

Министерство образования, науки и молодёжной политики

Краснодарского края

Государственное автономное профессиональное образовательное
учреждение Краснодарского края

"Каневской аграрно-технологический колледж" (ГАПОУ КККАТК)

Рассмотрены

на заседании УМО «Проектно-
исследовательская деятельность»

_____ Н.А.Олифиренко

«29» августа 2022 г.

Согласован:

Старший методист

_____ Н.А.Королёва

«29» августа 2022 г.

Методические рекомендации для обучающихся

по выполнению практических занятий

**по дополнительной учебной дисциплине ОДД.14 Основы химии
для обучающихся**

программы подготовки специалистов среднего звена
среднего профессионального образования
по специальности:

08.01.10 Мастер жилищно-коммунального хозяйства

08.01.07 Мастер общестроительных работ

2022 г.

Методические указания предназначены для проведения практических работ
по дополнительной учебной дисциплине ОДД.14 Основы химии
для студентов по профессии

08.01.10 Мастер жилищно-коммунального хозяйства

08.01.07 Мастер общестроительных работ

(базовая подготовка, очная форма обучения).

Учебное пособие содержит указания по выполнению лабораторных занятий
по дисциплине **ОДД.14 Основы химии**. Методические указания составлены
в соответствии с рабочей программой по дисциплине ЕН.01 Химия и
предназначены для обучающихся по специальности

08.01.10 Мастер жилищно-коммунального хозяйства

08.01.07 Мастер общестроительных работ

Разработчик: Чуприна Н.В. – преподаватель высшей квалификационной
категории ГАПОУ КККАТК

Рекомендовано УМО «Проектно-исследовательская деятельность»
ГАПОУ КККАТК

Протокол № 1 от «29» августа 2022 г.

Содержание

Практическое занятие №1, №2. Решение задач на нахождение молекулярной массы и массовой доли.	4
Практическое занятие №3. Вычисление количества вещества и массы.	7
Практическое занятие №4, №5. Характеристика элементов по положению в периодической системе	13
Практическое занятие №6, №7. Обобщение по теме «Периодический закон и периодическая система»	15
Практическое занятие №8. Чистые вещества и смеси.	22
Практическое занятие №9. Дисперсные системы	24
Практическое занятие №10,11. Обобщение по теме «Строение вещества»	27
Практическое занятие №12. Приготовление растворов заданной концентрации.	30
Практическое занятие №13, №14. Обобщение по теме «Классификация неорганических веществ».	32
Практическое занятие №15. Окислительно-восстановительные реакции.	37
Практическое занятие №16. Скорость химических реакций.	41
Практическое занятие №17. Обратимость химических реакций.	46
Практическое занятие №18, №19. Решение задач по теме «Химические реакции».	51
Практическое занятие №20. Изучение темы «Металлотермия»	57
Практическое занятие №21, №22. Получение и соби- рание газов, распознавание.	62
Практическое занятие №23, №24. Решение экспериментальных задач.	64
Практическое занятие №25, №26. Обобщение по теме «Основные понятия органической химии и теории Бутлерова»	69

Практическое занятие №27, №28. Решение задач, выполнение упражнений.	74
Практическое занятие №29. Решение задач по теме «Спирты».	77
Практическое занятие №30. Изучение свойств карбоновых кислот.	78
Практическое занятие №31, №32, №33. Решение задач по теме «Углеводы».	80
Практическое занятие №34. Цветные реакции на белки.	82
Практическое занятие №35. Пластмассы и их свойства.	86
Практическое занятие №36. Волокна и их свойства.	88
Практическое занятие №37. Распознавание волокон и пластмасс.	92
Практическое занятие №38. Решение экспериментальных задач.	100
Практическое занятие №39, №40. Обобщение по теме «Азотсодержащие органические вещества. Полимеры».	104
Список литературы	110

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №1,2.

«Решение задач на нахождение молекулярной массы и массовой доли»

Цель:

закрепить знания о понятиях: относительная молекулярная масса вещества, молярная масса, количество вещества, уметь их рассчитывать.

Оборудование и материалы

- Периодическая система химических элементов им. Д.И. Менделеева;
- тетрадь для практических работ;
- калькулятор;
- ручка;

Задания для практического занятия

1. Ознакомиться с теоретическим материалом по теме практического занятия, алгоритмом решения задач.
2. Выполнить задания и решить предложенные задачи.
3. Правильно оформить в тетрадь для практических работ.

Теоретический материал занятия

Относительная атомная масса (A_r) - безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к $1/12$ массы атома ^{12}C .

Относительная молекулярная масса (M_r) - безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов с учетом индексов.

$$M_r = n_1 \cdot A_{r1} + n_2 \cdot A_{r2} + n_3 \cdot A_{r3} + \dots$$

Пример: Вычислите относительную молекулярную массу сульфата алюминия, химическая формула которого $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Алгоритм решения.

Дано:



1. Из Периодической таблицы имени Д.И. Менделеева выписываем значения относительных масс атомов элементов, входящих в состав сульфата алюминия:

$$A_r(\text{Al}) = 27 \quad A_r(\text{S}) = 32 \quad A_r(\text{O}) = 16$$

2.Записываем формулу расчета $M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)$ в общем виде:

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n_1 \cdot A_r(\text{Al}) + n_2 \cdot A_r(\text{S}) + n_3 \cdot A_r(\text{O})$$

n_1 - число атомов (моль атомов алюминия)

n_2 - число атомов (моль атомов серы)

n_3 - число атомов кислорода (моль атомов кислорода)

2.Подставляем значения относительных атомных масс элементов с учетом моль атомов в формулу расчета и вычисляем.

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 27 \cdot 2 + (32 + 16 \cdot 4) \cdot 3 = 342 \text{ г/моль}$$

Ответ: $M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ г/моль}$

Молярная масса (М) – величина, равная отношению массы вещества (m) к соответствующему количеству вещества (n).

$$M = m : n \text{ (г/моль),}$$

где М- молярная масса вещества, n- количество вещества. Единица СИ количества вещества – кг/моль (г/моль).

Количество вещества –это число структурных единиц (атомов, молекул, ионов), которое содержится в определенном образце данного вещества.

Единицей измерения количества вещества является моль.

Количество вещества (ν) связано с числом структурных единиц (N) в образце вещества, его массой (m) и объемом (V) — для газообразных веществ при н.у. — следующими уравнениями:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A}$$

в которых $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$ (мл/ммоль, м³/кмоль) при н.у.,

где N – число частиц данного вещества;

Моль – количество вещества, которое содержит столько частиц (атомов, молекул, ионов и др.) сколько содержится атомов углерода в 0,012 кг. (12г.), примерно $6 \cdot 10^{23}$ частиц.

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ (постоянная Авогадро).

Пример:

1.Какое количество вещества содержится в 33 г оксида углерода (IV)?

Алгоритм решения.

Д а н о.	Р е ш е н и е.
$m(\text{CO}_2) = 33 \text{ г}$	1. Найдем молярную массу углерода (IV):
$\nu(\text{CO}_2) = ?$	$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2M(\text{O}) =$ $= 12 \text{ г/моль} + 2 \cdot 16 \text{ г/моль} = 44 \text{ г/моль}.$
	2. Рассчитаем количество вещества оксида углерода (IV):
	$\nu(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{33 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,75 \text{ моль}.$

2.Сколько молекул озона O_3 содержится в 72 г его?

Алгоритм решения.

Дано:

$m(\text{O}_3) = 72 \text{ г}$ Найти: $N(\text{O}_3) - ?$

Решение

- 1) $M(O_3) = 16 \cdot 3 = 48 \text{ г/моль}$
2) $n(O_3) = m / M = 72 : 48 = 1,5 \text{ моль}$
3) $N(O_3) = n \cdot N_A = 1,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 9 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$
Ответ: $N(O_3) = 9 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$

ВНИМАНИЕ! Условие задач необходимо списывать.

Задание 1. Вычислите относительную молекулярную массу:

карбоната кальция, сульфата магния, нитрата серебра, серной кислоты, фосфата кальция, гидроксида меди, хлорида натрия, оксида железа (III), гидроксида кальция, нитрата меди(II), азотной кислоты, гидроксида алюминия.

Задание 2. Решите задачи.

1. Определить количество гидроксида натрия в образце массой 10 г.
2. Определить количество гидрокарбоната кальция в образце массой 16,2 г.
3. Какую массу имеет образец оксида углерода (IV) количеством вещества 0,25 моль?
4. Рассчитайте количества вещества магния в образце этого металла массой 6 г?
5. Какое число молекул содержится в 2,5 моль кислорода?
6. Определить число молекул Br_2 в броме массой 3,2 г.
7. Определите количество атомов водорода в составе образца воды массой 9 г.
8. Определите количество атомов водорода в составе образца гидрофосфата аммония массой 26,4 г.
9. Имеется 10 г водорода. Определите количество водорода, а также число имеющихся молекул водорода.
10. Имеется $2,4 \cdot 10^{23}$ молекул оксида углерода (IV). Определите количество вещества углекислого газа, его массу.
11. Какова масса порции оксида азота (IV), содержащей $4,816 \cdot 10^{23}$ молекул?
12. Вычислите массу $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул оксида кальция.
13. Определите массу образца сульфата меди (II), содержащего $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов меди.
14. Рассчитайте массу образца сульфата аммония, содержащего $3,01 \cdot 10^{23}$ атомов водорода.
15. Рассчитайте массу образца сульфата аммония, содержащего $3,01 \cdot 10^{22}$ атомов меди.
16. Определите массу образца гидросульфата магния, если известно, что в его составе содержится $3,612 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода.
17. Определите массу раствора сульфата натрия в воде, содержащего $30,10 \cdot 10^{22}$ атомов натрия и $6,02 \cdot 10^{24}$ атомов водорода.

Практическое занятие №3. Вычисление количества вещества и массы.

Цель работы: совершенствование умений производить простейшие расчеты по формулам, связывающим физические величины: «масса», «молярная

масса», «объём», «молярный объём», «число частиц», «количество вещества», «постоянная Авогадро».

Задачи работы:

- закрепить понятия «молярная масса», «молярный объём»;
- закрепить умения производить простейшие вычисления по расчетным формулам.

Теоретическая часть по теме:

Моль, молярная масса. В химических процессах участвуют мельчайшие частицы – молекулы, атомы, ионы, электроны. Число таких частиц даже в малой порции вещества очень велико. Поэтому, чтобы избежать математических операций с большими числами, для характеристики количества вещества, участвующего в химической реакции, используется специальная единица – **моль**.

Моль - это такое количество вещества, в котором содержится определенное число частиц (молекул, атомов, ионов), равное постоянной Авогадро.

Постоянная Авогадро N_A определяется как число атомов, содержащееся в 12 г изотопа ^{12}C :

Таким образом, 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества. $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Например: 1 моль кислорода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 .

1 моль серной кислоты содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2SO_4 .

1 моль серы содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов S.

2 моль серы содержит $12,04 \cdot 10^{23}$ атомов S.

0,5 моль серы содержит $3,01 \cdot 10^{23}$ атомов S.

Исходя из этого, любое количество вещества можно выразить определенным числом молей ν (ню) или n (эн). Например, в образце вещества содержится $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул. Следовательно, количество вещества в этом образце составляет:

$$12,04 \cdot 10^{23} \text{ молекул} / 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул} = 2 \text{ моль}$$

$$\nu = \frac{N}{N_A} \text{ В общем виде:}$$

где N – число частиц данного вещества;

N_A – число частиц, которое содержит 1 моль вещества (постоянная Авогадро).

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

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

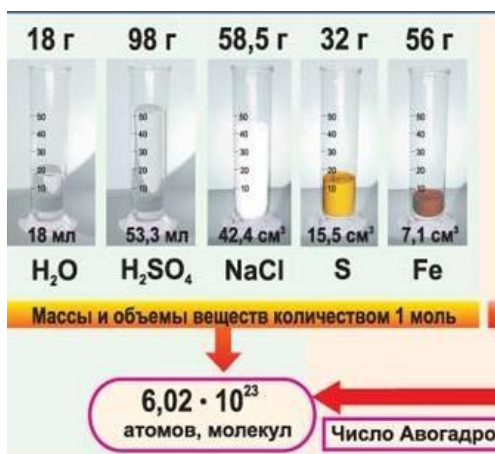
Например, **относительная молекулярная** масса метана CH_4 определяется следующим образом: $M_r(CH_4) = A_r(C) + 4A_r(H) = 12 + 4 = 16$.

Аналогично можно рассчитать **молярную** массу метана: $M(CH_4) = 16$ г/моль, т.е. 16 г CH_4 содержат $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

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

$$M = \frac{m}{v}$$

Соответственно, зная массу и молярную массу вещества, можно рассчитать $v = \frac{m}{M}$ число его молей:



или найти массу вещества по числу молей и молярной массе: $m = v \cdot M$

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

Пример:

Вычислить массы метана CH_4 и этана C_2H_6 ,

взятых в количестве $v = 2$ моль каждого.

Решение:

Молярная масса метана $M(CH_4) = 16$ г/моль;

молярная масса этана $M(C_2H_6) = 2 \cdot 12 + 6 = 30$ г/моль.

Отсюда: $m(CH_4) = 2 \text{ моль} \cdot 16 \text{ г/моль} = 32 \text{ г}$;

$m(C_2H_6) = 2 \text{ моль} \cdot 30 \text{ г/моль} = 60 \text{ г}$.

Таким образом, **моль** – это порция вещества, содержащая одно и то же число частиц, но имеющая разную массу для разных веществ, т.к. частицы вещества (атомы и молекулы) не одинаковы по массе.

Рис.1 Массы 1 моль различных веществ

$\frac{N}{N_A} = \frac{m}{M}$ Вычисление ν используется практически в каждой расчетной задаче.

Взаимосвязь:

Образцы решения задач

Задача №1. Вычислите массу (г) железа, взятого количеством вещества 0,5 моль.

Дано: Решение:

$$\nu(\text{Fe}) = 0,5 \text{ моль } m = M \cdot \nu$$

$$M(\text{Fe}) = A_r(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль (из Периодической системы)}$$

$$\text{Найти: } m(\text{Fe}) - ? \quad m(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 28 \text{ г}$$

Ответ: $m(\text{Fe}) = 28 \text{ г}$

Задача №2. Вычислите массу (г) $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул оксида кальция CaO.

Дано: Решение:

$$N(\text{CaO}) = 12,04 \cdot 10^{23} \text{ молекул } m = M \cdot \nu, \nu = N/N_A,$$

$$\text{следовательно, формула для расчёта } m = M \cdot (N/N_A)$$

$$\text{Найти: } m(\text{CaO}) - ? \quad M(\text{CaO}) = A_r(\text{Ca}) + A_r(\text{O}) = 40 + 16 = 56 \text{ г/моль}$$

$$m = 56 \text{ г/моль} \cdot (12,04 \cdot 10^{23} / 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}) = 112 \text{ г}$$

Ответ: $m = 112 \text{ г}$

Молярный объем газов. Закон Авогадро.

Закон Авогадро: в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул. (1811 г, итальянский учёный Амедео Авогадро).

Следствие из закона Авогадро: Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объём.

Так, $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (1 моль) любого газа и любой смеси газов при (н.у.) занимает объём, равный 22,4 л. Такой объём называется **молярным объёмом** и обозначается V_m

Молярный объём – это **постоянная** величина для веществ – газов при нормальных условиях (н.у.). $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$

н.у. – это $p = 1 \text{ атм}$ (101325 Па); $t = 0 \text{ }^\circ\text{C}$ (273^0 К)

Взаимосвязь молярной массы, молярного объёма, числа Авогадро и количества вещества: $\nu = V / V_m = N / N_a = m / M$; $M = \rho \cdot V_m$

Образцы решения задач

Задача №1. Какой объем занимает 0,2 моль N_2 при н.у.?

Дано: н.у. Решение:

$V_m = 22,4$ л/моль $\nu(N_2) = V(N_2) / V_m$, следовательно

$\nu(N_2) = 0,2$ моль $V(N_2) = \nu(N_2) \cdot V_m = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л / моль} = 4,48 \text{ л}$

Ответ: $V(N_2) = 4,48 \text{ л}$

Найти:

V - ?

Задача №2. Какое количество вещества содержит водород объемом 33,6 л при н.у.?

Дано: н.у. Решение:

$V_m = 22,4$ л/моль $\nu(H_2) = V(H_2) / V_m = 33,6 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 1,5 \text{ моль}$

$V(H_2) = 33,6 \text{ л}$ Ответ: $\nu(H_2) = 1,5 \text{ моль}$

Найти:

$\nu(H_2)$ - ?

Задача №3. Какой объем займут 56 г газа CO при н.у.?

Дано: н.у. Решение:

$V_m = 22,4$ л/моль $\nu(CO) = V(CO) / V_m$, следовательно $V(CO) = \nu(CO) \cdot V_m$

$m(CO) = 56 \text{ г}$ Неизвестное количество вещества найдём по формуле: $\nu = m/M$

$M(CO) = Ar(C) + Ar(O) = 12 + 16 = 28 \text{ г/моль}$

Найти: $\nu(CO) = m/M = 56 \text{ г} / 28 \text{ г/моль} = 2 \text{ моль}$

$V(CO)$ -? $V(CO) = \nu(CO) \cdot V_m = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \text{ л}$

Ответ: $V(CO) = 44,8 \text{ л}$

Оборудование: Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева, калькулятор.

Решите предложенные задачи, оформите их в соответствии с приведенными выше образцами.

Задание 1.

Вариант 1	Вариант 2
Задача 1. Вычислите массу воды H_2O (г), взятой количеством вещества 5 моль.	Задача 1. Вычислите массу (г) 3 моль сероводорода H_2S .
Задача 2. Вычислите массу (г) $24,08 \cdot 10^{23}$ молекул серной кислоты H_2SO_4	Задача 2. Вычислите массу (г) $18,06 \cdot 10^{23}$ молекул азотной кислоты HNO_3
Задача 3. Какой объем занимают 5 моль O_2 при н.у.?	Задача 3. Какой объем занимают 2,5 моль H_2 при н.у.?
Задача 4. Какое количество вещества содержит кислород O_2 объемом 0,224 л при н.у.?	Задача 4. Какое количество вещества содержит углекислый газ CO_2 объемом 4,48 л при н.у.?

На дополнительную оценку:

Вариант 1. Какой объем займут 8 г газа O_2 при н.у.?

Вариант 2. Какой объем займут 64 г газа SO_2 при н.у.?

Контрольные вопросы для самопроверки.

1 вариант	2 вариант
1. Как называется количество вещества, в котором содержится $6 \cdot 10^{23}$ молекул этого вещества а) молярная масса б) моль в) постоянная Авогадро 2. Выберите значение постоянной Авогадро	1. Что называют молярной массой вещества? а) это масса 1 молекулы вещества б) это масса 1 моль вещества в) это масса $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул вещества. 2. Как называется объем газа количеством вещества 1 моль?

а) 22,4 б) 1 в) $6 \cdot 10^{23}$ 3. В каких единицах измеряется молярный объем газов: а) л/моль б) моль в) литр 4. Запишите формулу для расчета количества вещества, если известно число молекул	а) молярная масса б) молярный объем в) постоянная Авогадро 3. В каких единицах измеряется количество вещества: а) л/моль б) моль в) литр 4. Запишите формулу для расчета количества вещества, если известен его объем.
--	---

Требования к содержанию и оформлению отчёта по практической работе

Запишите в журнал лабораторно-практических занятий:

1. Наименование работы
2. Цель работы
3. Ход работы:

Решения задач оформить в соответствии с образцом.

Привести ответы на задания контрольных вопросов.

Список литературы и интернет - источников

Учебник О.С. Габриелян, И.Г.Остроумов Химия для профессий и специальностей технического профиля, 2016, с. 12 – 17

Практическое занятие №4, №5. Характеристика элементов по положению в периодической системе.

Цель:

- оперировать химическими понятиями;
- объяснять физический смысл символики периодической таблицы химических элементов;
- устанавливать причинно-следственную связь между строением атома и закономерностями изменения свойств элементов и образованных ими веществ в периодах и группах;
- закрепить навыки составления электронных и электронно – графических формул атомов, характеризовать химические элементы по их положению в периодической системе.

Оборудование и материалы

- Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева;
- таблица распределения электронов по квантовым уровням;
- схема порядка заполнения электронных орбиталей;

ВАРИАНТ № 1

1. Для молекулы характерны следующие свойства:
 - а) имеет определенную массу
 - б) разрушается при химических реакциях
 - в) состоит из атомов
 - г) разрушается при испарении веществ
2. Дайте характеристику элементов с порядковым номером 12 и 14 по плану. У какого из этих элементов ярче выражены неметаллические свойства, почему?
3. Число протонов в ядре атома равно:
 - а) номеру группы
 - б) номеру периода
 - в) порядковому номеру
4. Сколько моль вещества содержится в 165 граммах NaNO_3 и в 44,8 литрах NH_3 .

ВАРИАНТ №2

1. Для атома характерны следующие свойства:
 - а) состоит из молекул
 - б) имеет определенную массу
 - в) не разрушается при химических реакциях
 - г) не разрушается при испарении веществ.
2. Дайте характеристику элементов с порядковым номером 11 и 13 по плану. У какого из этих элементов менее выражены металлические свойства, почему?
3. Число электронов равно:
 - а) номеру группы
 - б) номеру периода
 - в) порядковому номеру
4. Рассчитайте массу и объем 0,08 моль Fe_2O_3

Практическое занятие №6, №7. Обобщение по теме «Периодический закон и периодическая система».

