердить?

Лабораторная работа № 8.

ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ.

Цель работы: изучить некоторые физические и химические свойства одно- и многоосновных карбоновых кислот.

Реактивы и оборудование: уксусная, муравьиная, щавелевая кислоты; концентрированные и 2 н растворы соляной и серной кислот; 1%-ные растворы сульфата меди (II), хлорида железа (III), этиловый и изоамиловый спирты; растворы индикаторов: лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин; магний (стружка), набор пробирок, пробка с газоотводной трубкой, широкая пробирка, три стаканчика (100 мл), стеклянная палочка, пробиркодержатель, спиртовка, водяная баня, кипятильники, вата.

Меры предосторожности: Аккуратно работайте с щелочными металлами, растворами кислот и щелочей.

Опыт 1. Изучение свойств уксусной кислоты

Уксусную кислоту наливают поровну в три пробирки. В первую пробирку вносят 1 каплю лакмуса и нейтрализуют кислоту раствором гидроксида натрия. Добавляют 2–3 капли раствора хлорида железа (III). Затем раствор нагревают до кипения.

Во вторую добавляют немного магниевой стружки. Выделяющийся газ осторожно поджигают горячей лучиной (опыт проводится в защитных очках!).

В третью помещают немного порошка карбоната натрия. К отверстию пробирки подносят горящую лучину.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции нейтрализации. В качестве чего используется реактив хлорид железа (III)?

2. Составьте уравнение реакций взаимодействия уксусной кислоты с:

а) магнием; б) карбонатом натрия. Какие газы при этом выделяются и как это доказать?

3. Где реакция с карбонатом натрия может быть использована в лабораторной практике?

Опыт 2. Кислотные свойства карбоновых кислот

В три пробирки приливают по 0,5 мл водных растворов карбоновых кислот: муравьиной, уксусной, щавелевой. В первую пробирку добавляют каплю метилового оранжевого, во вторую – каплю лакмуса, в третью – каплю фенолфталеина.

Вопросы и задания

1. Как меняется окраска различных индикаторов в растворах кислот?

Опыт 3. Получение сложных эфиров карбоновых кислот

В сухую пробирку помещают немного порошка обезвоженного ацетата натрия (высота слоя 1–2 мм), 3 капли этилового спирта и 2 капли концентрированной серной кислоты. Осторожно нагревают содержимое пробирки.

Для лучшего распознавания запаха эфира содержимое пробирки выливают в стакан с водой, при этом примеси растворяются.

Вопросы и задания

1. Отметьте характерный запах эфиров. Какова растворимость полученного эфира в воде?

2. Напишите уравнение синтеза эфира. Как называется данная реакция?

3. В качестве чего используется кислота в этих реакциях?

В общем выводе о работе ответьте на следующие вопросы:

1. Почему карбоновые кислоты обладают кислотными свойствами?

2. Сравните отношение карбоновых и неорганических кислот к активным металлам и гидроксидам металлов.

3. Сравните взаимодействие солей карбоновых и слабых неорганических кислот с сильными кислотами.

Лабораторная работа № 9.

ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ УГЛЕВОДОВ.

Цель работы: изучить некоторые физические и химические свойства углеводов.

Реактивы и оборудование:

- этиловый спирт – C_2H_5OH
- глицерин – HC_2H_4O
безводный и 2 н раствор
- сульфата меди (II)
- 2 н раствор серной кислоты
- фенолфталеин
- штатив с пробирками
- медная проволока
- 1% раствор перманганата калия
- спиртовка
- спички
- пинцет
- фильтровальная бумага

Меры предосторожности: Аккуратно работайте с щелочными металлами, растворами кислот и щелочей. При попадании раствора на кожу немедленно обратитесь к преподавателю.

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

Реактивы и материалы: 5%-ные растворы глюкозы, фруктозы, лактозы и сахарозы; концентрированные и 2 н растворы соляной и серной кислот; 10%-ный раствор гидроксида натрия; концентрированный раствор аммиака; 0,2 н раствор нитрата серебра; 10%-ные растворы хлорида кальция и сульфата меди (II); 1%-ный раствор крахмала; раствор

йода в йодистом калии; вата (или фильтровальная бумага).