Цель урока: 1. *Обобщить и закрепить полученные знания по изученной теме.*

2. *Активизировать интерес к предмету.*

Задачи урока:

1. Развивать у студентов умение пользоваться опорными знаниями умение и навыки работать с таблицей.
2. Развивать мышление, умение делать логические выводы.
3. Активизировать способность студентов говорить «химическим языком», выражать свои мысли грамотно и свободно.

Вариант 1.

При выполнении заданий А1-А9 выберите один правильный ответ.

А1. Каков физический смысл порядкового номера химического элемента?

- А. это число нейтронов в атоме
- Б. это относительная атомная масса
- В. это число энергетических уровней в атоме
- Г. это число протонов в ядре

А2. В малом периоде находится:

- А. кальций Б. золото В. Хлор Г. железо

А3. В ряду $\text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb}$ металлические свойства: А. уменьшаются

- Б. увеличиваются В. не изменяются Г. сначала увеличиваются, а затем уменьшаются

А4. Заряд ядра и нуклонное число атома Mg равны соответственно:

- А. +12 и 24 Б. +3 и 24 В. +24 и 12 Г. +12 и 20

A5. Атом фосфора имеет следующее распределение электронов по энергетическим

уровням: А. 1e,8e,5e Б. 2e,6e,5e В. 2e,8e,3e Г. 2e,8e,5e

A6. Сферическую форму имеют орбитали:

А. s- электронов Б. d- электронов В. p- электронов Г. f- электронов

A7. Химический элемент, который имеет 14 электронов это:

А. Азот Б. Кремний В. Алюминий В. Кислород

A8. В подгруппе АII находится химический элемент: А. Li Б. Be В. Zn

A9. Заряд ядра атома рассчитал: А. Н. Бор Б. Э. Резерфорд В. Г. Мозли

При выполнении заданий A10-A12 выберите несколько правильных ответов.

A10. Установите соответствие

электронная формула частицы химический элемент

А. 1s² 1. Углерод

Б. 1s² 2s²2p⁶ 2. Азот

В. 1s² 2s²2p³ 3. Гелий

Г. 1s² 2s² 4. Неон

A11. Установите соответствие

Неорганическое вещество Химическое соединение

А. Соль 1. N₂O₅

Б. Кислотный оксид 2. CaCl₂

В. Основной оксид 3. ZnO

Г. Амфотерный оксид 4. BaO

A12. Установите соответствие

Химический элемент Количество энергетических урaвней

- А. Фтор 1. Один
Б. Сера 2. Два
В. Водород 3. Три
Г. Калий 4. Четыре

При выполнении заданий В1 и В2 подробно запишите ход его решений и полученный

результат

Часть 2

В1. Дать характеристику химическому элементу №6 по плану.

В2. Дать определение терминам: химический элемент, период, изотопы, дать формулировку периодического закона (Менделеевская).

Вариант №2

При выполнении заданий А1-А9 выберите один правильный ответ.

А1. Каков физический смысл порядкового номера химического элемента?

- А. это число энергетических уровней Б. это заряд атома
В. это относительная атомная масса Г. это число нейтронов в ядре

А2. В большом периоде находится: А. кальций Б. натрий В. Хлор Г. азот

А3. В ряду $C \rightarrow N \rightarrow O$ металлические свойства: А. уменьшаются Б. увеличиваются В. не изменяются Г. сначала увеличиваются, а затем уменьшаются

А4. Заряд ядра и массовое число атома Вг равны соответственно:

- А. +12 и 80 Б. +35 и 80 В. +35 и 12 Г. +12 и 35

А5. Атом алюминия имеет следующее распределение электронов по энергетическим

уровням:

А. 1e,8e,5e Б. 2e,6e,5e В. 2e,8e,3e Г. 2e,8e,5e

А6. Гантелеобразную форму имеют орбитали:

А. s- электронов Б. d- электронов В. p- электронов Г. f- электронов

А7. Химический элемент, который имеет 12 электронов это:

А. Углерод Б. Магний В. Алюминий В. Кремний

А8. В подгруппе ПБ находится химический элемент: А. Li Б. Be В. Zn

А9. Ядерную модель атома предложил: А. Н. Бор Б. Э. Резерфорд В. Г. Мозли

При выполнении заданий А10-А12 выберите несколько правильных ответов.

А10. Установите соответствие

электронная формула частицы химический элемент

А. $1s^2 2s^2 2p^1$ 1. Фтор

Б. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ 2. Бор

В. $1s^2 2s^2 2p^5$ 3. Аргон

Г. $1s^2 2s^2 2p^2$ 4. Углерод

А11. Установите соответствие

Неорганическое вещество Химическое соединение

А. Соль 1. SO_3

Б. Кислотный оксид 2. $BaCl_2$

В. Основной оксид 3. Al_2O_3

Г. Амфотерный оксид 4. CaO

А12. Установите соответствие

Химический элемент Количество энергетических уровней

А. Азот 1. Один

Б. Фосфор 2. Два

В. Гелий 3. Три

Г. Кальций 4. Четыре

При выполнении заданий В1 и В2 подробно запишите ход его решений и полученный

результат

Часть 2

В1. Дать характеристику химическому элементу №11 по плану.

В2. Дать определение терминам: атом, группа, изотопы, дать формулировку периодического закона (современная).

Правильные ответы.

А1-9

	1	2	3	4	5	6	7	8	9
В	Г	В	Б	А	Г	А	Б	Б	А
-									
1									
В	Б	А	А	Б	В	В	Б	В	Б
-									
2									

В№1

А10. А11. А12

А – 4 А – 2 А - 2

Б – 3 Б – 1 Б - 3

В – 2 В – 4 В - 1

Г – 1 Г- 3 Г - 4

В2

Химический элемент – это определенный вид атома с одинаковым зарядом ядра.

Период – это горизонтальный ряд, который начинается металлом и заканчивается неметаллом.

Изотопы – разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов в ядре.

П. 3. Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины атомных масс.

(Менделеевская).

В№2

A10. A11. A12

A – 2 A – 2 A - 2

B – 3 B – 1 B - 3

B – 1 B – 4 B - 1

Г – 4 Г- 3 Г – 4

В2

Атом - мельчайшие химически неделимые электронейтральная частица, которая состоит из ядра и вращающихся вокруг него электронов.

Группа – вертикальный столбец подобных элементов

Изотопы - разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов в ядре.

П. 3. (современная). Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда ядра атома этих элементов.

В1. Характеристика элемента

по положению в Периодической системе

1. Положение в Периодической системе: период; группа; подгруппа; № элемента; атомная масса.

2. Состав атома: число протонов, электронов и нейтронов;
3. Строение атома:
электронная конфигурация; схема распределения электронов по уровням.
4. Свойства атома: оценить радиус (большой — маленький);
способность отдать (или принять электроны); высшая и низшая валентности.
5. Характер простого вещества (металл — неметалл).
6. Формулы высшего оксида и гидроксида, их характер.
Уравнения реакций, подтверждающие характер оксидов и гидроксидов.

Критерии оценивания.

Максимальное количество баллов— 25

Задание А1-9 оценивается в **9 баллов** (1 балл за каждое правильно выполненное задание);

Задание А10-12 оценивается в **6 баллов** – 2 балла за каждое выполненное задание. (за все правильно определенные соответствия - 2 балла, за три правильных соответствия – 1 балл);

Задание В1 оценивается в **6 баллов**. (1 балл за каждый правильный признак)

Задание В2 оценивается в **4 балла** (по 1 баллу за каждый верный термин).

Шкала оценок:

Итого 25

- отметка «5» выставляется обучающемуся, если 23-25 баллов;
- отметка «4» выставляется обучающемуся, если 18-22 баллов;
- отметка «3» выставляется обучающемуся, если 13-17 баллов;
- отметка «2» выставляется обучающемуся, если менее 13 баллов.

Практическое занятие №8. Чистые вещества и смеси.

Цель занятия: сформировать представление о чистых веществах и смесях, способах разделения смесей.

Задачи:

образовательные

- ☐ изучить отличия чистых веществ и смесей;

- ☐ изучить классификации смесей;
- ☐ изучить некоторые способы разделения смесей и свойства, лежащие в основе разделения;

развивающие

- ☐ формирование приемов умственной деятельности: анализа, синтеза, сравнения, обобщения;
- ☐ развивать умения правильно наблюдать и делать выводы из наблюдений;
- ☐ развивать умения выполнять химический эксперимент;

воспитательные

- ☐ воспитывать точность и организованность в работе, при выполнении химического эксперимента.

Теоретический материал для занятия.

Чистые вещества в природе встречаются очень редко, чаще вещества встречаются в виде смесей.

Чистое вещество - это вещество, которое состоит из одинаковых молекул или из ионных атомных или металлических кристаллов, постоянный состав которых может быть отражён с помощью единственной формулы.

Только изучение веществ в чистом виде даёт представление об их истинных физических и химических свойствах, а следовательно, позволяет правильно использовать вещества. Вместе с тем, понятие "чистое вещество" условно, так как невозможно получить абсолютно чистое вещество, оно всё равно содержит примеси других веществ. Поэтому чистым веществом считается такое вещество, в котором примеси не влияют на его физические и химические свойства.

Чистым веществом называют вещество, обладающее постоянными физическими свойствами.

Что такое смеси? Приведите примеры смесей. Какие способы разделения смесей вам известны? На знании каких свойств они основаны?

Смеси - это системы состоящие из нескольких веществ - компонентов.

Различные образцы смесей могут содержать одни и те же компоненты в любых соотношениях. Находясь в смеси с другими веществами, каждое из них сохраняет свои индивидуальные свойства, так что свойства смеси определяются суммой свойств её составных частей.

Демонстрация опыта. Разделение смеси растительного масла с водой с помощью делительной воронки. Какие различия в физических свойствах веществ легли в основу данного способа разделения смеси? (различная плотность)

Смеси могут быть однородными и неоднородными. Однородными называют такие смеси, в которых даже с помощью микроскопа нельзя обнаружить частицы веществ, образующих смесь. Растворы, смеси газов и некоторые твёрдые смеси являются однородными.

Неоднородные смеси - это смеси, в которых невооружённым глазом или с помощью микроскопа можно заметить частицы веществ, составляющих смесь. Это мутная вода, бетонный раствор.

Приведите примеры однородных и неоднородных смесей.

В химии используют способы разделения смесей. Они основаны на том, что и в смесях вещества сохраняют свои физические свойства. Рассмотрим некоторые способы разделения смесей. *(Учитель демонстрирует способы разделения смесей, называет физические свойства, на которых они основаны, по ходу демонстрации таблички с названиями способов вывешивает на магнитной доске. Учитель демонстрирует способы разделения неоднородных смесей: отстаивание, фильтрование (речной песок и вода), действие магнитом (порошок серы и железные опилки), разделение при помощи делительной воронки (растительное масло и вода); однородных смесей: выпаривание (поваренная соль и вода), дистилляция (этиловый спирт и вода), адсорбция (вода и перманганат калия).)*

Закрепление материала.

Выполните задания:

1) Выпишите в две колонки: а) смеси, б) чистые вещества.

Лёд, медь, туман, стекло, сода.

2) Назовите компоненты смеси: воздух

3) Выпишите в две колонки: а) однородные, б) неоднородные смеси.

Дым, речная вода, чугун, глина.

4) Назовите способ разделения смеси, необходимой для выделения:

Соли из раствора поваренной соли в воде

Практическое занятие №9. Дисперсные системы.

Цель: *Ознакомиться со свойствами дисперсных систем. Научиться: готовить суспензию и эмульсию ;*

ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ ОБЗОР

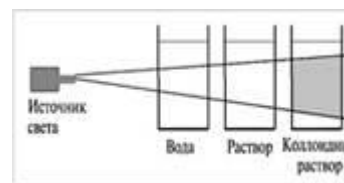
Чистые вещества в природе встречаются очень редко, чаще всего встречаются смеси. Смеси разных веществ в различных агрегатных состояниях могут образовывать гомогенные (растворы) и гетерогенные (дисперсные) системы.

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

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

- **Грубодисперсные** (взвеси) с размерами частиц более 100 нм. Это непрозрачные системы, в которых фаза и среда легко разделяются отстаиванием или фильтрованием. Это- эмульсии , суспензии , аэрозоли.
- **Тонкодисперсные**- с размерами частиц от 100 до 1 нм . Фаза и среда в таких системах отстаиванием разделяются с трудом. Это : золи (коллоидные растворы- "клееподобные") и гели (студни).

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



Эффект Тиндаля

При определенных условиях в коллоидном растворе может начаться процесс коагуляции.

Коагуляция – явление слипания коллоидных частиц и выпадения их в осадок . При этом коллоидный раствор превращается в суспензию или гель. Гели или студни представляют собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции зольей. Со временем структура гелей нарушается (отслаивается) – из них выделяется вода. Это явление **синерезиса**

Различают 8 типов дисперсных систем.(д/с + д/ф)

Г+Ж→аэрозоль (туман, облака, карбюраторная смесь бензина с воздухом в ДВС)

Г+ТВ→аэрозоль(дым, смог, пыль в воздухе)

Ж+Г→пена (газированные напитки, взбитые сливки)

Ж+Ж→эмульсия (молоко, майонез, плазма крови, лимфа, цитоплазма)

Ж+ТВ→золь, суспензия (речной и морской ил, строительные растворы, пасты)

ТВ+Г→твердая пена(керамика, пенопласт, поролон, полиуретан, пористый шоколад)

ТВ+Ж→гель(желе, желатин, косметические и медицинские мази, помада)

ТВ+ТВ→твердый золь (горные породы, цветные стекла)

ХОД РАБОТЫ

<i>Ход работы</i>	<i>Рисунки, реакции, наблюдения.</i>
Опыт №1 Приготовление суспензии карбоната кальция в воде и изучение ее свойств	
В стеклянную пробирку влить 4-5мл воды и всыпать 1-2 ложечки карбоната кальция. Пробирку закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз	<i>Наблюдали:</i> Внешний вид и видимость частиц: Способность осаждаться и способность к коагуляции
Опыт №2 Приготовление эмульсии масла в воде и изучение ее свойств	
В стеклянную пробирку влить 4-5мл воды и 1-2 мл масла, закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз. Изучить свойства эмульсии. Добавить 2-3 капли глицерина. Что произошло после его добавления?	<i>Наблюдали:</i> Внешний вид и видимость частиц: Способность осаждаться и способность к коагуляции Внешний вид после добавления глицерина.....

Опыт №3 Приготовление коллоидного раствора и изучение его свойств

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

Общий вывод:

.....

Практическое занятие №10,11. Обобщение по теме «Строение вещества».

Цель:

отработать навыки определения типов связи, изменений свойств элементов в периодах и группах Периодической системы, изменения полярности связей в молекулах.

Оборудование и материалы

- таблица «Виды химической связи»

Задания для практического занятия

1. Ознакомьтесь с теоретическим материалом занятия.

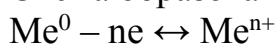
- 2.Выполнить задания.
- 3.Правильно оформить в тетрадь для практических работ.
- 4.Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала практического занятия.

Теоретический материал занятия

Ионная связь существует между атомами, сильно различающимися по значениям ЭО. Ионной связью связываются атомы металлов и неметаллов за счет образования противоположно заряженных ионов и их взаимного притяжения.

Вещества с ионной связью: Na^+Cl^- , $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$, $\text{Mg}^{2+}\text{S}^{2-}$. Это кристаллические вещества – оксиды металлов, основания, соли.

Металлическая связь существует в металлах. Она возникает за счет взаимодействия относительно свободных валентных электронов с ионами металлов. Вещества с металлической связью твердые, только ртуть жидкая. Схема образования:



Свойства веществ с металлической связью: твёрдость, электропроводность, теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск.

Металлы имеют кристаллическую металлическую решётку, в узлах которой ионы или атомы металлов.

Ковалентная связь - химическая связь между двумя атомами, осуществляемая общей для этих атомов парой электронов, перекрыванием электронных облаков взаимодействующих атомов.

В зависимости от природы взаимодействующих атомов электронная пара, область максимального перекрывания электронных облаков может одинаково принадлежать взаимодействующим частицам или смещаться в ту или другую сторону.

Для оценки способности атома данного элемента смещать электронную плотность, осуществляющую связь, пользуются значением относительной электроотрицательности (X).

Чем больше электроотрицательность атома, тем сильнее притягивает он обобществленные электроны. Иными словами, при образовании ковалентной связи между двумя атомами разных элементов общее электронное облако смещается к более электроотрицательному атому, и в тем большей степени, чем больше разность электроотрицательностей (ΔX) взаимодействующих атомов. Поэтому с ростом ΔX степень ионности связи возрастает.

При образовании ковалентной связи между атомами с одинаковой электроотрицательностью (H_2 , F_2 , O_2 , N_2) общая электронная пара будет располагаться на одинаковом расстоянии от атомных ядер. При этом общие электронные пары принадлежат в равной степени обоим атомам одновременно, и ни на одном из атомов не будет избыточного

отрицательного заряда, который несут на себе электроны. Такой вид ковалентной связи называется неполярной.

Ковалентная неполярная связь — вид химической связи, образующийся между атомами с одинаковой электроотрицательностью.

В случае, когда электроотрицательности элементов, вступающих во взаимодействие, не равны, но близки по значению, общая электронная пара смещается в сторону элемента с большей электроотрицательностью-
ковалентная полярная связь (HBr, HF).

Задание 1. Дать определение терминам: химическая связь, ионная связь, ионы, катионы, анионы, металлическая связь.

Задание 2. Какую химическую связь называют ковалентной? Опишите ее основные свойства.

Задание 3. Укажите сходство и различие металлической связи с ионной.

Задание 4. Среди перечисленных соединений, укажите вещества с металлической связью: никель, азот, рутений, графит, селен, висмут, уран, германий, бор, полоний, индий.

Задание 5. Изобразите схемы образования ионной связи в следующих соединениях: NaBr, K₂S, BaO, Ca₃N₂.

Задание 6. Задание выполняется в соответствии со своим вариантом.
Распределение студентов по вариантам осуществляется по списку в журнале: четное – 1 вариант; не четное – 2 вариант.

ВАРИАНТ № 1

1. Из приведенных формул веществ: HBr, HF, NaCl, H₂, NH₃, MgO выпишите соединения с ковалентной полярной связью и составьте электронные и структурные формулы этой молекулы.

2. Вещества с ионной связью в ряду:

а) O₂--- Cu--- HCl---KCl

б) H₂S--- Cl₂---I₂---Na₂O

в) Na₂O--- AlF₃---NaCl---K₂S

3. Вычислите массу и объем :

а) 0.25 моль сульфата кальция CuSO₄

б) 0.36 моль нитрата бария Ba(NO₃)₂

4. Рассчитайте молекулярную массу вещества и массовые доли каждого элемента: Cu(NO₃)₂, BaCl₂, AgNO₃.

ВАРИАНТ №2

1. Из приведенных формул веществ: KCl , NaI , Al_2O_3 , Cl_2 , HI , Br_2 выпишите соединения с иной связью и составьте электронные и структурные формулы этой молекулы.

2. Вещества с ковалентной неполярной связью в ряду:

а) H_2O — H_2 ---- AlF_3 --- MgO

б) Li_2O --- HCl --- HF --- CaO

в) I_2 --- F_2 --- Cl_2 --- O_2

3. Какое количество молей содержится в:

а) 235 граммах гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$

б) 127 граммах нитрата серебра AgNO_3

в) 28,24 литрах бензола C_6H_6

4. Рассчитайте молекулярную массу вещества и массовые доли каждого элемента: K_3PO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, CrO_3 .

Практическое занятие №12. Приготовление растворов заданной концентрации.

Цель:

Научиться готовить растворы с заданной молярной концентрацией.

Оборудование и материалы

весы лабораторные, химические стаканы ($V = 50\text{мл}$), стеклянные палочки, керамические ложечки, мерные цилиндры ($V = 100\text{мл}$), мензурки ($V = 50\text{мл}$), дистиллированная вода, хлорид натрия (тв.), соляная кислота 20%

Задания для практического занятия

1. Повторить и использовать правила ТБ при выполнении практических работ в кабинете химии
2. Повторить и практически применить знания о растворах и концентрациях растворов
3. Повторить устройство лабораторных весов и правила взвешивания

Теоретическое введение

Концентрация — величина, характеризующая количественный состав раствора.

Согласно правилам ИЮПАК, концентрацией растворённого вещества (не раствора) называют отношение количества растворённого вещества или его

массы к объёму раствора (моль/л, г/л), то есть это соотношение неоднородных величин. Те величины, которые являются отношением однотипных величин (отношение массы растворённого вещества к массе раствора, отношение объёма растворённого вещества к объёму раствора) правильно называть долями.

Однако на практике для обоих видов выражения состава применяют термин *концентрация* и говорят о концентрации растворов.

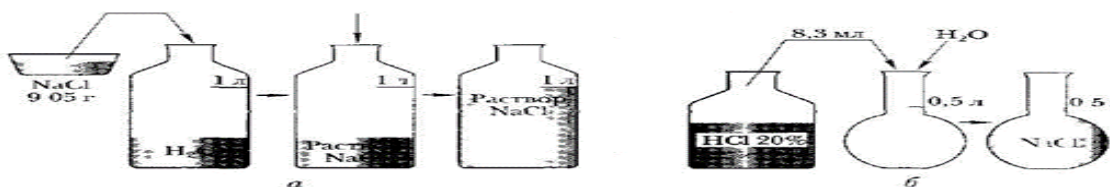
Молярной концентрацией раствора называют отношение количества растворённого вещества к объёму раствора

Молярная концентрация показывает число молей растворённого вещества в одном литре раствора

$$C = \nu / V$$

Алгоритм приготовления определённого объёма раствора с заданной молярной концентрацией

1. Рассчитать массу вещества.
2. Для расчетов использовать формулы:
 $C = \nu / V$; $\nu = C V$; $m = \nu M$; $m = C V M$
3. Взвесить на весах рассчитанную навеску.
4. Перенести навеску вещества в мерную колбу.
5. Прилить в колбу немного воды и перемешать стеклянной палочкой до полного растворения вещества.
6. Налить в мерную колбу воды до метки.



7. Чтобы не перелить воду, последние капли добавлять с помощью пипетки.

1. Практические задания

Задание 1. Приготовить 1 л раствора хлорида натрия с молярной концентрацией 0,155 М

Задание 2. Приготовить 0,5 л раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,10 М из раствора с массовой долей соляной кислоты 20% ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$). Помните: $m = \rho V$

2. Оформление отчета

Номер и содержание задачи

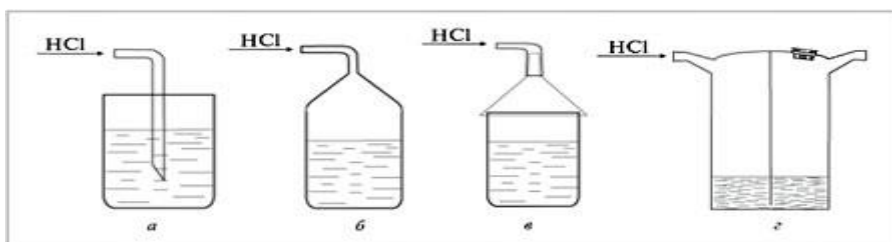
Что делали

Расчеты

Выводы

4. Контрольные вопросы

1. Укажите растворитель и растворимое вещество в следующих растворах:
а) соль (NaCl) и вода; б) кислота (жидкость, H_2SO_4) и вода;
в) газ (HCl) и вода; г) спирт (жидкость, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) и щелочь (твердая, KOH).
2. Пользуясь таблицей растворимости, определите примерную растворимость при 20°C в воде веществ: H_2S , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, PbCl_2 , PbS , Na_2CO_3 .
3. Как правильно растворять хлороводород в воде: а – газоотводная трубка опущена в стакан с водой; б – газ поступает в герметичный сосуд с водой; в – газ через воронку над стаканом опускается к воде; г – газ проходит через склянку Тищенко с водой?



3. В мерной колбе растворили 20 г NaOH в 150 мл воды и довели объем до 200 мл. Какова молярная концентрация раствора?

Практическое занятие №13, №14. Обобщение по теме «Классификация неорганических веществ».

В а р и а н т I

Цель: научиться проводить химические эксперименты по плану, экспериментальным путем определять свойства веществ, анализировать результаты и оформлять отчет.

Внимание! Никогда не приступайте к работе с химическими реактивами без изучения инструкции.

О п ы т 1. Опыты с оксидами.

1. В двух пробирках находятся оксид кальция и оксид фосфора (V). Подумайте, как отличить эти оксиды, и проведите соответствующие опыты. Определите, к каким классам неорганических веществ относятся полученные вещества.
2. Отметьте признаки наблюдаемых явлений, составьте уравнения химических реакций.

О п ы т 2. Опыты с гидроксидами.

1. Составьте план изучения химических свойств полученных в первом опыте веществ.
2. Подберите оборудование и реактивы и проведите необходимые опыты.

3. Отметьте признаки наблюдаемых явлений, составьте уравнения химических реакций.

Задание «Мысленная экспериментальная задача».

1. В вашем распоряжении: *медь, оксид меди (II), растворы соляной кислоты, гидроксида натрия, хлорида натрия*. Можно ли несколькими способами получить хлорид меди (II)?

2. Составьте уравнения соответствующих химических реакций.

**АЛГОРИТМ
ОФОРМЛЕНИЯ ОТЧЕТА ПО ПРАКТИЧЕСКОЙ РАБОТЕ**

1. Запишите название практической работы.

2. Запишите цели практической работы.

3. Перечислите необходимое оборудование и реактивы.

4. Продумайте план выполнения работы.

5. Продумайте и запишите правила техники безопасности при работе с данными реактивами и оборудованием.

6. Запишите уравнения соответствующих реакций и отметьте их предполагаемые признаки.

7. Получив разрешение учителя, приступайте к выполнению химического эксперимента.

8. Оформите отчет о выполнении в виде таблицы:

Действия	Наблюдения	Уравнения реакций

9. Выполните задание, данное в вашем варианте.

10. Запишите выводы о химических свойствах исследованных классов веществ.

В а р и а н т ІІ

Цель: научиться проводить химические эксперименты по плану, экспериментальным путем определять свойства веществ, анализировать результаты и оформлять отчет.

Внимание! Никогда не приступайте к работе с химическими реактивами без изучения инструкции.

Опыт 1. Опыты с солями.

1. В двух пробирках находятся растворы хлорида железа (ІІІ) и хлорида бария. Подумайте, как различить их, и проведите соответствующие опыты. Определите, к каким классам неорганических веществ относятся полученные в результате опытов вещества.

2. Отметьте признаки наблюдаемых явлений, составьте уравнения химических реакций.

Опыт 2. Опыты с гидроксидами.

1. Составьте план изучения химических свойств полученного в первом опыте из хлорида железа (ІІІ) вещества.

2. Подберите оборудование и реактивы и проведите 2 опыта с веществом, полученным из хлорида железа (ІІІ).

3. Отметьте признаки наблюдаемых явлений, составьте уравнения химических реакций.

Задание «Мысленная экспериментальная задача».

1. В вашем распоряжении: *магний, оксид магния, растворы серной кислоты и сульфата натрия, вода*. Подумайте, сколькими способами вы могли бы получить гидроксид магния.

2. Составьте уравнения соответствующих химических реакций.

АЛГОРИТМ ОФОРМЛЕНИЯ ОТЧЕТА ПО ПРАКТИЧЕСКОЙ РАБОТЕ

1. Запишите название практической работы.

2. Запишите цели практической работы.

3. Перечислите необходимое оборудование и реактивы.

4. Продумайте план выполнения работы.

5. Продумайте и запишите правила техники безопасности при работе с данными реактивами и оборудованием.

6. Запишите уравнения соответствующих реакций и отметьте их предполагаемые признаки.

7. Получив разрешение учителя, приступайте к выполнению химического эксперимента.

8. Оформите отчет о выполнении в виде таблицы:

Действия	Наблюдения	Уравнения реакций

9. Выполните задание, данное в вашем варианте.

10. Запишите выводы о химических свойствах исследованных классов веществ.

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Цели: научиться экспериментальным путем характеризовать свойства веществ, проводить химические эксперименты по плану, анализировать результаты и оформлять отчет.

П л а н р а б о т ы :

1. Познакомиться с инструкцией и определить необходимые химические реактивы и оборудование.
2. Определить правила ТБ.
3. Определить метод распознавания выданных веществ.
4. Записать уравнения химических превращений.
5. Провести опыты согласно заданиям.

Оборудование и реактивы:

В а р и а н т I	В а р и а н т II
2 пробирки – с навесками оксида кальция и оксида фосфора (V); стакан с водой, кислотно-основный индикатор (лакмус или универсальный), растворы серной кислоты, гидроксида натрия, карбоната натрия; чистые пробирки, штатив пробирочный	2 пробирки – с растворами хлорида железа (III) и хлорида бария; растворы гидроксида натрия, серной кислоты, сульфата натрия; чистые пробирки, штатив пробирочный, спиртовка, зажим пробирочный, спички

ТБ: аккуратно работать с лабораторным оборудованием, не нюхать и не пробовать вещества, использовать минимальные количества реактивов. *(Если нужна спиртовка, то добавить правила работы с ней.)*

Х о д р а б о т ы

В а р и а н т I	В а р и а н т II
1. Распознавание веществ: В пробирки с оксидами добавить воду	1. Распознавание веществ: В пробирки с солями добавить

<p>и определить реакцию среды. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$ – лакмус синий, среда щелочная. $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ – лакмус красный, среда кислая.</p> <p>2. Ca(OH)_2 – основной малорастворимый гидроксид. 1) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ – помутнение раствора. 2) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$ – выпадение осадка белого цвета.</p> <p>В ы в о д : растворимые основания взаимодействуют с кислотными оксидами, кислотами (реакция нейтрализации), с растворами солей</p>	<p>раствор гидроксида натрия. $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_3\downarrow + 3\text{NaCl}$ – осадок бурого цвета. $\text{BaCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Ba(OH)}_2 + 2\text{NaCl}$ – явных признаков реакции нет.</p> <p>2. Fe(OH)_3 – нерастворимое основание. 1) $2\text{Fe(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ – растворение осадка. 2) $2\text{Fe(OH)}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ – отделение воды от осадка.</p> <p>В ы в о д : нерастворимые основания взаимодействуют с кислотами (реакция нейтрализации) и разлагаются при нагревании</p>
---	---

Примечание: экспериментальные задания обучающиеся фиксируют в предложенной картой-инструкцией таблице, записывая действия самостоятельно.

Мысленный эксперимент. Предполагает обобщенные знания обучающихся.

Вариант I: 1-й способ – $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2-й способ – $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$

$\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

t°

Вариант II: 1-й способ – $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2$

t°

2-й способ – $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg(OH)}_2$

Практическое занятие №15. Окислительно -восстановительные реакции.

Цель: совершенствовать умения и навыки в составлении окислительно-восстановительных реакции методом электронного баланса.

Оборудование и материалы

- Таблицы, схемы, раздаточный материал
- тетрадь для практических работ;
- калькулятор;

- ручка

Задания для практического занятия

Студент должен уметь:

- **определять:** степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, окислитель и восстановитель, принадлежность веществ к разным классам неорганических и органических соединений;
- **объяснять:** природу химической связи (ионной ковалентной, металлической и водородной);
- **проводить:** самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета); использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах.

Студент должен знать/понимать:

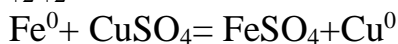
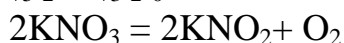
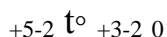
- **важнейшие химические понятия:** вещество, химический элемент, атом, молекула, ион, химическая связь, электроотрицательность, степень окисления, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление;
- **основные теории химии:** химической связи, строения органических и неорганических соединений.

Теоретическая часть

Окислительно-восстановительные реакции.

Теория окислительно-восстановительных реакций.

Окислительно – восстановительными реакциями (ОВР) называются реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.



Основные положения теории

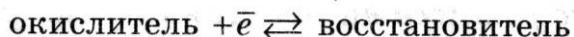
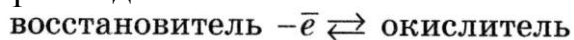
- I. *Окислением* называется процесс присоединения электронов атомов, молекулой или ионом.

$$\text{Cl}_2^0 - 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^+; \text{S}^{2-} - 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^0$$
- II. *Восстановлением* называется процесс присоединения электронов атомов, молекулой или ионом.

$$\text{Cl}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-; \text{S}^0 + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-}$$
- III. Атомы, молекулы, ионы, отдающие электроны, называются *восстановителями*, в реакции они окисляются. Степень окисления повышается. Атомы, молекулы, ионы, присоединяющие

электроны, называются *окислителями*, в реакции они восстанавливаются. Степень окисления понижается.

IV. Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот:



Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединенных окислителем.

Важнейшие окислители и восстановители

- **Восстановители:** металлы, водород, углерод, оксид углерода (II) CO, сероводород H₂S, оксид серы (IV) SO₂, сернистая кислота H₂SO₃ и ее соли; йодоводородная кислота HI, бромоводородная кислота HBr, хлороводородная кислота HCl; некоторые катионы солей металлов: сульфат железа (II) FeSO₄, Mn²⁺, Sn²⁺, Pb²⁺, Cr³⁺; азотистая кислота HNO₂, аммиак NH₃, гидразин N₂H₄, оксид азота (II) NO; фосфористые кислоты HPO₂ и H₃PO₃; альдегиды, спирты, муравьиная, щавелевая кислоты, глюкоза.

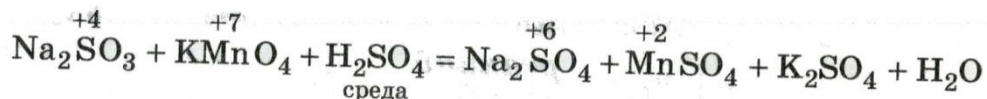
Катод при электролизе.

- **Окислители:** кислород O₂, озон O₃, фтор, галогены; перманганат калия KMnO₄, марганат калия K₂MnO₄, оксид марганца MnO₂; азотная кислота, концентрированная серная кислота; пероксид водорода H₂O₂; хромат K₂CrO₄ и дихромат K₂Cr₂O₇ калия; оксид меди (II) CuO, оксид серебра (I) Ag₂O, оксид олова (IV) SnO₂ и свинца (IV) PbO₂; ионы металлов, стоящих в ряду активности после водорода: Ag⁺, Au³⁺; гипохлориты, хлораты и перхлораты; «Царская водка» - смесь трех объемов HCl и одного объема HNO₃ концентрированных.

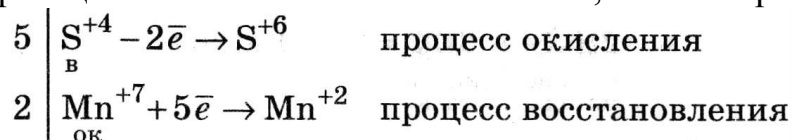
Анод при электролизе.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций Метод электронного баланса

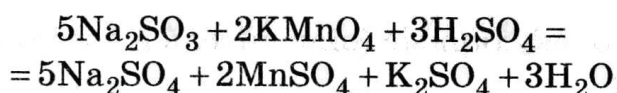
1. Схема реакций с указанием степеней окисления. Найти окислитель и восстановитель.



2. Записать полуреакции окисления и восстановления, сбалансировать заряды.



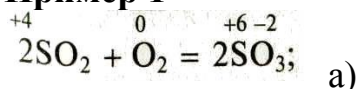
3. Суммировать полуреакции в полное уравнение. Найти коэффициенты при окислителе, восстановителе и других реагирующих и полученных в результате реакции веществах.



Практическая часть

I. Примеры

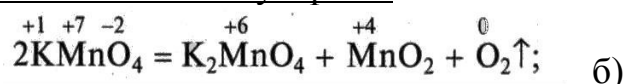
Пример 1



Реакция соединения.

$2\text{S}^{+4}\text{O}_2$ -восстановитель, т.к. S^{+4} повышает степень окисления до S^{+6} в SO_3 ;
 O_2^0 -окислитель, т.к. O^0 понижает степень окисления до O^{-2} в S^{+6}O_3 .

ОВР- межмолекулярная.

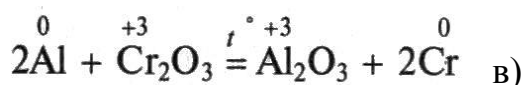


Реакция разложения

KMnO_4 - окислитель, т.к. Mn^{+7} понижает степень окисления в соединениях $\text{K}_2\text{Mn}^{+6}\text{O}_4$ и Mn^{+4}O_2 .

KMnO_4 - восстановитель, т.к. O^{-2} в MnO_4 повышает степень окисления в соединении O_2^0 .

ОВР – внутримолекулярная, а для марганца и реакция диспропорционирования;

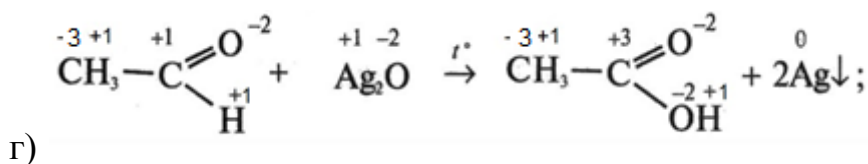


Реакция замещения

Al^0 повышает степень окисления до Al^{+3} – восстановитель;

Cr^{+3} в соединении Cr_2O_3 понижает степень окисления до Cr^0 – окислитель;

ОВР – межмолекулярная.



Реакция неполного окисления органического соединения

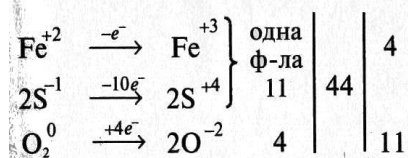
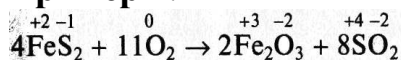
ОВР межмолекулярная, т.к. C_1^{+1} в альдегиде повышает степень окисления до C^{+3} в кислоте, альдегид-восстановитель.

Ag^{+1} понижает степень окисления до Ag^0 ; Ag_2O - окислитель.

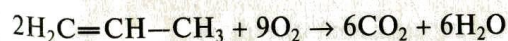
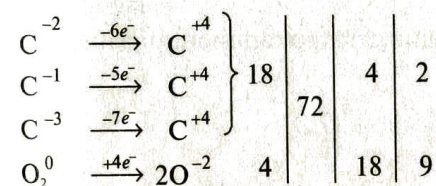
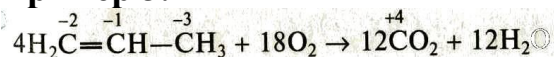
ОВР являются некоторые реакции соединения, разложения, реакции замещения.

Окислитель всегда степень окисления понижает. Восстановитель всегда степень окисления повышает!

Пример 2.



Пример 3.



II. Самостоятельная работа

Задание: составить уравнения ОВР методом электронного баланса и проклассифицировать по признаку нахождения окислителя и восстановителя в соединениях.

Вариант I

- а) $\text{H}_2 + \text{WO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{W}$
б) $\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Li}_3\text{N}$
в) $\text{S} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{KCl}$

Вариант II

- а) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{HBr}$
б) $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$
в) $\text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBrO}_3 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$

Практическое занятие №16. Скорость химических реакций.

Учебная цель: углубить и обобщить теоретические знания студентов о скорости химической реакции, закрепить знание формул выражения скорости реакций, научиться выполнять расчеты, используя данные формулы.

знать:

- понятие скорости реакции;
- факторы, влияющие на скорость химической реакции;
- понятие температурного коэффициента и правило Я. Вант-Гоффа.

уметь:

- выполнять расчеты по оценке скорости химической реакции;
- выполнять расчеты по оценке влияния температуры на скорость химической реакции.

Задачи практического занятия:

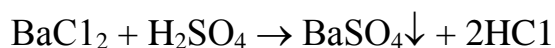
1. Закрепить теоретические знания о химических реакциях и скорости химических реакциях.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить практические задачи.
4. Ответить на вопросы для контроля.

Обеспеченность занятия:

1. Учебно-методическая литература:
 - Габриелян О.С. и др. Естествознание. Химия: учебник для студентов профессиональных образовательных организаций, осваивающих профессии и специальности СПО. – М., 2017.
1. Тетрадь для практических работ.
2. Калькулятор.
3. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

Известно, что одни химические реакции протекают за доли секунды, другие – за минуты, часы, сутки. Например, при сливании растворов хлорида бария и серной кислоты мгновенно образуется белый осадок сульфата бария:



Наоборот, реакция ржавления железа (коррозия) идет так медленно, что проследить за ее результатами можно лишь по истечении длительного времени. Чтобы характеризовать быстроту течения химической реакции, пользуются понятием **скорость химической реакции**, которую обозначают буквой v .

Скорость химической реакции (v) определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени:

$$v = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}, \quad (1)$$

где C_1 и C_2 – молярные концентрации реагирующих (или образующихся) веществ в момент времени t_1 и t_2 соответственно.

Количество вещества в единице объема называют **молярной концентрацией**; она измеряется в молях на литр (моль/л). Так как время измеряется в секундах (минутах, часах), то можно вывести и единицы измерения скорости химической реакции: 1 моль/ (л·с); 1 кмоль/(м³·мин) и т.д.

Факторы, определяющие скорость химической реакции:

1. Природа реагирующих веществ.

2. Концентрация реагирующих веществ. Увеличение концентрации веществ обуславливает рост скорости реакции.

3. Температура. Известно, что при нагревании скорость химической реакции увеличивается. В конце XIX в. голландский химик Я. Вант-Гофф сформулировал правило:

При увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза:

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (2)$$

где v_2 – скорость реакции при конечной температуре t_2 ;

v_1 – скорость реакции при начальной температуре t_1 .

Величину γ называют **температурным коэффициентом реакции**. Его физический смысл заключается в том, что он показывает, во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры на каждые 10 градусов. Именно значение температурного коэффициента для большинства реакций составляет от 2 до 4.

4. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ. Скорость гетерогенных реакций, т. е. реакций, протекающих на границе раздела фаз, зависит при прочих равных условиях от свойств поверхности веществ. Например, растертый в порошок мел быстрее растворяется в соляной кислоте, чем равный по массе кусочек мела.

5. Использование катализаторов.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Что называется скоростью химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость реакции?
3. В чем состоит физический смысл температурного коэффициента реакции?
4. Как зависит скорость химической реакции от концентрации?