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

Опыт 1. Доказательство наличия гидроксильных групп в моно и дисахаридах

К 1 мл раствора хлорида кальция добавляют 0,5 мл раствора гидроксида натрия и приливают раствор глюкозы до растворения первоначально образовавшегося осадка. Содержимое пробирки взбалтывают.

В пробирке смешивают 1 мл раствора глюкозы, 1 мл раствора гидроксида натрия и 2 капли раствора сульфата меди (II). Содержимое пробирки взбалтывают.

Аналогичные опыты проводят с раствором фруктозы и сахарозы.

Полученные растворы сахаратов меди оставляют для следующего опыта.

Вопросы и задания

1. Составьте уравнение образования сахарата кальция.
2. Что наблюдаете при взаимодействии гидроксида меди (II) с сахарами?

Напишите соответствующие уравнения реакций.

3. Можно ли данные реакции отнести к качественным на сахара?

Опыт 2. Окисление моно- и дисахаридов

К полученным в опыте 1 щелочным растворам сахаратов меди добавляют по 0,5 мл воды, встряхивают содержимое пробирок и осторожно нагревают верхнюю часть пробирок не доводя до кипячения.

Помещают в чистую обезжиренную пробирку 1 каплю раствора нитрата серебра, добавляют в нее 2 капли раствора гидроксида натрия и по каплям (3–4 капли) раствора аммиака до растворения образующегося осадка оксида серебра (I). В полученный раствор вносят 1 каплю раствора глюкозы и осторожно нагревают пробирку без кипячения до начала побурения раствора.

Аналогичные опыты с гидроксидом диамминсеребра (I) проводят и с другими углеводами: фруктозой, сахарозой.

Вопросы и задания

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

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

В общем выводе о работе ответьте на следующие вопросы:

1. Почему возникло название класса «углеводы»? На какие группы они делятся?
2. Какие функциональные группы входят в состав углеводов? Как это доказать?
3. Какими свойствами отличаются моно-, ди- и полисахариды?
4. Какие продукты обнаруживаются при гидролизе сахарозы? крахмала? целлюлозы? Какой вывод можно сделать о строении данных соединений?

Практическое занятие № 20.

Номенклатура и химические свойства и спиртов.

Цель: составить структурные формулы, написать уравнения реакций в молекулярном и структурном виде получения и химических свойств спиртов и фенолов.

Краткое теоретическое обоснование:

Спирты – производные углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильную группу –ОН.

Химические свойства спиртов определяются наличием ОН-группы. При взаимодействии с щелочными и некоторыми другими металлами образуются солеобразные продукты – алкоголяты, например C_2H_5ONa , с кислотами – сложные эфиры $RCOOR'$; первичные спирты в мягких условиях окисляются в альдегиды $RCHO$ и далее в карбоновые кислоты $RCOOH$, вторичные – в кетоны $R-CO-R$. Спирты сравнительно легко дегидратируются; при этом в зависимости от природы и условий реакции образуются простые эфиры $R-O-R$. Свойства многоатомных спиртов похожи на одноатомные спирты, при этом различие в том, что реакция идёт не по одной к гидроксильной группе, а по нескольким сразу. Многоатомные спирты легко вступают в реакцию гидроксидом меди. Взаимодействуют с азотной кислотой.

Фенолы – производные ароматических углеводородов, в которых атом водорода бензольного кольца замещен на гидроксильную группу –ОН. Простейший представитель класса является фенол C_6H_5OH . У фенола ярко выражены кислотные свойства. Это связано с тем, что свободная электронная пара кислорода в феноле оттянута к ядру. Фенол, за счёт гидроксильной группы будет взаимодействовать со щелочными металлами.