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

Вариант 1	Вариант 2
Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 30 градусов.	При 30 градусах реакция протекает за 3 мин 45 с. За какое время будет протекать эта реакция при повышении температуры до 50 градусов, если температурный коэффициент равен 3?

Образец решения задания № 1 (вариант 1)

Температурный коэффициент реакции равен 4. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 40 градусов.

Алгоритм решения

Дано: $\gamma = 4$, $\Delta T = 40^\circ$

Найти: $v_{T2}/v_{T1} - ?$

Решение

Согласно математическому выражению правила Вант-Гоффа (8) в нашем примере $\Delta T = 40^\circ\text{C}$, подставив данные задачи в уравнение (8), получим:

$$v_{T2}/v_{T1} = 4^{40/10} = 4^4 = 256,$$

т. е. скорость реакции возрастет в 256 раз.

Ответ: скорость реакции возрастет в 256 раз.

Образец решения задания № 1 (вариант 2)

При 20 градусах реакция протекает за 5 мин 40 с. За какое время будет протекать эта реакция при повышении температуры до 40 градусов, если температурный коэффициент равен 4?

Алгоритм решения

Дано:

$$\gamma = 4; T_1 = 20^\circ; T_2 = 40^\circ; t_1 = 5 \text{ мин } 40 \text{ с}$$

Найти: $t_2 - ?$

Решение

Согласно математическому выражению правила Вант-Гоффа (8) рассчитаем во сколько раз возрастет скорость реакции в случае повышения температуры от 20° до 40° :

$$v_{T2}/v_{T1} = 4^{20/10} = 4^2 = 16$$

Итак, скорость реакции возрастет в 16 раз.

Скорость химической реакции (ν) определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени (формула 7). Скорость реакции находится в обратной зависимости от времени реакции.

Таким образом, при повышении температуры до 40° скорость реакции возрастет в 16 раз, следовательно, время реакции сократится в 16 раз.

$$t_1 = 5 \text{ мин } 40 \text{ с или } 5 \cdot 60 + 40 = 340 \text{ с.}$$

$$\text{Тогда } t_2 = 340 \text{ с} / 16 = 21,25 \text{ с.}$$

Ответ: $t_2 = 21,25 \text{ с.}$

Задание 2

Вариант 1	Вариант 2
Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов нужно увеличить температуру реакции, чтобы ее скорость увеличилась в 8 раз?	На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз. Температурный коэффициент равен 3.

Образец решения задания № 2

Температурный коэффициент реакции равен 4. На сколько градусов нужно увеличить температуру реакции, чтобы ее скорость увеличилась в 16 раз?

Алгоритм решения

Дано:

$$\gamma = 4; \nu_{T2}/\nu_{T1} = 16$$

Найти: $\Delta T - ?$

Решение

Согласно математическому выражению правила Вант-Гоффа (8) в нашем примере $\nu_{T2}/\nu_{T1} = 16$, подставив данные задачи в уравнение (8), получим:

$$16 = 4^{\Delta T/10}$$

$$\text{Тогда: } \Delta T / 10 = 2$$

$$\Delta T = 20^\circ$$

Итак, нужно увеличить температуру реакции на 20° .

Ответ: нужно увеличить температуру реакции на 20° .

Вопросы для контроля

1. Как влияет поверхность соприкосновения реагирующих веществ на скорость реакции?

2. Какова роль катализатора в химической реакции?
3. Как называется реакция, протекающая в присутствии катализатора?

Форма контроля выполнения практического задания:

Выполненная работа представляется преподавателю в тетради для выполнения практических работ по дисциплине «Основы химии».

Практическое занятие №17 Обратимость химических реакций.

Учебная цель: углубить и обобщить теоретические знания обучающихся о скорости химической реакции, закрепить знание формул выражения скорости реакций, научиться выполнять расчеты, используя данные формулы. Научиться выводить константу химического равновесия.

знать:

- понятие скорости реакции;
- факторы, влияющие на скорость химической реакции;
- понятие равновесия химической реакции и условия смещения данного равновесия.

уметь:

- выполнять расчеты по оценке скорости химической реакции;
- выводить константу химического равновесия.

Задачи практического занятия:

1. Закрепить теоретические знания о химических реакциях и скорости химических реакциях.
2. Закрепить знания об обратимости химической реакции и понятии химического равновесия.
3. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
4. Выполнить практические задачи.
5. Ответить на вопросы для контроля.

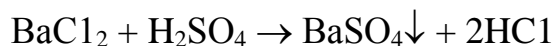
Обеспеченность занятия:

1. Учебно-методическая литература:
 - Габриелян О.С. Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М.: Академия, 2015. – 256 с.
1. Тетрадь для практических работ.
2. Калькулятор.

3. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

Известно, что одни химические реакции протекают за доли секунды, другие – за минуты, часы, сутки. Например, при сливании растворов хлорида бария и серной кислоты мгновенно образуется белый осадок сульфата бария:



Наоборот, реакция ржавления железа (коррозия) идет так медленно, что проследить за ее результатами можно лишь по истечении длительного времени. Чтобы характеризовать быстроту течения химической реакции, пользуются понятием **скорость химической реакции**, которую обозначают буквой v .

Скорость химической реакции (v) определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени:

$$v = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}, \quad (1)$$

где C_1 и C_2 – молярные концентрации реагирующих (или образующихся) веществ в момент времени t_1 и t_2 соответственно.

Количество вещества в единице объема называют **молярной концентрацией**; она измеряется в молях на литр (моль/л). Так как время измеряется в секундах (минутах, часах), то можно вывести и единицы измерения скорости химической реакции: 1 моль/ (л·с); 1 кмоль/(м³·мин) и т.д.

Факторы, определяющие скорость химической реакции:

1. Природа реагирующих веществ.

2. Концентрация реагирующих веществ. Увеличение концентрации веществ обуславливает рост скорости реакции.

3. Температура. Известно, что при нагревании скорость химической реакции увеличивается. В конце XIX в. голландский химик Я. Вант-Гофф сформулировал правило:

При увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза:

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \quad (2)$$

где v_2 – скорость реакции при конечной температуре t_2 ;

v_1 – скорость реакции при начальной температуре t_1 .

Величину γ называют **температурным коэффициентом реакции**. Его физический смысл заключается в том, что он показывает, во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры на каждые 10 градусов. Именно значение температурного коэффициента для большинства реакций составляет от 2 до 4.

4. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ. Скорость гетерогенных реакций, т. е. реакций, протекающих на границе раздела фаз, зависит при прочих равных условиях от свойств поверхности веществ. Например, растертый в порошок мел быстрее растворяется в соляной кислоте, чем равный по массе кусочек мела.

5. Использование катализаторов.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Что называется скоростью химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость реакции?
3. Как зависит скорость химической реакции от концентрации?
4. Какова роль катализатора в химической реакции?
5. Как называется реакция, протекающая в присутствии катализатора?

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

Вариант 1	Вариант 2
Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 30 градусов.	При 30 градусах реакция протекает за 3 мин 45 с. За какое время будет протекать эта реакция при повышении температуры до 50 градусов, если температурный коэффициент равен 3?

Образец решения задания № 1 (вариант 1)

Температурный коэффициент реакции равен 4. Во сколько раз увеличится скорость реакции при увеличении температуры на 40 градусов.

Алгоритм решения

Дано: $\gamma = 4$, $\Delta T = 40^\circ$

Найти: $v_{T2}/v_{T1} - ?$

Решение

Согласно математическому выражению правила Вант-Гоффа (8) в нашем примере $\Delta T = 40^\circ\text{C}$, подставив данные задачи в уравнение (8), получим:

$$v_{T2}/v_{T1} = 4^{40/10} = 4^4 = 256,$$

т. е. скорость реакции возрастет в 256 раз.

Ответ: скорость реакции возрастет в 256 раз.

Образец решения задания № 1 (вариант 2)

При 20 градусах реакция протекает за 5 мин 40 с. За какое время будет протекать эта реакция при повышении температуры до 40 градусов, если температурный коэффициент равен 4?

Алгоритм решения

Дано:

$$\gamma = 4$$

$$T_1 = 20^\circ$$

$$T_2 = 40^\circ$$

$$t_1 = 5 \text{ мин } 40 \text{ с}$$

Найти: $t_2 - ?$

Решение

Согласно математическому выражению правила Вант-Гоффа (8) рассчитаем во сколько раз возрастет скорость реакции в случае повышения температуры от 20° до 40° :

$$v_{T2}/v_{T1} = 4^{20/10} = 4^2 = 16$$

Итак, скорость реакции возрастет в 16 раз.

Скорость химической реакции (v) определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени (формула 7). Скорость реакции находится в обратной зависимости от времени реакции.

Таким образом, при повышении температуры до 40° скорость реакции возрастет в 16 раз, следовательно, время реакции сократиться в 16 раз.

$$t_1 = 5 \text{ мин } 40 \text{ с или } 5 \cdot 60 + 40 = 340 \text{ с.}$$

$$\text{Тогда } t_2 = 340 \text{ с} / 16 = 21,25 \text{ с.}$$

Ответ: $t_2 = 21,25 \text{ с.}$

Задание 2

Вариант 1	Вариант 2
Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов нужно увеличить температуру реакции, чтобы ее скорость увеличилась в 8 раз?	На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз. Температурный коэффициент равен 3.

Образец решения задания № 2

Температурный коэффициент реакции равен 4. На сколько градусов нужно увеличить температуру реакции, чтобы ее скорость увеличилась в 16 раз?

Алгоритм решения

Дано:

$$\gamma = 4$$

$$v_{T2}/v_{T1} = 16$$

Найти: ΔT – ?

Решение

Согласно математическому выражению правила Вант-Гоффа (8) в нашем примере $v_{T2}/v_{T1} = 16$, подставив данные задачи в уравнение (8), получим:

$$16 = 4^{\Delta T/10}$$

$$\text{Тогда: } \Delta T / 10 = 2$$

$$\Delta T = 20^\circ$$

Итак, нужно увеличить температуру реакции на 20° .

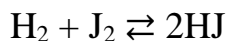
Ответ: нужно увеличить температуру реакции на 20° .

Задание 3

Вывести константу равновесия для данной реакции:	
Вариант 1	Вариант 2
$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$	$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$

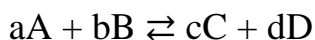
Образец решения задания № 3

Вывести константу равновесия для данной реакции:



Алгоритм решения

Выражение константы равновесия для реакции:



$$K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Для реакции: $H_2 + J_2 \rightleftharpoons 2HJ$

$$K_p = \frac{[HJ]^2}{[H_2] \cdot [J_2]}$$

Вопросы для контроля

1. Дайте понятие химического равновесия.
2. Назовите условия смещения равновесия химической реакции.
3. Сформулируете закон смещения равновесия химической реакции (принцип Ле-Шателье).

Форма контроля выполнения практического задания:

Выполненная работа представляется преподавателю в тетради для выполнения практических работ по дисциплине «Основы химии».

Практическое занятие №18, №19. Решение задач по теме «Химические реакции».

Цели урока.

Образовательная: обобщить и закрепить знания и умения обучающихся по теме «Классификация химических реакций».

Развивающая: продолжить развитие навыков у обучающихся самостоятельной работы по темам: «Классификация химических реакций», «Степени окисления» и «Окислительно – восстановительные реакции».

Воспитательная: осознание потребности в знаниях, привитие любви к предмету и науке.

Задачи урока:

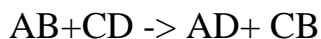
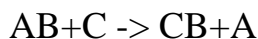
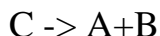
1. закрепить знания обучающихся по теме «Типы химических реакций» на примере конкретных уравнений реакций.
2. закрепить умения обучающихся составлять уравнения диссоциации веществ и уравнений реакций в ионно - молекулярном виде.

Тип урока: Урок отработки умений и рефлексии.

Оборудование: ПСХЭ, раздаточный материал по теме «Химические реакции».

Ход урока:

1.Этап мотивации (самоопределения) к коррекционной деятельности.



Что из себя представляют эти записи? Это четыре типа реакций.

Какой признак они представляют? По числу и составу исходных и образовавшихся веществ. Как назывался урок? Если мы продолжаем говорить по этой тематике, предположите нашу тему и цели урока?

2.Этап актуализации и пробного учебного действия.

Актуализация внимания обучающихся:

1. По каким признакам идет классификация химических реакций.
2. Какие реакции вы знаете по тепловому эффекту?
3. Какие реакции вы знаете по агрегатному состоянию реагирующих веществ?
4. Какие реакции вы знаете по направлению?
5. Какие реакции вы знаете по изменению степени окисления атомов элементов ?

Самостоятельная работа по вариантам 5-6 минут

«Классификация химических реакций» (тестовая работа)

1 вариант Часть А

1. Взаимодействие гидроксида натрия с ортофосфорной кислотой относится к реакциям
а) замещения; б) обмена; в) присоединения; г) разложения.
2. Реакция, уравнение которой $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{Q}$, относится к реакциям:
а) замещения, экзотермическим; в) соединения, эндотермическим;
б) разложения, экзотермическим; г) обмена, эндотермическим.
3. Сокращенное ионное уравнение $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$ соответствует взаимодействию
а) хлорида кальция и карбоната натрия;
б) сульфида кальция и углекислого газа;
в) гидроксида кальция и углекислого газа;
г) ортофосфата кальция и карбоната калия.
4. Скорость прямой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + \text{Q}$ возрастает при:
а) увеличении концентрации азота; в) увеличении концентрации аммиака;
б) уменьшении концентрации азота; г) уменьшении концентрации аммиака.
5. Химическое равновесие в системе $\text{CO}_{(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{г})} + \text{Q}$ сместится в сторону прямой реакции при:
а) понижении температуры; в) повышении концентрации CH_3OH ;
б) понижении концентрации CO ; г) повышении температуры.
6. Какая из солей *не подвергается* гидролизу?
а) KCl б) K_2CO_3 в) FeCl_2 г) ZnSO_4 .
7. Щелочную среду имеет раствор
а) ацетата натрия; в) нитрата бария;
б) нитрата алюминия; г) сульфата железа (III).

Часть В

8. Установите соответствие между названием соли и средой ее водного раствора

Название соли	Среда раствора
1. Сульфат натрия 2. Сульфид калия 3. Хлорид цинка 4. Нитрат алюминия	а) нейтральная б) кислотная в) щелочная

2 вариант Часть А

1. Реакцией замещения является

- а) горение водорода в кислороде;
- б) восстановление оксида меди (II) водородом;
- в) взаимодействие гидроксида калия с серной кислотой;
- г) термическая дегидратация гидроксида цинка.

2. Реакция, уравнение которой $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3 + Q$, является

- а) обратимой, экзотермической;
- б) необратимой, экзотермической;
- в) обратимой, эндотермической;
- г) необратимой, эндотермической.

3. Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^-$

$= \text{Cu}(\text{OH})_2$ соответствует взаимодействию между

- а) нитратом меди (II) и гидроксидом железа (III);
- б) оксидом меди (II) и гидроксидом натрия;
- в) хлоридом меди (II) и гидроксидом кальция;
- г) оксидом меди (II) и водой.

4. Для увеличения скорости реакции $2\text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{CO}_{2(г)} + Q$ необходимо

- а) увеличить концентрацию CO;
- б) уменьшить концентрацию O₂;
- в) понизить давление;
- г) понизить температуру.

5. Равновесие в системе $\text{H}_{2(г)} + \text{I}_{2(г)} = 2\text{HI}_{(г)} + Q$ сместится в сторону продуктов реакции

- а) при повышении температуры;
- б) при повышении давления;
- в) в присутствии катализатора;
- г) при понижении температуры.

6. Кислую среду имеет водный раствор

- а) Na_3PO_4
- б) KCl
- в) Na_2CO_3
- г) ZnSO_4 .

7. Среди предложенных солей $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, CuBr_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ гидролизу подвергается

- а) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
- б) CuBr_2 ,
- в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$,
- г) все вещества

Часть В

8. Установите соответствие между названием соли и средой ее водного раствора

Название соли	Среда раствора
---------------	----------------

1. Карбонат калия 2. Нитрат бария 3. Сульфат цинка 4. Хлорид железа (III)	а) нейтральная б) кислотная в) щелочная
--	---

А теперь сделайте взаимопроверку. (*ответы*)

	1	2	3	4	5	6	7	8
<i>1 вариант</i>	б	а	а	а	а	а	а	авбб
<i>2 вариант</i>	б	а	в	а	г	г	г	вабб

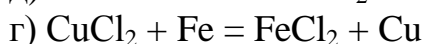
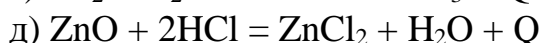
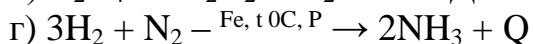
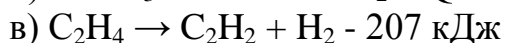
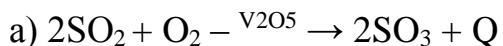
Проверти соседа и себя по ключу

3. Этап локализации индивидуальных затруднений.

Выполнение заданий по раздаточному материалу.

1. Определить типы химических реакций:

1. изменению числа и состава реагентов и продуктов реакции;
2. по тепловому эффекту химической реакции;
3. по участию катализатора;
4. по направлению реакции;
5. по изменению степеней окисления элементов соединений в реакции;
6. по агрегатному состоянию.



4. Этап построения проекта коррекции выявленных затруднений.

2. Расставить степени окисления элементов в соединениях:

CrO_3 , Mn_2O_7 , CaH_2 , MnCl_2 , KMnO_4 , K_2MnO_4 , NH_4ClO_4 , PCl_5 , SnS_2 .

3. Составить уравнения диссоциации электролитов:

а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ б) H_3PO_4 в) 2KOH г) $3\text{Na}_2\text{CO}_3$ д) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ е) BaS

-Физ. минутка:

Вы отвечаете на вопрос – является ли реакция окислительно – восстановительной?

При ответе «Да» - встаете, справа от стула и поднимаете руки вверх три раза

При ответе «Нет» - встаете, слева от стула и поворачиваете головой три раза влево-вправо

- 1) $2\text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$
- 2) $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$
- 4) $2\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{PbI}_2 \downarrow$

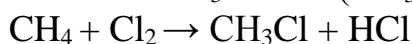
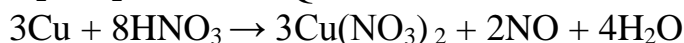
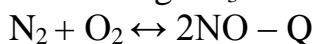
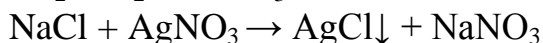
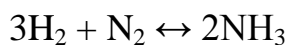
4. Составить уравнения реакций в ионно – молекулярном виде между:

- а) карбонатом натрия и хлоридом кальция;
- б) серной кислотой и нитратом бария;
- в) хлоридом бария и сульфатом меди (II) .

5. Этап реализации построенного проекта.

5. Выполнение задания устно:

К какому типу можно отнести реакции:



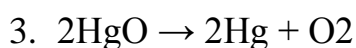
6. Этап обобщения затруднений во внешней речи.

Какие трудности у вас возникают чаще всего?

7. Этап самостоятельной работы с самопроверкой по эталону.

6. Самостоятельная работа

1. $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 412 \text{ кДж}$, реакция соединения, ОВ, экзотермическая, некаталитическая, гомогенная, необратимая
2. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$, реакция соединения, неОВ, экзотермическая, некаталитическая, гетерогенная, необратимая



8. Этап включения в систему знаний и повторения.

Что мы сегодня делали на уроке?

7. Домашнее задание: задание в тетради: расставить коэффициенты при помощи электронного баланса, указать окислитель и восстановитель реакции: $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$

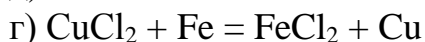
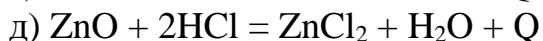
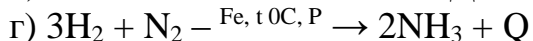
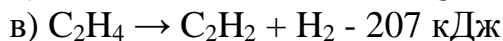
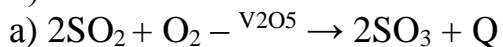
9. Этап рефлексии учебной деятельности на уроке.



Задания по теме «Классификация химических реакций».

1. Определить типы химических реакций:

- 1) изменению числа и состава реагентов и продуктов реакции;
- 2) по тепловому эффекту химической реакции;
- 3) по участию катализатора;
- 4) по обратимости реакции;
- 5) по изменению степеней окисления элементов соединений в реакции:



2. Расставить степени окисления элементов в соединениях:

CrO_3 , Mn_2O_7 , CaH_2 , MnCl_2 , KMnO_4 , K_2MnO_4 , NH_4ClO_4 , PCl_5 , SnS_2 .

2. Составить уравнения диссоциации электролитов:

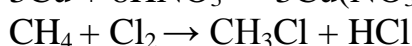
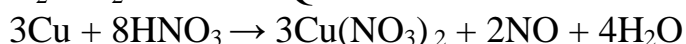
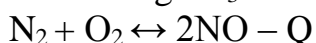
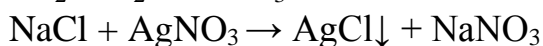
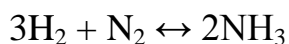
а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ б) H_3PO_4 в) 2KOH г) $3\text{Na}_2\text{CO}_3$ д) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ е) BaS

3. Составить уравнения реакций в ионно – молекулярном виде между:

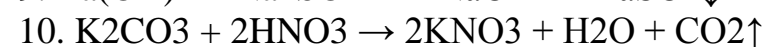
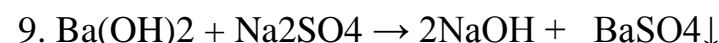
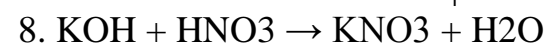
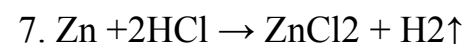
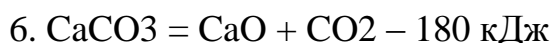
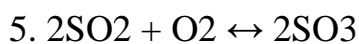
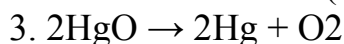
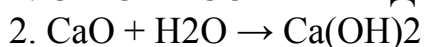
- а) карбонатом натрия и хлоридом кальция;
- б) серной кислотой и нитратом бария;
- в) хлоридом бария и сульфатом меди (II) .

5. Выполнение задания устно:

К каким типам можно отнести реакции:



6.



Тест по теме «Химические реакции».

1. Реакция, уравнения которой $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + Q$ является:

- а) эндотермической, обмена; в) обмена, экзотермической;
- б) гетерогенной, обмена. г) обмена, каталитической;

Дайте характеристику этой реакции по всем известным вам классификациям.

2. Коэффициент перед окислителем в уравнении $H_2S + SO_2 \rightarrow S + H_2O$ равен:
а) 2 б) 5 в) 1 г) 6.

Расставьте коэффициенты в уравнении методом электронного баланса.

3. Сокращённое ионное уравнение реакции $2H^+ + CO_3^{2-} \rightarrow CO_2 + H_2O$ соответствует взаимодействию:

- а) азотной кислоты с карбонатом натрия;
- б) угольной кислоты с гидроксидом калия;
- в) соляной кислоты с карбонатом кальция;
- г) серной кислоты с оксидом углерода (IV).

Напишите полные ионные и молекулярные уравнения для этой реакции.

4. В водном растворе среда щелочная в случае:

- а) сульфита натрия; б) сульфата натрия;
- в) сульфата меди (II); г) карбоната аммония.

Напишите сокращённое ионное уравнения гидролиза этой соли.

5. Какое из веществ подвергается гидролизу?

- а) глюкоза
- б) твёрдое мыло (стеарат натрия)
- в) серная кислота
- г) поваренная соль.

Напишите уравнение обратимого гидролиза и укажите условия смещения равновесия этого процесса в сторону продуктов гидролиза.

6. Какова будет скорость реакции при 40 °С, если при 20 °С она равна 0,4 моль/л·ч, а при повышении температуры на каждые 10 °С она возрастает в 3 раза?

- а) 0,8 моль/л·ч б) 1,2 моль/л·ч в) 2,4 моль/л·ч г) 3,6 моль/л·ч

7. Термохимическое уравнение полного сгорания

ацетилена $2C_2H_2 + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O + 2610 \text{ кДж}$

При использовании 1,12 л ацетилена выделится теплоты:

- а) 1305 кДж; б) 261 кДж; в) 130, 5 кДж; г) 65,25 кДж.

Практическое занятие №20. Изучение темы «Металлотермия».

Цель: определить уровень знаний учащихся по теме: «Металлы», выявить затруднения в усвоении

Оборудование и материалы

- Таблицы, схемы, раздаточный материал
- тетрадь для практических работ;
- калькулятор;
- ручка

Вариант1

1. Самым распространенным металлом в земной коре является:

а) натрий; б) алюминий; в) золото; г) кальций.

2. Из приведенного перечня

металлов: Na, Cd, Ca, Co, Mn, Li, Au, Zn, Mg, Cu, Os

к легким относятся:

к тяжелым относятся:

3. Получение металлов из руд при высоких температурах называется:

а) электрометаллургия б) пирометаллургия в) гидрометаллургия г) карботермия

4. В электротехнике для производства ламп накаливания используют металлическую нить:

а) Al б) Ca в) Mo г) W

5. При сгорания натрия в кислороде образуется вещество состава ... , а при сгорании железа в кислороде образуется ...

6. Сколько молей оксида алюминия образуется из одного моля алюминия по реакции:

а) 0.5 б) 2 в) 3 г) 4

7. Сплав никеля и хрома, обладающий большой жаропрочностью называется:

а) латунь б) дюралюминий в) бронза г) нихром

8. Верны ли следующие суждения о металлах: А) В периоде с увеличением заряда ядра металлические свойства ослабевают; Б) Все металлы при комнатной температуре являются твердыми.

а) верно только А б) верно только Б в) верны оба суждения г) оба суждения не верны.

9) Медную пластинку внесли в нагретую до температуры красного каления печь. Какой из графиков отражает изменение массы пластинки при окисления меди до оксида меди

а) б) в) г)

10. Какой из перечисленных металлов способен вытеснять водород из воды при комнатной температуре:

а) медь б) железо в) натрий г) серебро

11. При растворения натрия в воде образуется раствор:

а) пероксид натрия б) оксида натрия в) гидроксида натрия г) гидрида натрия

12. Тип связи, существующий в кристаллах металлов:

1) Ионная 2) Ковалентная полярная 3) Ковалентная неполярная 4)

Металлическая

13. Соляной кислотой **не** будет взаимодействовать:

а) Cu б) Fe в) Al г) Zn

14. С водой **не** взаимодействует:

а) Ca б) Ni в) Fe г) Na

15. Между какими из попарно взятых веществ, формулы которых даны ниже (электролит берется в виде водного раствора), произойдет химическая реакция:

а) Au и AgNO_3 б) Zn и MgCl_2 в) Pb и ZnSO_4 г) Fe и CuCl_2

16. Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции меди с концентрированной серной кислотой равна:

а) 7; б) 6; в) 5; г) 4

17. Качественным реактивом на катион кальция Ca^{2+} является:

а) нитрат-ион б) карбонат-ион в) сульфат-ион г) хлорид-ион

Задания с открытым ответом

18. Осуществите превращения: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3$. Укажите типы реакции.

Na_2CO_3

5 реакцию напишите в сокращенно-ионном виде.

19. Вычислите массу хлорида алюминия, образующегося при взаимодействии 5.4 г алюминия с соляной кислотой, если выход продукта реакции от теоретически возможного составляет 80%?

20. Щелочной металл массой 1,56г помещен в избыток газообразного хлора. Полученное твердое вещество растворили в воде и добавили раствор нитрата серебра. При этом образовался осадок массой 5.74г. Какой металл был взят для реакции?

Инструкция по выполнению работы

На выполнения контрольной работы по химии дается 40 минут. Работа состоит из 20 заданий. К заданию приводится 4 варианта ответа, один из которых верный. На второе и пятое задание необходимо дать самостоятельный ответ. Для определения легких и тяжелых металлов необходимо использовать справочник.

Выполняйте задания в том порядке, в котором они даны. Если какое-то задание вызывает у вас затруднения, пропустите его и постарайтесь выполнить те, в ответах на которые вы уверены. К пропущенным заданиям можно будет вернуться, если у вас останется время.

За выполнение различных по сложности заданий дается один или более баллов. Баллы, полученные вами за выполнения задания, суммируются.

Постарайтесь выполнить как можно больше заданий и набрать наибольшее количество баллов.

Вариант 2

1. Самый активный металл первой группы главной подгруппы :

а) цезий б) рубидий в) калий г) натрий

2. Назовите металлы:

а) самый тяжелый... г) самый легкий...

б) самый твердый ... д) самый легкоплавкий...

в) самый тугоплавкий... е) самый мягкий...

3. Каким методом в металлургии получают щелочные металлы:

а) пирометаллургией; в) электрометаллургией;

б) гидрометаллургией; г) микробиологическим

4. В электротехнике используют следующее физическое свойство меди и алюминия:

а) теплопроводность б) ковкость в) пластичность г) электропроводность

5. При окисления лития в атмосфере воздуха преимущественно образуется вещество состава ... , а при сгорании натрия в кислороде образуется ...

6. Сколько молей оксида железа (III) образуется из одного моля железа по реакции

а) 0.5 б) 2 в) 3 г) 4

7. Какие металлы входят в состав бронзы:

а) медь и свинец; б) медь и олово в) медь и железо; г) медь и ртуть.

8. Верны ли следующие суждения о железе:

А) Простое вещество железо, является только восстановителем; Б) В своих соединениях железо проявляет постоянную степень окисления +2.

а) верно только А б) верно только Б в) верны оба суждения г) оба суждения не верны

9. Кусочек кальция внесли в стакан с водой. Какой из графиков отражает изменение массы полученного раствора при взаимодействии кальция с водой :

а) б) в) г)

10. Какой металл **не** вытесняет водород из разбавленной кислоты:

а) магний б) алюминий в) натрий г) ртуть

11. При взаимодействии калия с разбавленной соляной кислотой преимущественно образуется
а) хлорид калия б) гидроксид калия в) пероксид калия г) оксид калия
12. Металлическая связь имеется в соединении
а) FeO б) FeCl₃ в) Fe г) Fe(OH)₃
13. С азотной концентрированной кислотой **не** взаимодействует:
а) медь б) цинк в) кальций г) алюминий.
14. При взаимодействии какого металла с водой образуется щелочь:
а) магний б) алюминий в) медь г) литий
15. Между какими из попарно взятых веществ, формулы которых даны ниже (электролит берется в виде водного раствора), **произойдет** химическая реакция:
а) Ag и KNO₃ б) Zn и CuCl₂ в) Pb и FeSO₄ г) Fe и MgCl₂
16. Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции меди с концентрированной азотной кислотой равна:
а) 7 б) 8 в) 9 г) 10
17. Качественным реактивом на катион бария Ba²⁺ является:
а) нитрат-ион б) карбонат-ион в) сульфат-ион г) хлорид-ион

Задания с открытым ответом

18. Осуществите превращения: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$
Укажите типы реакции, 6 реакцию рассмотрите с точки зрения ОВР

19. При взаимодействии 5,4 г Al с соляной кислотой было получено 6,4 л водорода (н.у.). Сколько это составляет процентов от теоретически возможного?
20. Щелочноземельный металл массой 8г поместили в избыток газообразного хлора. Полученное твердое вещество растворили в воде и добавили раствор нитрата серебра. При этом образовался осадок массой 57,4 г. Какой металл был взят для реакции?

Ответы

В-1

б

Легкие: Al. Mg. Na. Ca. Li, остальные-тяжелые

б

Г
Na₂O₂
Fe₃O₄

а

Г

а

В

В

В

Г

а

б

Г

а

б

21,36

К

В-2

а

Os Cr W Li Hg Cs

В

Г

Li₃N Na₂O₂

а

б

а

б

Г

б

В

Г

Г

б

Г

В

95,2

Ca

Практическое занятие №21, №22. Получение и собирание газов, распознавание.

Цель: получить, собрать и распознать водород, кислород, углекислый газ, аммиак и этилен

Оборудование и материалы

пробирки, спиртовки, спички, лучинки, шпатели, стеклянные трубочки, лакмусовые бумажки, держатели, приборы для получения газов, штативы. Гранулы цинка, оксид марганца (IV), кусочки мрамора, вода, гранулы или кусочки полиэтилена, растворы: соляной кислоты, пероксида водорода, уксусной кислоты, известковой воды, хлорида аммония, щёлочи, перманганата калия (подкисленный).

Ход работы.....

1. Получение, собирание и распознавание водорода

В пробирку поместите две гранулы цинка и прилейте в неё 1—2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

Накройте пробирку пробиркой большего диаметра, расположив её немного ниже краёв меньшей пробирки. Через 1—2 мин поднимите большую пробирку вверх и, не переворачивая её, поднесите к пламени спиртовки. Что наблюдаете? Что можно сказать о чистоте собранного вами водорода? Почему водород собирали в перевернутую пробирку?

2. Получение, собирание и распознавание кислорода

В пробирку объёмом 20 мл прилейте 5—7 мл раствора пероксида водорода. Подготовьте тлеющую лучинку (подожгите её и, когда она загорится, взмахами руки погасите). Поднесите к пробирке с пероксидом водорода, куда предварительно насыпьте немного (на кончике шпателя) оксида марганца (IV). Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

3. Получение, собирание и распознавание углекислого газа

В пробирку объёмом 20 мл поместите кусочек мрамора и прилейте раствор уксусной кислоты. Что наблюдаете? Через 1—2 мин внесите в верхнюю часть пробирки горящую лучинку. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

В пробирку налейте 1—2 мл прозрачного раствора известковой воды. Используя чистую стеклянную трубочку, осторожно продувайте через раствор выдыхаемый вами воздух. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

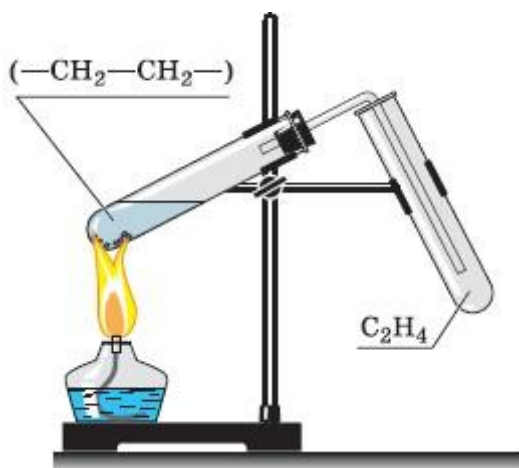
4. Получение, собирание и распознавание аммиака

В пробирку прилейте 1—2 мл раствора хлорида аммония, а затем такой же объём раствора щёлочи. Закрепите пробирку в держателе и осторожно нагрейте на пламени горелки. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Поднесите к отверстию пробирки влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдаете? Осторожно понюхайте выделяющийся газ. Что ощущаете?

5. Получение, собирание и распознавание этилена

Соберите прибор для получения газов. Проверьте его на герметичность. В пробирку поместите несколько гранул или кусочков полиэтилена. Закройте пробкой с газоотводной трубкой и закрепите прибор в лапке штатива, как показано на рисунке 83. Нагрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Пропустите полученный газ через подкисленный раствор перманганата калия. Что наблюдаете? Запишите уравнения проделанных реакций.



Прибор для получения этилена деполимеризацией полиэтилена

Практическое занятие №23, №24. Решение экспериментальных задач.

Цель: учиться проводить химические эксперименты по плану, экспериментальным путем различать вещества, характеризовать их свойства, анализировать результаты и оформлять отчет.

Опыт 1. Химическая разминка.

1. В двух пробирках находятся растворы гидроксида натрия и серной кислоты. Подумайте, как различить их, не проводя химических опытов, и осуществите необходимые действия.
2. Отметьте признаки наблюдаемых явлений.

Опыт 2. Химическая загадка.

1. В аптечке стерлись надписи на склянках с растворами борной кислоты (H_3BO_3) и гидрокарбоната натрия ($NaHCO_3$). Подумайте, как помочь лаборанту восстановить надписи.
2. Проведите соответствующие опыты и составьте уравнения химических реакций. Отметьте признаки наблюдаемых явлений.

Алгоритм
оформления отчета по практической работе

1. Запишите название практической работы.

2. Запишите цели практической работы.

3. Продумайте план выполнения работы.

4. Перечислите необходимое оборудование и реактивы.

5. Продумайте и запишите правила техники безопасности при работе с данными реактивами и оборудованием.

6. Запишите уравнения соответствующих реакций и отметьте их предполагаемые признаки.

7. Получив разрешение преподавателя, приступайте к выполнению химического эксперимента.

8. Оформите отчет о выполнении в виде таблицы:

Наблюдения Уравнения реакций

9. Запишите выводы о химических свойствах исследованных классов веществ.

Вариант II

Цель: учиться проводить химические эксперименты по плану, экспериментальным путем различать вещества, характеризовать их свойства, анализировать результаты и оформлять отчет.

Опыт 1. Химическая разминка.

1. В двух пробирках находятся растворы сульфата железа (II) и сульфата алюминия. Подумайте, как различить их, и осуществите необходимые действия.
2. Отметьте признаки наблюдаемых явлений и составьте уравнения реакций.

Опыт 2. Химическая загадка.

1. В склянках без этикеток находятся растворы, предположительно гидроксида калия и фенолфталеина. Подумайте, как можно отличить эти растворы, чтобы восстановить этикетки.
2. Проведите соответствующие действия. Отметьте признаки наблюдаемых явлений.

Алгоритм оформления отчета по практической работе

1. Запишите название практической работы.

2. Запишите цели практической работы.

3. Продумайте план выполнения работы.

4. Перечислите необходимое оборудование и реактивы.

5. Продумайте и запишите правила техники безопасности при работе с данными реактивами и оборудованием.

6. Запишите уравнения соответствующих реакций и отметьте их предполагаемые признаки.

7. Получив разрешение преподавателя, приступайте к выполнению химического эксперимента.

8. Оформите отчет о выполнении в виде таблицы:

Наблюдения
Уравнения реакций

9. Запишите выводы о химических свойствах исследованных классов веществ.

Решение экспериментальных задач

Примечание. Проводится при обобщении и контроле знаний и умений обучающихся и требует от них максимальной самостоятельности.

Цели: учиться экспериментальным путем различать вещества, определять их свойства, проводить химические эксперименты по плану, анализировать результаты и оформлять отчет.

План работы:

1. Определить реактивы для опыта 1 и составить уравнения реакций.
2. Вспомнить химические свойства веществ и определить необходимый реактив для опыта 2.
3. Определить реактивы для опыта 3 и составить схему описанных превращений.
4. Определить правила ТБ.

Оборудование и реактивы:

Вариант I

Штатив с пробирками, спиртовка, зажим пробирочный (или лабораторный штатив), фарфоровая чашка для выпаривания; 2 пробирки – с растворами серной кислоты и гидроксида натрия; кислотно-основный индикатор (лакмус), 2 пронумерованные пробирки – с растворами борной кислоты и гидрокарбоната натрия; растворы соляной кислоты, гидроксида натрия

Штатив с пробирками; 2 пробирки – с растворами сульфата железа (II) и сульфата алюминия; 2 пронумерованные пробирки – с растворами гидроксида калия и фенолфталеином; растворы гидроксида натрия, нитрата серебра, соляной кислоты

ТБ: аккуратно работать с химическими реактивами и лабораторным оборудованием, не пробовать и не нюхать вещества, применять правила работы со спиртовкой и правила нагревания и выпаривания веществ.

Ход работы

Отчет о результатах опытов заносится в таблицу, где представлены алгоритмы их проведения.

Вариант II

Опыт 1.

В обе пробирки добавить кислотно-основный индикатор, например лакмус.

H_2SO_4 – цвет лакмуса красный.

NaOH – цвет лакмуса синий

Опыт 1.

В обе пробирки добавить раствор гидроксида натрия.

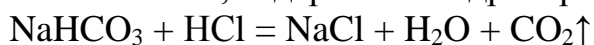
$\text{FeSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ – осадок темно-зеленого цвета.

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ – осадок белый гелеобразный

Опыт 2.

Одно из веществ – кислая соль, образованная слабой угольной кислотой.

Нужно добавить к пробам из склянок сильную кислоту. Там, где будет наблюдаться вспенивание, содержится гидрокарбонат натрия:



Опыт 2.

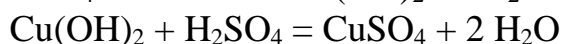
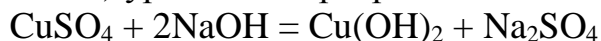
Одно из веществ – щелочь, изменяющая окраску фенолфталеина на малиновую.

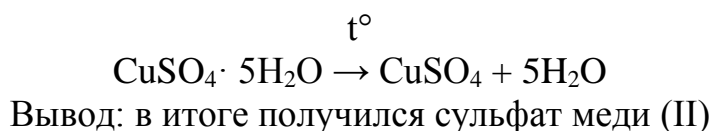
Нужно добавить к пробам из склянок щелочь (NaOH). Там, где окраска пробы изменится на малиновую, находится фенолфталеин

Опыт 3.

- 1) растворение медного купороса в воде.
- 2) добавление раствора гидроксида натрия – выпадает осадок голубого цвета.
- 3) добавление к осадку раствора серной кислоты – растворение осадка.
- 4) выпаривание раствора – образуются кристаллы молочно-белого цвета.

5) уравнения превращений:





Практическое занятие №25, №26. Обобщение по теме
«Основные понятия органической химии и теории Бутлерова»

Построение изомеров органических соединений

Учебная цель: сформировать представление об изомерии, строить молекулы изомеров предельных углеводородов.

Обучающийся должен знать:

- классификацию органических соединений; основные положения теории химического строения органических соединений А.М. Бутлерова.

Обучающийся должен уметь:

- составлять полные и краткие структурные формулы углеводородов;
составлять формулы изомеров и гомологов для предложенного вещества.

Задачи практического занятия:

1. Закрепить теоретические знания об изомерии органических соединений.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить практические задачи.
4. Ответить на вопросы для контроля.

Обеспеченность занятия:

1. Учебно-методическая литература:
 - Габриелян О.С. Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М.: Академия, 2015. – 256 с.

1. Справочная литература:

- Таблица «Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов) нормального (неразветвленного) строения и их одновалентные радикалы» приложение 1.
- Периодическая система химических элементов им. Д.И. Менделеева (приложение 2).

1. Тетрадь для практических и контрольных работ.

2. Калькулятор.