С галогенами фенолы взаимодействуют за счёт замещения водорода бензольного кольца. Фенол значительно активнее бензола вступает в реакции электрофильного замещения в ароматическом кольце.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1

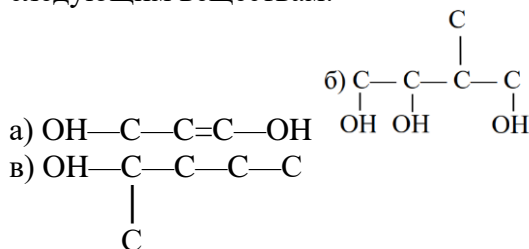
I вариант

Написать в структурном виде формулы одноатомных спиртов:

а) 1-метилэтанол; б) 2,3-диметилбутанол-2; в) 3-этилпентанол-1; д) 3-метил-5-этилгексанол-3.

II вариант

В структурных формулах расставить атомы водорода и дать названия следующим веществам:



Задание 2. Составить уравнения реакций в молекулярном виде получения спирта:

I вариант

2-метилпропанол-1

а) гидратацией соответствующих алкенов;
б) гидролизом соответствующих галогенпроизводных.

II вариант

бутанол-2

а) гидратацией соответствующих алкенов
б) гидролизом соответствующих галогенопроизводных

Задание 3. Написать уравнение реакций, характеризующих химические свойства спирта, назвать продукты:

I вариант

пропанол-1

а) + Mg; б) + H₂SO₄; в) + C₃H₇J.

II вариант

2-метилбутанол-1

а) + HBr; б) + H₂SO₄; в) реакция дегидратации внутримолекулярная.

Практическое занятие № 21.

Номенклатура и химические свойства и альдегидов.

Цель: составить структурные формулы, написать уравнения реакций в молекулярном и структурном виде получения и химических свойств альдегидов, решить задачи.

Краткое теоретическое обоснование:

Альдегиды – органические соединения, содержащие альдегидную группу – СНО, связанную с углеводородным радикалом.

Кетоны – органические соединения, в молекулах которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами.

Для альдегидов и кетонов характерны следующие реакции: окисления, присоединения, замещения, полимеризации, конденсации. Для кетонов не характерны реакции полимеризации. При окислении альдегидов образуются карбоновые кислоты. Окисление кетонов происходит гораздо труднее и только сильными окислителями. Продуктами окисления являются карбоновые кислоты. При окислении кетона образуется спиртокетон, затем дикетон, который, разрываясь, образует кислоты.

Реакции конденсации подвергаются альдегиды в слабо основной среде (в присутствии ацетона калия, поташа, сульфата калия) подвергаются альдольной конденсации с образованием альдегидо - спиртов, сокращенно называемых альдолями.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1

I вариант

Написать структурные формулы пяти изомеров, дать им название по международной номенклатуре: альдегиды $n=7$

II вариант

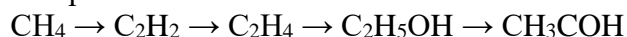
Написать структурные формулы следующих веществ: а) 2,4-диметилпентанон-3; б) 3-этилбутаналь; в) 3-метилгексанон-2; г) 2,4-диметилэтилгексаналь.

Задание 2. Составить уравнение реакций по схеме, дать название веществам:

I вариант



II вариант



Задание 3. Написать в структурном виде уравнения реакций, характеризующих химические свойства карбонильных соединений: а) реакции присоединения по двойной связи карбонила: метилэтилкетон 1) + $NaHSO_3$; 2) + HCN ;

б) реакция замещения атома кислорода карбонила: метаналь + гидросиламин; в) альдольная конденсация этанала; г) реакция Канниццаро.

Задание 4

Решить задачу:

I вариант

Сколько мл раствора формальдегида (пл. 1,06) с массовой долей $HCHO$ 20 % надо прибавить к аммиачному раствору оксида серебра, чтобы выделилось серебро массой 1,08 г.

II вариант

Сколько граммов уксусного альдегида можно получить дегидрированием раствора этанола (пл. 0,79) объемом 100 мл с массовой долей C_2H_5OH 95,5 %, если практический выход составляет 90 %?

Практическое занятие № 22.

Номенклатура и химические свойства и карбоновых кислот.

Цель: составить структурные формулы, написать уравнения реакций в молекулярном и структурном виде получения и химических свойств карбоновых кислот, решить задачи.

Краткое теоретическое обоснование:

Карбоновые кислоты – органические соединения, молекулы которых содержат карбоксильную группу $-COOH$, связанную с углеводородным радикалом.

Карбоновые кислоты обладают свойствами, характерными для минеральных кислот. Они реагируют с активными металлами, основными оксидами, основаниями, солями слабых кислот. Карбоновые кислоты слабее многих сильных минеральных кислот (HCl , H_2SO_4 и т.д.) и поэтому вытесняются ими из солей. Образование функциональных производных: а) при взаимодействии со спиртами (в присутствии концентрированной H_2SO_4) образуются сложные эфиры. Образование сложных эфиров при взаимодействии кислоты и спирта в присутствии минеральных кислот называется реакцией этерификации; б) при воздействии водоотнимающих реагентов в результате межмолекулярной дегидратации образуются ангидриды.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1

I вариант

Написать структурные формулы пяти изомеров, дать им название по

международной номенклатуре:

Карбоновые кислоты $n=7$

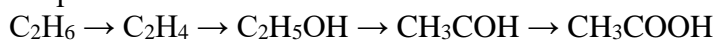
II вариант

Написать структурные формулы
следующих веществ: а) 2,4-диметил-3-

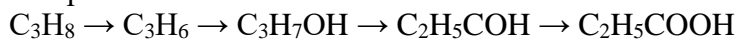
этилпентановая кислота; б) 3-
этилбутановая кислота; в)
фенилпропановая кислота; г) 2,4-
диметилгексановая кислота.

Задание 2. Составить уравнение реакций по схеме, дать название веществам:

I вариант



II вариант



Задание 3

I вариант

Написать уравнения реакций для бутановой кислоты, характеризующие химические свойства, дать название продуктам реакций: а) $+H_2$; б) $+CH_3OH$; в) $+Na$.

II вариант

Написать уравнения реакций для валериановой кислоты, характеризующие химические свойства, дать название продуктам реакций: а) $+H_2$; б) $+CH_3OH$; в) $+Na$.

Лабораторная работа № 10

ИССЛЕДОВАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ БЕЛКОВ

Цель работы: закрепление материала по теме «Азотсодержащие органические соединения», изучить свойства белков, научиться распознавать белки по реакции окрашивания.

Реактивы и оборудование:

- белок куриного яйца
- концентрированная азотная кислота
- HNO_3
- гидроксид натрия 20% - $NaOH$
- сульфат меди – $CuSO_4$
- хлорид натрия — $NaCl$
- дистиллированная вода - H_2O
- штатив с пробирками (4 шт)
- спиртовки
- спички

Меры предосторожности: Аккуратно работайте с растворами кислот. При попадании раствора на кожу немедленно обратитесь к преподавателю.

Ход работы:

Опыт №1. Свертывание белков при нагревании.

В пробирку наливают 5 мл исследуемого белка и нагревают до кипения. Белок выпадает в осадок в виде хлопьев мути.

Опыт №2. Высаливание белков.

В пробирку наливают 2 мл раствора белка и добавляют 2 мл концентрированного раствора соли. Белок выпадает в осадок.

ЦВЕТНЫЕ РЕАКЦИИ НА БЕЛКИ

Опыт №3. Биуретовая реакция.

В пробирку к 2 мл раствора белка добавляют столько же 20%-го раствора гидроксида натрия и 5 капель раствора сульфата меди. Пробирку встряхивают. Раствор окрашивается в ярко-фиолетовый цвет.

Эту реакцию дают все белки, так как она характерна для пептидных связей (-CO-NH-).

Опыт №4. Ксантопротеиновая реакция.

В пробирку наливают 2 мл раствора белка и 0,5 мл концентрированной азотной кислоты; содержимое нагревают в течение 3-5 минут на пламени горелки.

Осадок белка и раствор приобретают ярко-желтый цвет.

Затем по каплям до оранжевой окраски добавляют гидроксид натрия. Эта реакция свойственна белкам, которые содержат аминокислоты: фенилаланин, тирозин, триптофан.

Практическое занятие № 23.

Химические свойства аминов и аминокислот.

Цель: составить структурные формулы, написать уравнения реакций в молекулярном и структурном виде получения и химических свойств алкинов и ароматических углеводов, решить задачи.