3. Ручка.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

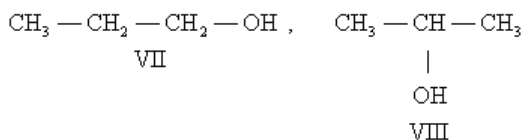
Изомеры, химические соединения, одинаковые по составу и молекулярной массе, но различающиеся по строению и свойствам (химическим и физическим). Изомерия открыта в 1823 г. Ю. Либихом.

Различают два основных вида изомерии: структурную и пространственную (стереоизомерию). Структурные изомеры отличаются друг от друга порядком связей между атомами в молекуле; стереоизомеры – расположением атомов в пространстве при одинаковом порядке связей между ними.

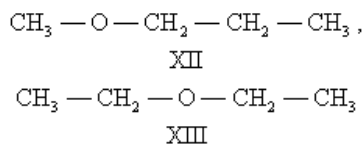
Структурная изомерия подразделяется на несколько разновидностей. Изомерия скелета обусловлена различным порядком связи между атомами углерода, образующими скелет молекулы. Так, может существовать только один нециклический насыщенный углеводород с тремя атомами С – пропан (I). Углеводородов такого же типа с четырьмя атомами С может быть уже два: *n*-бутан (II) и изобутан (III), а с пятью атомами С – три: *n*-пентан (IV), изопентан (V) и неопентан (VI):

Для углеводорода C₂₀H₄₂ возможно уже 366 319 изомеров.

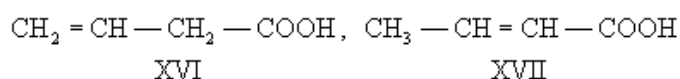
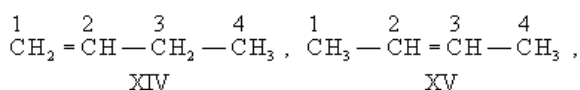
Изомерия положения обусловлена различным положением какой-либо реакционноспособной группы (функциональной группы, заместителя) при одинаковом углеродном скелете молекул. Так, пропану соответствуют два изомерных спирта: *n*-пропиловый (VII) и изопропиловый (VIII):



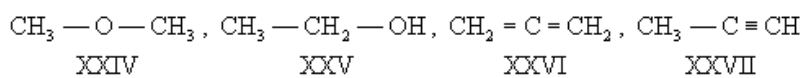
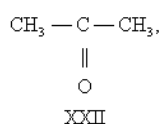
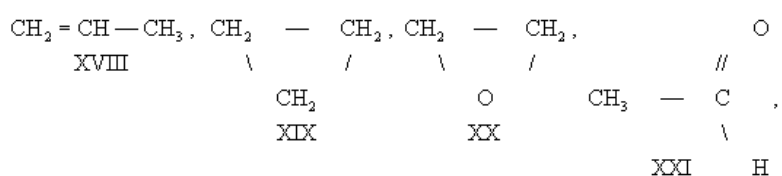
В ряду алифатических простых эфиров, сульфидов и аминов существует специальный вид изомерии — метамерия, обусловленная различным положением гетероатома в углеродной цепи. Метамерами являются, например, метилпропиловый (XII) и диэтиловый (XIII) эфиры:



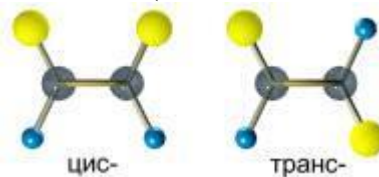
Изомерия непредельных соединений может быть вызвана различным положением кратной связи, как, например, в бутене-1 (XIV) и бутене-2 (XV), в винилуксусной (XVI) и кротоновой (XVII) кислотах:



В большинстве случаев структурные изомеры сочетают признаки изомерии скелета и положения, содержат различные функциональные группы и принадлежат к разным классам веществ, вследствие чего они отличаются друг от друга значительно больше, чем рассмотренные выше изомеры веществ одного и того же типа. Например, изомерами являются пропилен (XVIII) и циклопропан (XIX), окись этилена (XX) и ацетальдегид (XXI), ацетон (XXII) и пропионовый альдегид (XXIII), диметиловый эфир (XXIV) и этиловый спирт (XXV), аллен (XXVI) и метилацетилен (XXVII):

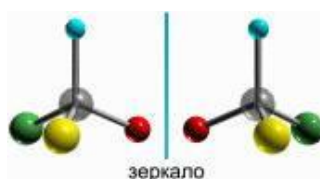


Пространственная изомерия подразделяется на два вида: геометрическую (цис-транс-изомерию) и оптическую. Геометрическая изомерия свойственна соединениям, содержащим двойные связи ($\text{C} = \text{C}$, $\text{C} = \text{N}$ и др.), и неароматическим циклическим соединениям; она обусловлена невозможностью свободного вращения атомов вокруг двойной связи или в цикле. В этих случаях заместители могут быть расположены либо по одну сторону плоскости двойной связи или цикла (цис-положение), либо по



разные стороны (транс-положение).

Оптическая изомерия свойственна молекулам органических веществ, не имеющим плоскости симметрии (плоскости, разделяющей молекулу на две зеркально тождественные половины) и не совмещающимся со своим зеркальным отображением.



Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию

1. Что изучает органическая химия?
2. Основные положения теории А.М. Бутлерова.
3. Какие углеводороды называются предельными?

Задания для практического занятия:

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

Задание

Построить всевозможные изомеры для данных формул, рассчитать процентный состав углерода и водорода.

Вариант 1	Вариант 2
C_6H_{14}	C_5H_{12}
C_8H_{18}	C_7H_{16}

Образец решения задания

Построить всевозможные изомеры для $C_5H_{11}Cl$, рассчитать процентный состав углерода, водорода и хлора.

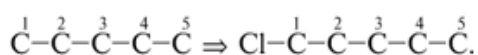
Алгоритм решения

Дано: $C_5H_{11}Cl$

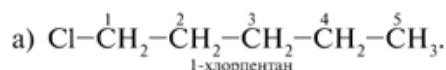
Найти: построить изомеры, рассчитать $\omega(C)$, $\omega(H)$ и $\omega(Cl)$.

Решение

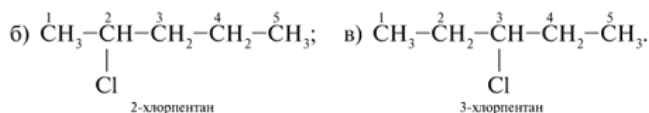
1. Записывают линейную углеродную цепь C_5 : $C-C-C-C-C$.
2. Определяют, к какому классу углеводородов принадлежит данное соединение. Определение производят с помощью общих формул для углеводородов разных классов (C_nH_{2n+2} , C_nH_{2n} и т.п.). Вещество $C_5H_{11}Cl$ – хлоралкан, т.е. является производным алкана вида C_nH_{2n+2} ($n = 5$), в котором один атом H замещен на Cl. Значит, все связи в молекуле одинарные и нет циклов.
3. Нумеруют атомы C углеродной цепи (углеродного скелета) и при C-1 помещают гетероатом Cl:



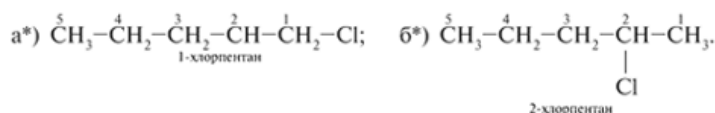
4. Записывают необходимое число атомов водорода при каждом углероде цепи, учитывая, что валентность углерода равна четырем. В результате получают изомер а):



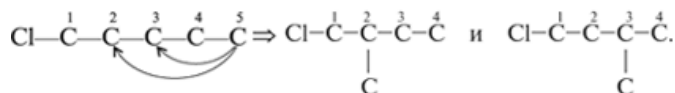
5. Перемещают атом хлора по главной цепи C₅, последовательно соединяя его с атомами C-2 и C-3. Так получают изомеры б) и в):



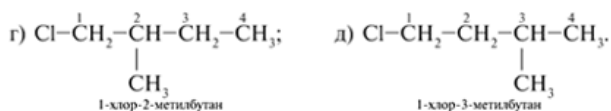
Дальнейшее смещение хлора вправо по цепи новых изомеров не дает. Так, изомер а*) тождественен изомеру а), изомер б*) идентичен изомеру б). Просто в изомерах а*) и б*) меняется направление нумерации атомов С, счет ведется справа налево (без звездочек было слева направо):



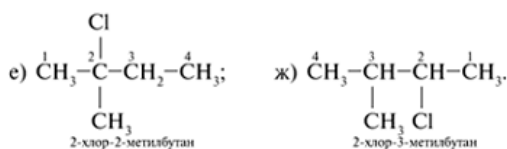
6. Исходя из углеродного скелета (см. пункт 3), крайний (пятый) атом С отрывают и помещают заместителем к внутреннему углероду цепи (сначала к C-2, потом к C-3). Получают главные цепи C₄ с углеродным заместителем при C-2 и C-3:



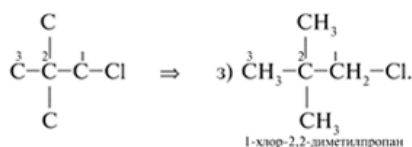
Записывают структурные формулы новых изомеров:



7. Помещая хлор при внутренних атомах С главной углеродной цепи C₄, получают два дополнительных изомера:



8. Вещество формулы C₅H₁₁Cl может иметь трехуглеродную главную цепь C₃:



Таким образом, для вещества с молекулярной формулой $C_5H_{11}Cl$ можно составить восемь структурных формул изомеров а)–з), различающихся строением.

9. Далее рассчитаем процентный состав углерода, водорода и хлора.

9.1. Из Периодической таблицы Д.И. Менделеева (приложение 2) выписываем значения относительных масс атомов элементов, входящих в состав $C_5H_{11}Cl$:

$$Ar(H) = 1, Ar(C) = 12, Ar(Cl) = 35,5$$

9.2. Записываем формулу расчета в общем виде $Mr(C_5H_{11}Cl)$:

$$Mr(C_5H_{11}Cl) = n_1 \cdot Ar(C) + n_2 \cdot Ar(H) + n_3 \cdot Ar(Cl)$$

9.3. Подставляем значения относительных атомных масс элементов с учетом моль-атомов в формулу расчета и вычисляем:

$$Mr(C_5H_{11}Cl) = 5 \cdot Ar(C) + 11 \cdot Ar(H) + Ar(Cl) = 5 \cdot 12 + 11 \cdot 1 + 35,5 = 106,5$$

9.4. Вычисляем массовую долю элементов по формуле:

$$\omega(\text{элемента}) = \frac{n \cdot Ar(\text{элемента})}{Mr(\text{вещества})} \cdot 100\% \quad (1)$$

где ω – массовая доля элемента в веществе;

A_r – относительная атомная масса;

n – индекс в химической формуле;

M_r – относительная молекулярная масса вещества.

Массовые доли выражают в процентах или в долях:

$$\omega(C) = n(C) \cdot Ar(C) \cdot 100\% / Mr(C_5H_{11}Cl) = 5 \cdot 12 \cdot 100\% / 106,5 = 56,34\%.$$

$$\omega(H) = n(H) \cdot Ar(H) \cdot 100\% / Mr(C_5H_{11}Cl) = 11 \cdot 1 \cdot 100\% / 106,5 = 10,33\%.$$

$$\omega(Cl) = n(Cl) \cdot Ar(Cl) \cdot 100\% / Mr(C_5H_{11}Cl) = 35,5 \cdot 100\% / 106,5 = 33,33\%.$$

9.5. Проверим расчет, сложив массовые доли элементов:

$$\omega(C) + \omega(H) + \omega(Cl) = 56,34 + 10,33 + 33,33 = 100 \%$$

Следовательно, расчет выполнен верно.

Ответ: $\omega(C) = 56,34\%$; $\omega(H) = 10,33\%$; $\omega(Cl) = 33,33\%$.

Вопросы для контроля

1. Запишите общую формулу любого представителя гомологического ряда предельных углеводородов.
2. Какие виды изомерии вы знаете?

Форма контроля выполнения практического задания:

Выполненная работа представляется преподавателю в тетради для выполнения практических работ по дополнительной дисциплине «Основы химии».

Практическое занятие №27, №28. Решение задач, выполнение упражнений.

Цель работы: закрепить умения составлять формулы органических веществ по массовым долям элементного состава.

При выводе формул нужно различать простейшую и истинную формулы.

Простейшая формула показывает соотношение числа атомов каждого элемента.

Истинная формула показывает точный количественный состав. Например, простейшая формула бензола CH , она показывает, что на один атом углерода в молекуле бензола приходится один атом водорода. Истинная формула бензола, показывающая точный количественный состав молекулы – C_6H_6 . Чтобы установить истинную формулу, нужно знать истинную молекулярную (молярную) массу, она в целое число раз больше массы, найденной по простейшей формуле. На это число нужно умножить индексы в простейшей формуле, чтобы получить истинную формулу. Если в условии задачи нет данных для нахождения истинной молярной массы, а найденная простейшая формула явно не соответствует истинной, то полученные индексы нужно увеличить в два раза. Например, получилась простейшая формула C_3H_7 , значит истинная будет C_6H_{14} .

При всём многообразии задач на вывод формул можно выделить несколько основных типов. Рассмотрим алгоритмы решений этих задач наиболее простыми способами.

I. Вывод формул веществ по массовым долям элементов.

- ☐ Написать формулу вещества, обозначив индексы через **x, y, z**.
- ☐ Если неизвестна массовая доля одного из элементов, то её находят, отняв от

100 % известные массовые доли.

- ☐ Найти соотношение индексов, для этого массовую долю каждого элемента (лучше в %) разделить на его атомную массу (округлить до тысячных долей)

$$x : y : z = \omega_1 / A_{r1} : \omega_2 / A_{r2} : \omega_3 / A_{r3}$$

- ☐ Полученные числа привести к целым. Для этого разделить их на наименьшее из полученных чисел. При необходимости (если опять получилось дробное число) после этого домножить до целого числа на 2, 3, 4

- ☐ Получится простейшая формула. Для большинства неорганических веществ она совпадает с истинной, для органических, наоборот, не совпадает.

Задача № 1.

Массовая доля углерода в углеводороде равна 83,72 %. Найти молекулярную формулу углеводорода.

Дано:

$$\omega(\text{C}) = 83,72 \%$$

$$\text{М.Ф.} = ?$$

Решение:

1. Напишем формулу - C_xH_y

2. Найдём массовую долю водорода:

$$\omega(\text{H}) = 100 \% - 83,72 \% = 16,28 \%$$

3. Найдём соотношение индексов:

$$x : y = 83,72 / 12 : 16,28 / 1 = 6,977 : 16,28 = 1 :$$

$$2,333 = 3 : 7$$

4. Простейшая формула –

C_3H_7 , но она не соответствует истинной.

Выход – увеличить

индексы в 2 раза C_6H_{14} .

Ответ: C_6H_{14} .

Задача № 2.

Определить формулу вторичного амина, массовые доли углерода, водорода и азота, в котором составляют 61; 15,3 и 23,7 % соответственно.

Ответ: $\text{CH}_3 - \text{NH} - \text{C}_2\text{H}_5$.

Задача № 3.

Массовая доля углерода в диеновом углеводороде составляет 88,89 %. Найти молекулярную формулу диена.

Ответ: C_4H_6 .

II. Вывод формул веществ по массовым долям элементов и данным для нахождения истинной молярной массы (плотности, массе и объёму газа или относительной плотности).

1. Найти истинную молярную массу:

- ☐ если известна плотность:

$$d = m / V = M / V_m \quad M = d \cdot V_m = d_{\text{г/л}} \cdot 22,4_{\text{л/моль}}$$

- ☐ если известна масса и объём газа, молярную массу можно найти двумя способами:

- через плотность $d = m / V$, $M = D \cdot V_m$;

- через количество вещества: $n = V / V_m$, $M = m / n$.

- ☐ если известна относительная плотность первого газа по другому:

$$D_2^1 = M_1 / M_2 \quad M_1 = D_2 \cdot M_2$$

$$M = D_{H_2} \cdot 2 \quad M = D_{O_2} \cdot 32$$

$$M = D_{возд.} \cdot 29 \quad M = D_{N_2} \cdot 28 \text{ и т.д.}$$

2. Найти простейшую формулу вещества (см. предыдущий алгоритм) и его молярную массу.

3. Сравнить истинную молярную массу вещества с простейшей и увеличить индексы в нужное число раз.

Задача № 1.

Найти формулу углеводорода, в котором содержится 14,29 % водорода, а его относительная плотность по азоту равна 2.

Дано:

$$\omega(H) = 14,29 \%$$

$$D(N_2) = 2$$

$$M.F. = ?$$

Решение:

1. Найдём истинную молярную массу C_xH_y :

$$M = DN_2 \cdot 28 = 2 \cdot 28 = 56 \text{ г/моль.}$$

2. Найдём массовую долю углерода:

$$\omega(C) = 100 \% - 14,29 \% = 85,71 \%$$

3. Найдём простейшую формулу вещества и его молярную массу:

$$x : y = 85,7 / 12 : 14,29 / 1 = 7,142 : 14,29 = 1 : 2 \quad CH_2$$

$$M(CH_2) = 12 + 1 \cdot 2 = 14 \text{ г/моль}$$

4. Сравним молярные массы:

$$M(C_xH_y) / M(CH_2) = 56 / 14 = 4 \text{ истинная формула — } C_4H_8.$$

Ответ: C_4H_8 .

Задача № 2.

Массовая доля углерода в углеводороде – 87,5 %, а относительная плотность углеводорода по воздуху равна 3,31. Определить формулу вещества.

Ответ: C_7H_{12} .

Задача № 3.

Определить молекулярную формулу амина, массовые доли углерода, азота и водорода в котором составляют 38,7; 45,15 и 16,15 % соответственно.

Относительная плотность его паров по воздуху равна 1,069.

Ответ: CH_3NH_2 .

Задача № 4.

Определите формулу углеводорода, массовая доля водорода в котором составляет 14,3 %. Относительная плотность этого вещества по водороду равна 21.

Ответ: C_3H_6 .

Задача № 5.

Относительная плотность паров углеводорода по воздуху равна 3,31, а массовая доля водорода в нём равна 12,5 %. Определите молекулярную формулу углеводорода.

Ответ: C_7H_{12} .

Практическое занятие №29. Решение задач по теме «Спирты».

Цель: определить уровень знаний студентов по разделу «Спирты», выявить затруднения в усвоении

Оборудование и материалы

- Таблицы, схемы, раздаточный материал
- тетрадь для практических работ;
- калькулятор;
- ручка

1 вариант

1. Предельные спирты – спирты, молекулы которых содержат ...
2. Высшие спирты – это ... вещества, ... в воде.
3. Метанол – это ..., с ... запахом, ядовит, вызывает ...
4. В результате межмолекулярной дегидратации спиртов образуются ...
5. Допишите продукты реакции: $C_3H_7OH + HI \leftrightarrow$
6. Составьте уравнение реакции между пропановой кислотой и бутиловым спиртом.

2 вариант

1. Непредельные спирты - спирты, молекулы которых содержат ...
2. Низшие спирты - это ... вещества, с ... запахом, ... в воде.
3. Этиленгликоль – это ..., ядовит, ... в воде.
4. В результате реакции этерификации образуются...
5. Допишите продукты реакции: $CH_3OH + K \rightarrow$
6. Составьте уравнение реакции между метановой кислотой и пропиловым спиртом.

3 вариант

1. Молекулы многоатомных спиртов содержат ...
2. Между молекулами спирта образуются ... связи, благодаря которым спирты имеют ... температуры кипения.
3. Этанол – это ..., с ... запахом, ... в воде.
4. В результате окисления этилена водным раствором перманганата калия образуется ...
5. Допишите продукты реакции: $C_2H_5OH + C_3H_7OH \rightarrow$
6. Составьте уравнение реакции между этановой кислотой и метиловым спиртом.

4 вариант

1. Ароматические спирты – это спирты, содержащие в молекуле ...
2. Для предельных одноатомных спиртов характерна структурная изомерия: ...
3. Глицерин – это ..., ... на вкус, ... в воде.
4. В результате гидратации этилена образуется ...
5. Допишите продукты реакции: $\text{CH}_3\text{COH} + \text{H}_2 \rightarrow$
6. Составьте уравнение реакции между бутановой кислотой и этиловым спиртом.

Практическое занятие №30. Изучение свойств карбоновых кислот.

Цель: 1. Изучить свойства карбоновых кислот на примере уксусной кислоты.

- Развивать умения составлять уравнения реакций в ионной форме;
- Развивать умения сравнивать и анализировать.

Реактивы: Уксусная кислота, вода, лакмус, магний, оксид меди (II), гидроксид натрия, карбонат натрия.

Подготовка к работе.

Контрольные вопросы.

- Какие соединения относятся к карбоновым кислотам? Приведите общую формулу карбоновых кислот.
- С какими веществами взаимодействуют неорганические кислоты?
- С какими веществами взаимодействуют карбоновые кислоты?
- Как окрашивается лакмус в уксусной кислоте? Объясните, почему?

Опыт №1 Действие индикаторов на раствор уксусной кислоты.

Налейте в пробирку 2-3 мл уксусной кислоты и 2 мл воды. Как растворяется кислота в воде? К полученному раствору добавьте 2-3 капли лакмуса. Какое окрашивание наблюдается? Напишите уравнения диссоциации уксусной кислоты.

Опыт №2 Взаимодействие уксусной кислоты с металлами

Налейте в пробирку 2-3 мл уксусной кислоты и поместите в нее немного магния. Что наблюдается? Подожгите выделившийся газ. Составьте уравнения реакции взаимодействия уксусной кислоты с магнием в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Опыт №3 Взаимодействие уксусной кислоты с оксидами

Насыпьте в чистую пробирку немного оксида меди (II) и прилейте уксусной кислоты. Нагрейте пробирку. Каков цвет раствора? Составьте уравнения реакции.

Опыт №4 Взаимодействие уксусной кислоты с основаниями.

Налейте в пробирку 1-1,5 мл раствора гидроксида натрия и добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. Как изменится окраска? Почему? Составьте уравнения реакции в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

Опыт №5 Взаимодействие уксусной кислоты с солями летучих кислот.

Насыпьте в пробирку 1-2 грамма карбоната натрия. Прилейте 2-3 мл уксусной кислоты. Что происходит? Составьте уравнение реакции, в молекулярном, ионном виде.

Опыт № 6 Растворимость в воде карбоновых кислот и их солей

Несколько капель или кристалликов (0,05-0,1 г) каждой из исследуемых кислот взбалтывают с 1-2 мл воды в пробирке; если кислота не растворяется при обычной температуре, смесь нагревают. Для всех параллельных проб следует брать примерно одинаковые количества кислоты и воды.

Охладив нагретые смеси, отмечают, выделяются ли снова кристаллы кислоты, растворившейся лишь при нагревании.

Полученные водные растворы кислот используют для проведения опытов 2, 4, 5.

Пробы, содержащие осадок малорастворимой кислоты, взбалтывают, затем часть суспензии отливают в другие пробирки и добавляют по 2-3 капли разбавленного раствора щелочи; при встряхивании кристаллы кислоты растворяются.

Результаты наблюдений заносят в тетрадь для лабораторных работ

Задания для самостоятельных выводов.

- Какие свойства уксусной кислоты сходны со свойствами минеральных кислот?
- Какие вещества образуются при взаимодействии уксусной кислоты с основаниями?

Контрольные вопросы

1. Какие органические вещества называются карбоновыми кислотами?
2. По названиям кислот приведите их структурные формулы:
 - а) диметилэтилуксусная кислота;
 - б) 3-метил-4-этил-бутановая кислота;
 - в) этанкарбоновая кислота;
 - г) винилпропилуксусная кислота.
3. Почему среди карбоновых кислот нет газообразных веществ? Ответ обоснуйте.
4. Напишите реакции, отличающие щавелевую кислоту от других органических кислот.
5. Из метана получите пропановую кислоту. При этом используйте реакции Вюрца, Кучерова, металлирования.
6. Из алкена получите диметилуксусную кислоту одной реакцией.
7. Получите пропановую кислоту, используя ацетилен, проведя только две реакции.
8. Почему из всех карбоновых кислот только муравьиную можно применять в качестве восстановителя?
9. Сравните силу кислот:
 - а) этановая, пропановая, бутановая кислота;
 - б) масляная, изомасляная кислота.

Практическое занятие №31, №32, №33. Решение задач по теме «Углеводы».

ЦЕЛЬ: закрепить знания о свойствах углеводов, научиться экспериментально определять наличие углеводов, формировать и развивать умения исследовать состав органических веществ и получать их в лаборатории.

Оборудование и реактивы: Растворы глюкозы, медь(II)-сульфата, натрий-гидроксида, серная кислота, йод, взвесь крахмала, этанол, спиртовка, спички, штатив с пробирками, пробиркодержатель.

Охрана труда: Осторожное обращение с органическими веществами, растворами солей, щелочей, концентрированной серной кислотой, химической посудой и оборудованием.

ВЫПОЛНЕНИЕ РАБОТЫ.

Вариант

№ п/п	Что делали	Что наблюдали	Уравнение химической реакции	Выводы
1.				
2.	В пробирку №_1 добавили_____ В пробирку №_2 добавили_____			
3.				
4.	В пробирку №_3 добавили_____ В пробирку №_4 добавили_____ В пробирку №_5 добавили_____			

Контрольные вопросы

1. При помощи какого процесса из глюкозы можно получить спирт?

2. Из остатков каких 2-х моносахаридов состоит молекула сахарозы?

3. Дано: Решение:

Найти:

Вывод: _____

« ____ » _____ 20 ____ г

Группа _____

Ф.И.О. _____

Вариант 1

1. При брожении глюкозы массой 72 гр. Получили 35 гр. Этилового спирта. Определите массовую долю выхода спирта (в %).

2. Какая масса молочной кислоты образуется при молочнокислом брожении 40 гр. Глюкозы, содержащей 10% примесей?

3. Вычислите содержание примесей в глюкозе (в %), если при спиртовом брожении 220 гр. этой глюкозы выделяется 51 литр углекислого газа.

Вариант 2

1. Вычислите массу глюкозы, которая подверглась брожению, если при этом получено 230 гр. этанола. Какой объём оксида углерода (IV) (н.у.) при этом выделится?

2. При спиртовом брожении 2 моль глюкозы получили оксид углерода (IV), который затем пропустили через 602 мл раствора щёлочи с массовой долей гидроксида натрия 30% и плотностью раствора 1,33 г/мл. Вычислите массу соли, которая образовалась в растворе. Какое вещество осталось в избытке? Вычислите его количество.

3. Сколько сахаристого вещества с массовой долей сахарозы 20% было подвергнуто гидролизу, если при этом получили 1 кг глюкозы?

Практическое занятие №34. Цветные реакции на белки.

Значение цветных реакций состоит в том, что они дают возможность обнаружить присутствие белка в биологических жидкостях, растворах и установить аминокислотный состав различных природных белков. Эти реакции применяются как для качественного, так и для количественного определения белка и содержащихся в нем аминокислот. Некоторые реакции присущи не только белкам, но и другим веществам, например, фенол, подобно тирозину, дает розово-красное окрашивание с реактивом Миллона, поэтому проведения одной какой-либо реакции для установления наличия белка не достаточно.

Существует два типа цветных реакций: 1) универсальные – биуретовая (на все белки) и нингидриновая (на все α -аминокислоты и белки); 2) специфические – только на определенные аминокислоты как в молекуле белка, так и в растворах отдельных аминокислот, например реакция Фоля (на аминокислоты, содержащие слабосвязанную серу), реакция Миллона (на тирозин), реакция Сакагучи (на аргинин) и др.

При проведении цветных реакций на белки и аминокислоты необходимо предварительно составить следующую таблицу:

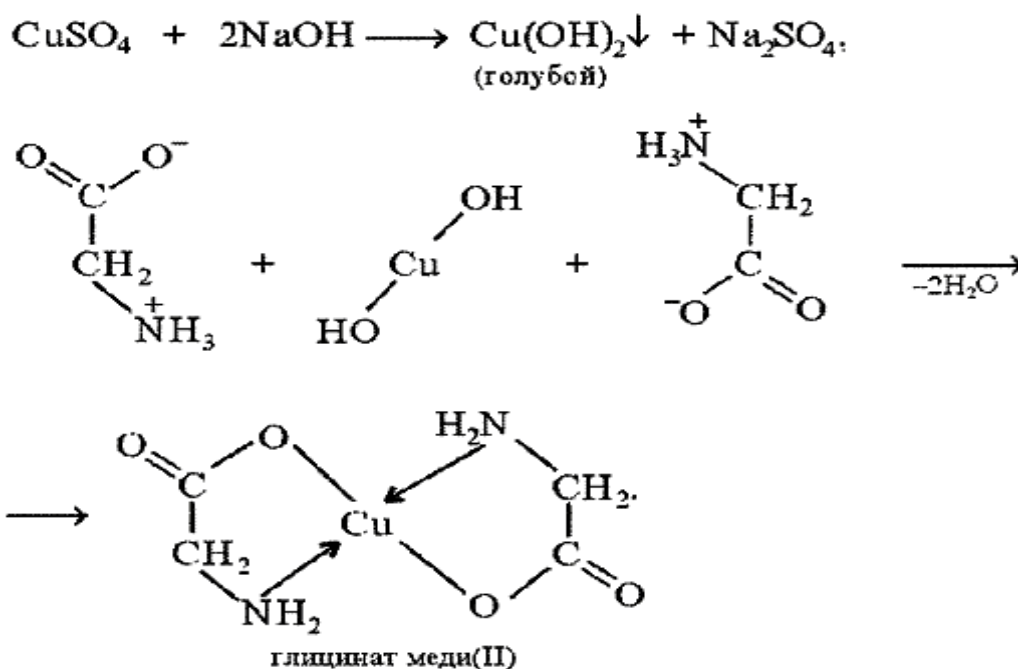
Цветные реакции на белки (качественные реакции)

№	Название реакции	Применяемые реактивы	Появление окрашивания	Что открывает данная реакция
1	Биуретовая и т.д.			
	Выводы ...			

Цветные реакции на белки Опыт 1. Биуретовая реакция.

Биуретовая реакция – качественная на все без исключения белки, а также продукты их неполного гидролиза, которые содержат не менее двух пептидных связей.

Принцип метода. Биуретовая реакция обусловлена присутствием в белках пептидных связей ($-\text{CO}-\text{NH}-$), которые в щелочной среде образуют с сульфатом меди (II) окрашенные в красно-фиолетовый цвет медные солеобразные комплексы. Биуретовую реакцию дают также некоторые небелковые вещества, например биурет ($\text{NH}_2\text{-CO-NH-CO-NH}_2$), оксамид ($\text{NH}_2\text{CO-CO-NH}_2$), ряд аминокислот (гистидин, серин, треонин, аспарагин).



Биуретовая реакция с глицином

Порядок выполнения работы.

К 1 мл исследуемого 1% раствора белка добавляют равный объем 10 % раствора гидроксида натрия (NaOH) щелочи и затем 2-3 капли 1 % раствора сульфата меди (CuSO_4). разбавленного, почти бесцветного раствора медного купороса.

При положительной реакции появляется фиолетовая окраска с красным либо синим оттенком.

Опыт 2. Ксантопротеиновая реакция белков.

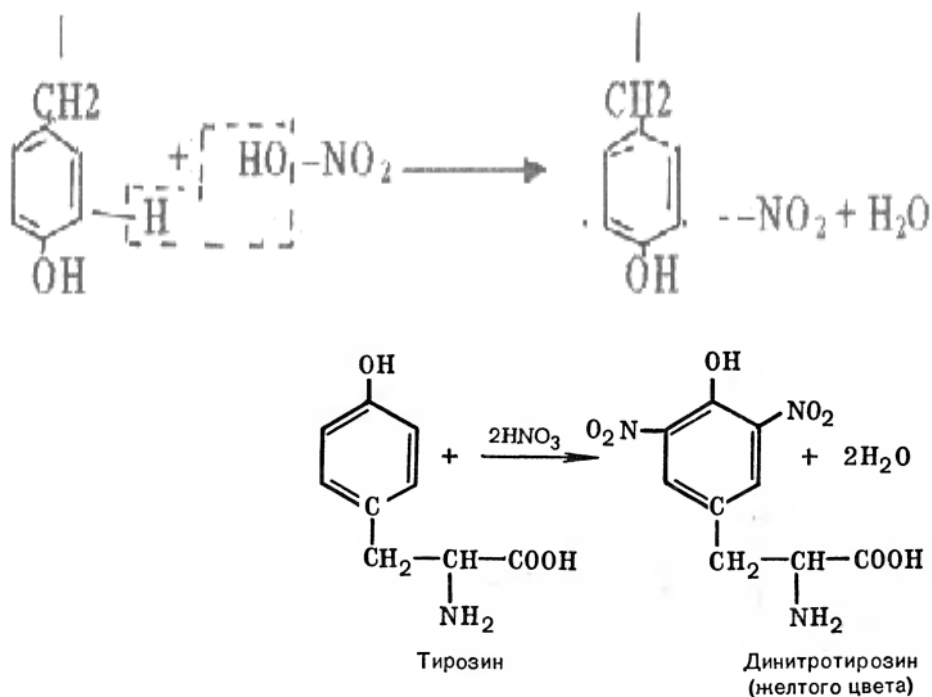
Принцип метода. Эта реакция используется для обнаружения α-аминокислот, содержащих ароматические радикалы. Тирозин, триптофан, фенилаланин при взаимодействии с концентрированной азотной кислотой образуют нитропроизводные, имеющие желтую окраску. В щелочной среде нитропроизводные этих α-аминокислот дают соли, окрашенные в оранжевый цвет. Желатин, например, не содержащий ароматических аминокислот, не дает ксантопротеиновой пробы.

Порядок выполнения работы.

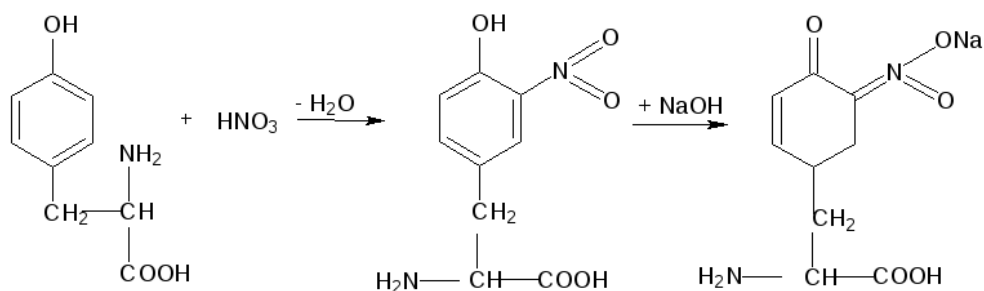
К 1 мл 10 %-го раствора белка куриного яйца добавляют 0,5 мл концентрированной азотной кислоты. В результате коагуляции белка в содержимом пробирки образуется белый осадок или помутнение. При нагревании раствор и осадок окрашиваются в ярко-желтый цвет. При этом осадок почти полностью растворяется в результате гидролиза. После охлаждения добавляют 1–2 мл 20%-го раствора гидроксида натрия (до появления оранжевой окраски раствора).

Рассмотрим механизм ксантопротеиновой реакции по радикалу тирозина:

Рассмотрим механизм ксантопротеиновой реакции по радикалу тирозина:



Химизм реакции:



<i>тирозин</i>	<i>нитропроизводное тирозина желтого цвета pH < 7,0</i>	<i>хиноидное производное оранжево- желтого цвета pH > 7,0</i>
----------------	--	--

Оформление опыта: сделать вывод и написать уравнение реакции.

Практическое занятие №35. Пластмассы и их свойства.

Цель работы: Рассмотреть некоторые важнейшие полимеры, их свойства и области применения. Уметь составлять уравнения реакции полимеризации и поликонденсации, знать определение пластмасс, иметь представление о полиэтилене, полипропилене и поливинилхлориде.

Материально-техническое обеспечение работы:

Оборудование:

- Коллекция пластмасс
- Щипцы
- Спиртовка
- Лакмусовая бумага
- Стеклопластина

Дидактические материалы:

- Таблица «Пластмассы»
- Презентация «Пластмассы»

Рекомендуемая литература:

Учебник: *Габриелян О.С., Остроумов И.Г.* Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2017.

Указание к работе (инструкция):

Оформление работы: В тетрадях оформляются ответы на задания практической работы. В тетрадь записывается тема практической работы, ее цель. После этого делается общий вывод по работе.

При изучении пластмасс прежде всего следует уделить внимание внешнему виду, твердости, эластичности. Определить природу пластмасс по внешнему виду сложно. Однако из самых доступных способов является изучение характера горения. Изучая свойства пластмасс воспользуйтесь данными таблицы в учебнике на стр. 247-248.

Ход работы:

1. Дайте определение понятия пластмасс
2. Перечислите компоненты, от которых зависят свойства пластмасс.
3. Применение термопластов: полиэтилен, полипропилен, полистирол.
4. Применение термореактопластов: полиуретан, силиконы.
5. Приведите примеры реакций полимеризации и поликонденсации.
6. Проведите лабораторный опыт:

Возьмите щипцами образец пластмассы и внесите его в верхнюю часть пламени спиртовки. Обратите внимание, плавится ли образец, как быстро он загорается.

1. После того, как вещество загорелось, выньте его из пламени. Гаснет пламя или продолжает гореть?
2. К выделяющимся продуктам сгорания поднесите влажную лакмусовую бумагу, отметьте изменение ее цвета.
3. Движением руки направьте к носу газообразные продукты сгорания и попробуйте определить их запах.
4. Дождитесь, когда твердый остаток горения на стеклянной пластине полностью остынет. Рассмотрите его внешний вид, цвет.
5. Попробуйте растереть золу или спекшийся шарик между пальцами.

Контрольные вопросы:

1. Как следует изучать характер горения материала и продуктов его сгорания?
2. Чему следует уделить внимание при изучении свойств пластмасс?

Вывод:

Применили на практике знания по идентификации образцов пластмасс на основании их отношения к нагреванию и характеру горения

Критерии оценки работы:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 - 100	5	отлично
80 - 89	4	хорошо
70 - 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	неудовлетворительно

Практическое занятие №36. Волокна и их свойства.

Цель работы: изучить химические волокна, их классификацию.

Характеристика искусственных и синтетических волокон, в чем их различие, свойства волокон, области применения.

Материально-техническое обеспечение работы:

Оборудование:

- Коллекция пластмасс
- Щипцы
- Спиртовка
- Лакмусовая бумага
- Стеклянная пластина

Дидактические материалы:

- Таблица «Волокна, их классификация»
- Презентация «Волокна, их классификация»

Рекомендуемая литература:

Учебник: *Габриелян О.С., Остроумов И.Г.* Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2017.

Указание к работе (инструкция):

Оформление работы: В тетрадях оформляются ответы на задания практической работы. В тетрадь записывается тема практической работы, ее цель. После этого делается общий вывод по работе.

При изучении волокон прежде всего следует уделить внимание внешнему виду, твердости, эластичности. Определить природу волокна по внешнему виду сложно. Однако из самых доступных способов является изучение характера горения. Изучая свойства волокон, воспользуйтесь данными таблицы.

Ход работы:

1. Классификация текстильных волокон.



2. Искусственные волокна, свойства волокон, области применения.
3. Синтетические волокна, свойства волокон, области применения.
4. Привести примерную схему получения капрона.

Пункт анализа	Характер действий и наблюдения	Название волокна или новый пункт анализа	Пункт анализа	Характер действий и наблюдения	Название волокна или новый пункт анализа
1	Окраска пламени после контакта горячей медной проволоки с волокном			а) на стенках пробирки образуется жёлтое кольцо	лавсан
	а) зелёная	хлорин	6	Волокно:	
	б) пламя в зелёный цвет не окрашивается	2		а) горит коптящим пламенем	7
2	Продукты горения имеют запах:		7	Волокно горит коптящим пламенем, образуя:	
	а) жжёных перьев	9		а) чёрный крупный шарик, вне пламени не	1

				горит	
	б) жжёной бумаги	3		б) шарик тёмного цвета, блестящий, твёрдый	5
	в) другой запах	4		в) шарик тёмный, но не блестящий, рыхлый	Нитрон
3	При горении распространяется :		8	Образец волокна в 0,5%-м растворе перманганата калия становится:	
	а) запах жжёной бумаги, остаются следы золы	8		а) тёмно-серым	Вискоза
	б) запах жжёной бумаги, остаётся чёрный или серый пепел	хлопчато бумажное		б) тёмно-коричневым	Ацетатное
4	Продукты разложения (при нагревании в пробирке) имеют:		9	В медно-аммиачном растворе:	
	а) неприятный мышиный запах	Капрон		а) растворяется	10
	б) другой запах	5		б) остаётся без изменений	Шерсть
5	Продукты разложения :		10	В 0,5%-м растворе дихромата аммония	
	а) окрашивают влажную лакмусовую бумажку в красный цвет	8		а) окрашивается в жёлтый цвет	Натуральный шелк
	б) окрашивают влажную лакмусовую бумажку в синий	6		б) остаётся без изменений	Вискоза

	цвет				
--	------	--	--	--	--

Контрольные вопросы:

1. Какие полимерные материалы называют волокнами?
2. Какие группы волокон по происхождению существуют?

Вывод:

Теория строения органических соединений Бутлерова стала фундаментальной основой органической химии, благодаря этому столь разнообразны свойства современных материалов.

Критерии оценки работы:

Процент результативности (правильных ответов)	Качественная оценка индивидуальных образовательных достижений	
	балл (отметка)	вербальный аналог
90 - 100	5	отлично
80 - 89	4	хорошо
70 - 79	3	удовлетворительно
менее 70	2	неудовлетворительно

Практическое занятие №37. Распознавание волокон и пластмасс.

Учебная цель: формировать умения работать в химической лаборатории, самостоятельно определять ход работы.

Задачи:

1. Научиться различать полимеры и волокна друг от друга по продуктам горения, по отношению к кислотам, щелочам, бромной воде и раствору перманганата калия.

2. Закрепить умения самостоятельно проводить химические эксперименты.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.
2. Ручка.
3. Простой карандаш.
4. Линейка.
5. Оборудование и реактивы

Оборудование и реактивы:

Прокладка огнезащитная керамическая, щипцы тигельные (или пинцет), спиртовка, стеклянная палочка, пластина из жести

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практического занятия

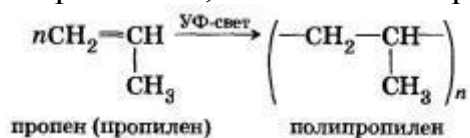
Полимерами называют вещества, молекулы которых состоят из множества повторяющихся структурных звеньев, соединенных между собой химическими связями. Существует два основных способа получения полимеров — реакции полимеризации и реакции поликонденсации.