Краткое теоретическое обоснование:

Амины – это производные аммиака, в котором один, два или все три атома водорода замещены органическими радикалами.

Строение и свойства аминов.

Известно много органических соединений, в которые азот входит в виде остатка аммиака, например: 1) метиламин $\text{CH}_3\text{-NH}_2$; 2) диметиламин $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3$; 3) фениламин (анилин) $\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2$; 4) метилэтиламин $\text{CH}_3\text{-NH-C}_2\text{H}_5$.

Низшие представители аминов предельного ряда газообразны и имеют запах аммиака. Если амин растворить в воде и раствор испытать лакмусом, то появится щелочная реакция, как и в случае аммиака. Амины имеют характерные свойства оснований. Сходство свойств аминов и аммиака находит объяснение в их электронном строении. В молекуле аммиака из пяти валентных электронов атома азота три участвуют в образовании ковалентных связей с атомами водорода, одна электронная пара остается свободной. Амины называются еще органическими основаниями. Являясь основаниями, амины взаимодействуют с кислотами, при этом образуются соли. Эта реакция аналогична реакциям аммиака и также заключается в присоединении протона.

Аминокислоты

Среди азотсодержащих органических веществ имеются соединения с двойственной функцией. Особенно важными из них являются **аминокислоты**.

Строение и физические свойства.

1. **Аминокислоты** – это вещества, в молекулах которых содержатся одновременно аминогруппа NH_2 и карбоксильная группа – COOH .

Например: $\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$ – аминоксусная кислота, $\text{CH}_3\text{—CH(NH}_2\text{)—COOH}$ – аминопропионовая кислота.

2. **Аминокислоты** – это бесцветные кристаллические вещества, растворимые в воде.

3. Многие аминокислоты имеют сладкий вкус.

4. Аминокислоты можно рассматривать как карбоновые кислоты, в молекулах которых атом водорода в радикале замещен аминогруппой. При этом аминогруппа может находиться у разных атомов углерода, что обуславливает один из видов изомерии аминокислот.

Порядок выполнения работы:

Выполните задания:

Задание 1. Написать структурные формулы следующих аминов:

I вариант

а) фениламин;

б) диметиламин;

в) метилэтиламин

II вариант

а) дифениламин;

б) метиламин;

в) диметилэтиламин.

Задание 2. Написать структурные формулы следующих аминокислот:

I вариант

а) аминокапроновая кислота;

б) глицин;

в) аминомасляная кислота

II вариант

а) аминопропионовая кислота;

б) метиламин;

в) аминовалериановая кислота.

Задание 3. Опишите химические свойства:

I вариант

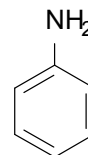
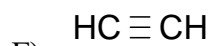
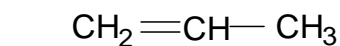
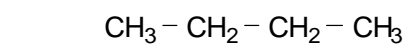
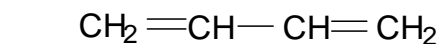
аминов

II вариант

аминокислот

А) верно только А; Б) верно только Б; В) верны оба суждения; Г) оба суждения неверны.

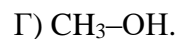
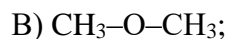
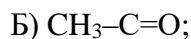
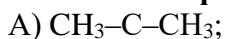
20. К классу алканов относится вещество:



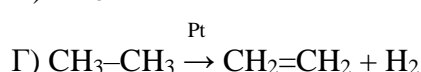
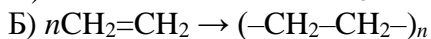
21. Вещество, строение которого показано на рисунке, называется:

А) бензол; Б) бензин; В) анилин; Г) аналгин.

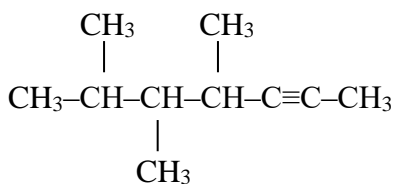
22. Укажите формулу кетона



23. Какое уравнение соответствует реакции гидрогалогенирования:



24. По систематической номенклатуре вещество, строение которого показано на рисунке, называется:



А) 4,5,6-триметилгептен-2;

В) 4,5,6-триметилгептин-2;

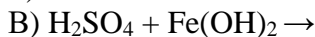
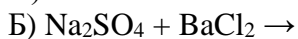
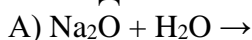
Б) 4,5,6-триметилгептан-2;

Г) 4,5,6-триметилгептадиен-1,2.

25 – 27 - это задания на соответствие. Каждой букве соответствует только одна цифра. Ответ впишите в таблицу.

25. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции:

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ



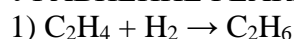
Ответ:	А	Б	В

26. Установите соответствие между типом химической реакции и уравнением реакции данного типа.

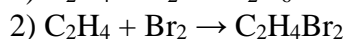
ТИП РЕАКЦИИ

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

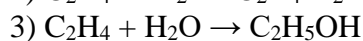
А) гидратация



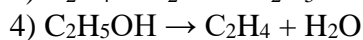
Б) дегидрирование



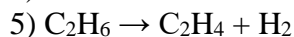
В) галогенирование



Г) гидрирование



Д) дегидратация



Ответ:	А	Б	В	Г	Д

27. Соотнесите формулы веществ и их названия

13. Раствор хлорида натрия реагирует с раствором:

- А) сульфата калия; Б) гидроксида бария; В) азотной кислоты; Г) нитрата серебра.

14. Краткое ионное уравнение $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$ соответствует взаимодействию:

- А) $BaO + H_2SO_4 \rightarrow$ Б) $BaNO_3 + Na_2SO_4 \rightarrow$ В) $Ba + CaS \rightarrow$ Г) $BaNO_3 + KClO_3 \rightarrow$

15. Какое уравнение соответствует реакции замещения:

- А) $BaCl_2 + K_2SO_4 = BaSO_4 + 2KCl$ В) $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$
Б) $Na_2O + H_2O = 2NaOH$ Г) $CaCO_3 = CO_2 + CaO$

16. При взаимодействии металлов с кислотами образуются:

- А) соль и водород; Б) новая соль и кислота; В) новое основание и вода; Г) новая соль и новое основание.

17. Вещество с общей формулой C_nH_{2n} относится к классу:

- А) алканов; Б) алкенов; В) алкинов; Г) аренов.

18. Функциональную группу $-COOH$ содержит молекула:

- А) этиловый спирт; Б) уксусный альдегид; В) ацетон; Г) уксусная кислота.

19. Многоатомным спиртом является вещество:

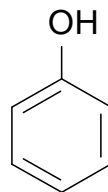
- А) глюкоза; Б) глицин; В) триглицерид; Г) глицерин.

20. Укажите верное суждение: А) алкадиены – углеводороды, молекулы которых содержат две двойные связи; Б) сопряженные алкадиены – это диены, в молекулах которых две двойные связи разделены одной одинарной связью.

- А) верно только А; Б) верно только Б; В) верны оба суждения; Г) оба суждения неверны.

20. К классу алкинов относится вещество:

- А) $CH_2=CH-CH=CH_2$ В) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
Б) $CH_2=CH-CH_3$ Г) $HC \equiv CH$



21. Вещество, строение которого показано на рисунке, называется:

- А) бензол; Б) бензин; В) анилин; Г) фенол.

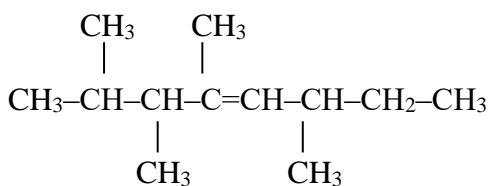
22. Укажите формулу кетона

- А) $CH_3-\overset{\overset{O}{||}}{C}-CH_3$; Б) $CH_3-\overset{\overset{O}{||}}{C}-H$; В) CH_3-O-CH_3 ; Г) CH_3-OH .

23. Какое уравнение соответствует реакции дегидрирования:

- А) $CH_2=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3-CH_2Br$ В) $CH_3-CH_2-OH + HBr \rightarrow CH_3-CH_2Br + H_2O$
Б) $nCH_2=CH_2 \rightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$ Г) $CH_3-CH_3 \xrightarrow{Pt} CH_2=CH_2 + H_2$

24. По систематической номенклатуре вещество, строение которого показано на рисунке, называется:

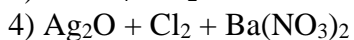
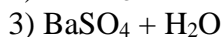
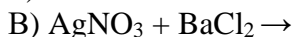
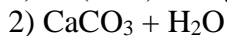
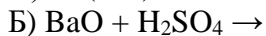
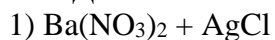
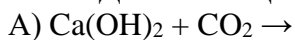


- А) 2,3,4,6-тетраметилгептен-4; В) 2,3,4,6-тетраметилгептан;
Б) 2,3,4,6-тетраметилгептаналь; Г) 2,3,4,6-тетраметилгептен-3.

впишите в таблицу.

25. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции:

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ



Ответ:	А	Б	В

26. Установите соответствие между типом химической реакции и уравнением реакции данного типа.

ТИП РЕАКЦИИ

А) гидратация

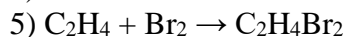
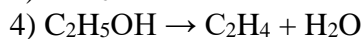
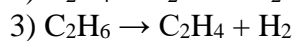
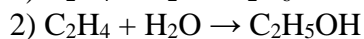
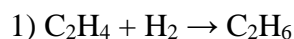
Б) дегидрирование

В) галогенирование

Г) гидрирование

Д) дегидратация

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

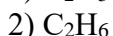


Ответ:	А	Б	В	Г	Д

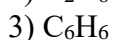
27. Соотнесите формулы веществ и их названия



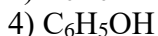
а) Этан



б) Этиловый спирт



в) Фенол

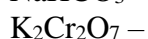


г) Бензол

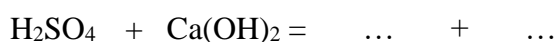
Ответ:	1	2	3	4

На задания 28 – 30 дать полный развернутый ответ.

28. Напишите названия следующих веществ:



29. Допишите уравнения реакции. Расставьте коэффициенты. Составьте полное и сокращенное уравнения реакций. Подпишите названия реагирующих веществ и продуктов реакции. К какому типу относится реакция?



30. Расставьте степени окисления в следующих веществах:



Критерии итоговой оценки (промежуточная аттестация)

Промежуточная аттестация предназначена для оценки степени достижения запланированных результатов обучения по завершению изучения дисциплины и позволяет оценить уровень и качество ее освоения обучающимися. Предметом оценки освоения являются достигнутые результаты обучения.

Успешность освоения обучающимися дисциплины оценивается по 5-ти балльной системе:

«5» - отлично, «4» - хорошо, «3» - удовлетворительно, «2» - неудовлетворительно.

Характеристика цифровой оценки:

«5» - получает обучающийся, если он демонстрирует глубокое и полное овладение содержанием учебного материала, грамотно, логично излагает ответ, умеет связывать теорию с практикой, высказывать и обосновывать свои суждения, при ответе формулирует самостоятельные выводы и обобщения. Освоил все практические навыки и умения, предусмотренные рабочей

программой дисциплины.

«4» - получает обучающийся, если он вполне освоил учебный материал, ориентируется в изученном материале осознанно, применяет знания для решения практических задач, грамотно излагает ответ, но содержание и форма ответа имеют отдельные неточности или ответ неполный. Освоил все практические навыки и умения, предусмотренные программой, однако допускает некоторые неточности.

«3» - получает обучающийся, если он обнаруживает знание и понимание основных положений учебного материала, но излагает его неполно, непоследовательно, допускает неточности, не умеет доказательно обосновать свои суждения. Владеет лишь некоторыми практическими навыками и умениями, предусмотренными программой.

«2» - получает обучающийся, если он имеет разрозненные, бессистемные знания, не умеет выделять главное и второстепенное, беспорядочно и неуверенно излагает материал, не может применять знания для решения практических задач. Практические навыки и умения выполняет с грубыми ошибками или не было попытки продемонстрировать свои теоретические знания и практические умения.