Реакция полимеризации — это химический процесс соединения множества исходных молекул низкомолекулярного вещества (мономера) в крупные молекулы (макромолекулы) полимера.

В реакцию полимеризации могут вступать соединения, содержащие кратные связи, то есть непредельные соединения. Это могут быть молекулы одного мономера или разных мономеров.

В первом случае происходит реакция гомополимеризации — соединение молекул одного мономера, во втором — реакция сополимеризации — соединение молекул двух и более исходных веществ.

К реакциям гомополимеризации относятся реакции получения полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида и т. д., например:



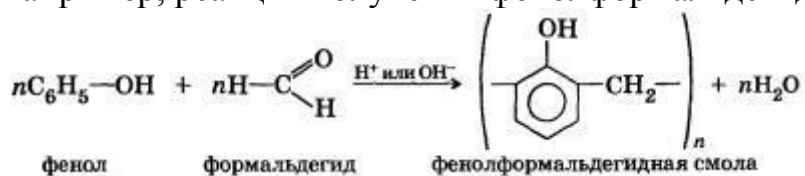
Выражение в скобках называют структурным звеном, а число n в формуле полимера — степенью полимеризации.

К реакциям сополимеризации относится, например, реакция получения бутадиен-стирольного каучука.



Реакция поликонденсации — это химический процесс соединения исходных молекул мономера в макромолекулы полимера, идущий с образованием побочного низкомолекулярного продукта (чаще всего воды). В реакции поликонденсации вступают молекулы мономеров с функциональными группами.

Например, реакция получения фенолформальдегидных смол:



С помощью реакций поликонденсации получают полиэфиры, полиамиды, полиуретаны, полиакрил и т. д.

Пластмассы.

Пластмассами называют материалы, изготавливаемые на основе полимеров. Пластмассы сочетают в себе разнообразные ценные качества, такие как лёгкость, прочность, химическая

стойкость и др., которые обусловили проникновение их в различные отрасли народного хозяйства. Кроме полимеров (их часто называют смолой) в пластмассах почти всегда содержатся другие компоненты, придающие материалу определённые качества. Полимерное вещество является для них связующим.

В пластмассы входят наполнители (древесная мука, ткань, асбест, стекловата и др.), которые улучшают их механические свойства.

Пластификаторы – повышают эластичность, устраняют хрупкость.

Стабилизаторы – способствуют сохранению свойств пластмасс в процессе их переработки и использования; красители придают необходимую окраску.

Обычные способы получения полимеров – это реакции полимеризации, лежащие в основе получения термопластичных пластмасс, и реакции поликонденсации, лежащие в основе получения термореактивных пластмасс.

Термопластичные полимеры при нагревании размягчаются и в этом состоянии легко изменяют форму, которую сохраняют при охлаждении. При

следующем нагревании они снова размягчаются и могут принимать новую форму.

Термореактивные полимеры при нагревании сначала становятся пластичными, при дальнейшем нагревании утрачивают пластичность, становятся неплавкими. Повторно переработать такой полимер в новое изделие невозможно.

Наиболее типичными способами получения изделий из термопластичных пластмасс является литьё под давлением и экструзия (выдавливание), а из термореактивных пластмасс – горячее прессование.

Краткая характеристика некоторых пластмасс

Полиэтилен – твёрдый, жирный на ощупь, белого цвета термопластичный полимер. Стоек по отношению к агрессивным средам. Благодаря высокой температуре плавления, обладает существенными преимуществами перед другими материалами (полиэтиленом, полиметилметакрилатом, поливинилхлоридом), близким по свойствам.

Полипропилен идёт на изготовление высокопрочной изоляции, труб, деталей машин, химической аппаратуры. Благодаря высокой механической прочности, его используют для изготовления канатов, сетей, технических тканей.

Поливинилхлорид – обладает большой химической стойкостью, хорошими электроизоляционными свойствами и большой механической прочностью. Термопластичный полимер, на его основе изготавливают два вида пластмасс: винипласт, обладающий значительной жесткостью и пластикат – более мягкий материал.

Винипласт идёт на изготовление химически стойкой аппаратуры, ванн для никелирования, жестких плёнок. Пластикат используется для изоляции, для производства предметов широкого потребления (плащей, сумок, линолеума, клеенок, для получения материалов, заменяющих кожу – в производстве обуви).

Полиметилметакрилат – за свою прозрачность называется органическим стеклом. Обладает удовлетворительной прочностью и значительно меньшей хрупкостью, чем обычное силикатное стекло, способностью пропускать ультрафиолетовые лучи. Термопластичный полимер, находит применение в строительстве, в часовом деле, различных отраслях промышленности и в быту.

Фенолформальдегидная смола – обычно используется в смеси с наполнителями, красителями и т.п., а затем уже производят формование изделий способом горячего прессования. Термореактивный полимер. Введение различных наполнителей позволяет получить материалы, имеющие ценные свойства. Так текстолит и стеклотекстолит, армированные

текстильными тканями и стеклотканью, по прочности близки к дюралюминию и стали.

Текстолит – хлопчатобумажная ткань, пропитанная фенолформальдегидной смолой и спрессованная при повышенной температуре. Устойчив к нагрузкам. Легко поддается механической обработке. Применяется для изготовления шарикоподшипников, шестерёнки для машин, предусмотренных при больших нагрузках.

Таблица 1 «Распознавание пластмасс»

Название пластмассы	Отношение к нагреванию	Характер горения
Полиэтилен	Размягчается – можно вытянуть нить.	Горит синеватым пламенем, распространяя слабый запах горящего парафина. При горении отделяются капли. Вне пламени продолжает гореть.
Поливинилхлорид (полихлорвинил)	Размягчается при 60-70°C, выше 110-120°C разлагается.	Горит коптящим пламенем. Вне пламени не горит.
Полистирол	Размягчается – легко вытягиваются нити.	Горит коптящим пламенем, распространяя специфический запах. Вне пламени продолжает гореть.
Полиметилметакрилат (орг. стекло)	Размягчается.	Горит жёлтым пламенем, с синей каймой у краев, с характерным потрескиванием, распространяя резкий запах.
Целлулоид	Разлагается.	Горит очень быстро, оставляя следы золы.
Фенолформальдегидные пластмасы	Разлагается при сильном нагревании	Загорается с трудом, при горении обугливается, распространяя резкий запах фенола. Вне пламени постепенно гаснет, не размягчается.

Волокна

– природные или искусственные высокомолекулярные вещества, отличающиеся от других полимеров более высокой степенью упорядоченности молекул и, как следствие, особыми физическими свойствами, позволяющими использовать их для получения нитей. Волокна делят на натуральные (природные) и химические. Натуральные волокна могут быть растительного или животного происхождения. Химические волокна в свою очередь подразделяют на искусственные и синтетические.

Природные волокна:

Волокно растительного происхождения – хлопок, лен.

Хлопковое волокно получают из субтропического растения – хлопчатника. Хлопковое волокно легкое, достаточно прочное, мягкое, гигроскопичное.

Волокна животного происхождения – шерсть и шелк.

Шелк вырабатывают многочисленные гусеницы и пауки.

Шерсть – волокна волосяного покрова овец, коз, верблюдов и других животных.

Искусственные волокна:

Наибольшее значение среди искусственных волокон занимают *ацетатное и вискозное волокна*, получаемые из древесной целлюлозы.

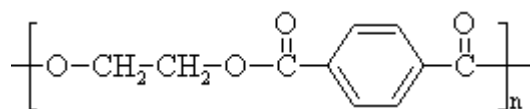
Синтетические волокна:

из синтетических волокон наибольший интерес представляют полиамидное волокно – полиамид – 6 (капрон) и полиэфирное – полиэтилентерепфталат (лавсан).

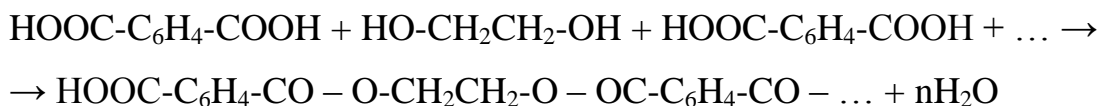
Капрон получают из капролактала, который под воздействием воды размыкает цикл, образуя ε – капроновую кислоту. Из этой кислоты в результате поликонденсации образуется полимер линейной структуры:



Лавсан (полиэтилентерепфталат) - представитель полиэфиров:



Получают реакцией поликонденсации терефталевой кислоты и этиленгликоля:



полимер-смола

В общем виде:

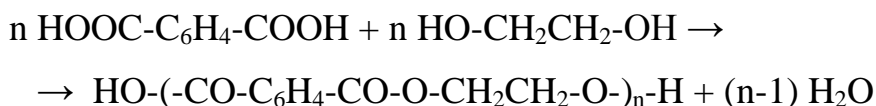


Таблица 2. «Распознавание волокон»

Волокно	Сжигание
Хлопок	Горит быстро с запахом жжёной бумаги. После горения остается серый пепел.
Шерсть	Горит медленно с запахом жжёных перьев. После горения образуется хрупкий чёрный шарик, растирающийся в порошок.
Ацетатное волокно	Горит быстро, образуя нехрупкий спёкшийся тёмно-бурый шарик. Вне пламени горение постепенно прекращается.
Капрон	Плавится, образуя твёрдый блестящий шарик тёмного цвета. При горении распространяется неприятный запах.
Лавсан	Плавится, затем горит коптящим пламенем с образованием тёмного твердого блестящего шарика.
Нитрон	Горит, образуя тёмный рыхлый неблестящий шарик.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию:

1. Дайте определения следующим понятиям: полимеры, структурное звено, степень полимеризации.
2. В чем разница между реакциями полимеризации и поликонденсации?
3. Какие полимеры называются термопластичными?
4. Какие полимеры называются термореактивными?
5. Дайте классификацию волокон.

Задания для практического занятия:

Задание № 1. Распознать пластмассы.

Задание № 2. Распознать волокна

Задание № 3. Заполнить таблицы.

Инструкция по выполнению практического занятия

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Задание № 1. Распознавание пластмасс.

В пакетах под номерами даны следующие образцы пластмасс: полиэтилена, поливинилхлорида, полистирола, фенолформальдегидной пластмассы, полиметилметакрилата. Опытным путём определите каждую пластмассу.

Опыт 1. Определение пластмасс по внешним признакам.

Распознавание пластмасс следует начать с внешнего осмотра (цвет, твёрдость, эластичность и т. д.) Обратите внимание на то, что образцы из полиэтилена жирны на ощупь, полупрозрачны, эластичны, механически прочны, могут иметь различную окраску. Образцы из поливинилхлорида эластичны, механически прочны, могут иметь различную окраску.

Полистирольные образцы прозрачны, хрупки, различной окраски. Образцы из орг. стекла прозрачны, жестки, различной окраски, механически прочны. Фенолформальдегидные пластмассы тёмных тонов (от коричневого цвета до чёрного), жестки, прочны. Изделия из целлулоида эластичны, различной окраски, имеют характерный рисунок (под мрамор, малахит). Занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

Опыт 2. Определение отношения пластмасс к нагреванию.

Жестяную пластину с образцом полимера подержите с помощью тигельных щипцов над пламенем спиртовки. Нагревание образца ведите несколько секунд. Затем стеклянной палочкой попытайтесь изменить его форму. После остужения можно снова нагреть этот образец и снова изменить его форму. Данные эксперимента сравните с данными таблицы 1 «Распознавание пластмасс».

Опыт 3. Определение пластмасс по характеру горения.

Кусочек образца пластмассы внесите тигельными щипцами в пламя спиртовки. Когда образец загорится, выньте его из пламени и подержите над жестяной пластиной. Продолжает ли он гореть вне пламени? Каким пламенем горит? Погасите пламя, если обильно выделяется копоть. Свои наблюдения сверьте с данными таблицы 1 «Распознавание пластмасс».

Задание 2 Распознавание волокон

Опыт 4.

В пакетах под номерами находятся волокна: хлопчатобумажное, шерстяное, ацетатное, капроновое, лавсан.

Анализ волокна или образца ткани начинают с испытания путём сжигания. Пучок волокна тигельными щипцами внесите в пламя. Как только он загорится, уберите его из пламени и тщательно рассмотрите. Если волокно перестанет гореть, его снова зажигают. При этом необходимо проследить: а) с какой скоростью происходит горение, б) запах продуктов разложения, в) характер остатка после горения.

Сверьте свои наблюдения с таблицей 2. «Распознавание волокон».

Сделайте выводы.

Порядок выполнения отчета по практическому занятию

1. В тетради для практических занятий и лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.
3. Выполните опыты № 1, 2, 3, 4, согласно инструкции по выполнению практического занятия. Запишите наблюдения в таблицы.

Распознавание пластмасс.

№ образца	Внешний вид пластмассы	Отношение к нагреванию	Характер горения	Название пластмассы	Структурное звено пластмассы

Распознавание волокон.

№ образца волокна	Характер горения.	Название волокна	Структурное звено волокна

4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, насколько успешно вы справились с целями и задачами работы.

Практическое занятие №38. Решение экспериментальных задач.

Цель работы: Повторить основные качественные реакции органических веществ, научиться решать экспериментальные задачи на распознавание органических веществ

Таблица 1. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Вещество, функция	Реактив	Видео-опыт или УХР	Характерные признаки

нальная группа			
Непредел ьные углеводор оды (алкены, алкины, диены), кратные связи	Раствор KMnO_4 (розовый)	1. Взаимодействие этилена с раствором перманганата калия 2. Взаимодействие ацетилен с раствором перманганата калия	Обесцвечиван ие раствора
	Раствор Br_2 (жёлтый)	1. Взаимодействие этилена с бромной водой 2. Взаимодействие ацетилен с бромной водой	Обесцвечиван ие раствора
Ацетилен	Аммиачный раствор оксида серебра – реактив Толленса $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (упро щённо $+\text{Ag}_2\text{O}^{\text{NH}_3}$ <i>раствор</i> \rightarrow)	Получение ацетиленида серебра	Образование осадка жёлтого цвета (взрывоопасен)
Бензол	Нитрующая смесь $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$	Нитрование бензола	Образование тяжёлой жидкости светло- жёлтого цвета с запахом горького миндаля
Толуол	Раствор KMnO_4 (розовый)		Обесцвечиван ие раствора
Фенол (карболов ая кислота)	Раствор FeCl_3 (светло-жёлтый)	Качественная реакция на фенол	Окрашивание раствора в фиолетовый цвет
Анилин	Раствор хлорной извести CaOCl_2 (бесцветный)	Окисление анилина раствором хлорной извести	Окрашивание раствора в фиолетовый цвет
Этанол	Насыщенный раствор I_2 + раствор NaOH	Качественная реакция на этанол	Образование мелкокристалл ического осадка CH_3I св етло-жёлтого

			цвета со специфическим запахом
	CuO (прокалённая медная проволока)	Окисление этилового спирта оксидом меди (II)	Выделение металлической меди красного цвета, специфический запах ацетальдегида
Гидрокогруппа (спирты, фенол, гидроксикислоты)	Металлический Na	1. Взаимодействие этилового спирта с металлическим натрием 2. Взаимодействие фенола с металлическим натрием	Выделение пузырьков газа ($H_2\uparrow$), образование бесцветной студенистой массы
Эфиры (простые и сложные)	H_2O (гидролиз) в присутствии NaOH при нагревании	$CH_3COOC_2H_5 + H_2O \leftrightarrow$	Специфический запах
Многоатомные спирты, глюкоза	Свежеосаждённый гидроксид меди (II) в сильнощелочной среде	Взаимодействие многоатомных спиртов с гидроксидом меди (II)	Ярко-синее окрашивание раствора
Карбонильная группа – $CH=O$ (альдегиды, глюкоза)	Аммиачный раствор оксида серебра – реактив Толленса $[Ag(NH_3)_2]OH$ (упрощённо $+Ag_2O^{NH_3}$ <i>раствор</i> \rightarrow)	Реакция "серебряного зеркала"	Образование блестящего налёта $Ag\downarrow$ («серебряного зеркала») на стенках сосуда
	Свежеосаждённый гидроксид меди (II) в сильнощелочной среде	Качественная реакция глюкозы с гидроксидом меди (II)	Образование красного осадка $Cu_2O\downarrow$
Карбоновые кислоты	Лакмус	Диссоциация	Окрашивание раствора в розовый цвет
	спирт + H_2SO_4 (конц.)	Получение уксусноэтилового эфира	Специфический запах образующегося сложного эфира
Муравьин	Лакмус	Диссоциация	Окрашивание

ая кислота			раствора в розовый цвет
	Аммиачный раствор оксида серебра – реактив Толленса $[Ag(NH_3)_2]OH$ (упрощённо $+Ag_2O^{NH_3}$ раствор \rightarrow)	$H-COOH + 2[Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow$	Образование блестящего налёта $Ag\downarrow$ («серебряного зеркала») на стенках сосуда
Олеиновая кислота	Раствор Br_2 (жёлтый) или Раствор $KMnO_4$ (розовый)	Взаимодействие бромной воды с олеиновой кислотой	Обесцвечивание растворов
Ацетаты (соли уксусной кислоты)	H_2O (гидролиз) + фенолфталеин	Гидролиз ацетата натрия	Окрашивание раствора в розовый цвет
	Раствор $FeCl_3$	$3CH_3COONa + FeCl_3 \rightarrow (C_2H_3O_2)_3Fe + 3NaCl$	Окрашивание раствора в красно-бурый цвет
Стеарат натрия (мыло)	H_2SO_4 (конц.)	Выделение свободных жирных кислот из мыла	Образование белого осадка жирной кислоты
	Насыщенный раствор соли кальция	Образование нерастворимых кальциевых солей жирных кислот	Образование серого осадка нерастворимой соли
	H_2O (гидролиз) + фенолфталеин	$C_{17}H_{35}COONa + H_2O \leftrightarrow$	Окрашивание раствора в розовый цвет

Задание №1. Оформите таблицу №1 письменно в тетради. В столбик «Видео-опыт или УХР» запишите уравнения соответствующих химических реакций, назовите все вещества, укажите условия проведения реакций.

Задание №2. Выполните интерактивное задание [«Идентификация органических соединений»](#). Оформите отчёт в виде таблицы:

Реактив $Cu(OH)_2$	Температурный режим	Признаки реакции	УХР	Вывод – какое вещество находится в пробирке?
Номер пробирки				
№1	Нагревание			

	Комнатная температура			
№2	Нагревание			
	Комнатная температура			
№3	Нагревание			
	Комнатная температура			

Задание №3. Мысленный эксперимент

В трёх пронумерованных пробирках №1,2,3 находятся вещества – этанол, глицерин и уксусная кислота. Предложите план распознавания веществ. Оформите отчёт в виде таблицы подобной заданию №2.

Практическое занятие №39, №40. Обобщение по теме «Азотсодержащие органические вещества. Полимеры».

Цель: проверить знания и умения учащихся по теме «Амины», «Аминокислоты»

Умения:

- определять строение аминов, аминокислот;
- определять степень окисления;

Знания:

- тривиальные названия соединений;
- ориентироваться в химических свойствах;
- знать физические свойства;
- знать применение фенолов
- качественные реакции;

Предлагаемые тестовые задания содержат теоретические и практические вопросы, соответствующие требованиям государственного стандарта химического образования: основные понятия, законы химии, строение, свойства, получение важнейших классов веществ (базовый уровень)

Количество вариантов: 2

Тест по теме «Амины. Аминокислоты».

Вариант 1.

1. Функциональной группой аминов является а) - COOH б) - OH в) - NH₂ г) - CONH
2. К аминам не относится а) CH₃NH₂ б) CH₃-NH- C₂H₅ в) CH₃NO₂ г) (CH₃)₃N
3. К первичным аминам относится а) CH₃-NH- C₃H₇ б) C₂H₅NH₂ в) (CH₃)₃N г) CH₃-NH- C₆H₅
4. К вторичным аминам относится а) метиламин б) триметиламин в) этиламин г) метилэтиламин
5. Третичным амином является а) C₂H₅ NH₂ б) (C₂H₅)₃N в) C₆H₅NH₂ г) (CH₃)₂NH
6. Приведите в соответствие формулу амина и его название
ФОРМУЛА НАЗВАНИЕ
А) C₂H₅NHCH₃ 1) этиламин
Б) CH₃NH(C₂H₅)₂ 2) пропилэтиламин
В) C₂H₅NH₂ 3) метилэтиламин
Г) C₆H₅NH₂ 4) анилин
5) метилдиэтиламин
7. Газом **не является** а) метиламин б) метилэтиламин в) диметиламин г) этиламин
8. К ароматическим аминам относится а) C₆H₅NH₂ б) CH₃NH₂ в) C₅ H₁₁NH₂ г) (CH₃)₂NH₂
9. Общей формулой первичных аминов является
а) C_n H_{2n+1} NH₂ б) C_n H_{2n+2} NH₂ в) C_n H_{2n-7} NH₂ г) C_n H_{2n+1} NO₂
10. Основные свойства сильнее выражены у а) аммиака б) диметиламина в) метиламина г) анилина
11. Амины являются органическим
а) кислотами б) основаниями в) солями г) амфотерными соединениями
12. Амины **не взаимодействуют** с а) кислотами б) галогеналканами в) водой г) щелочами
13. При горении аминов **не образуется** а) H₂O б) CO₂ в) NH₃ г) N₂
14. Качественной реакцией на анилин является реакция с
а) бромом б) бромной водой в) азотной кислотой г) аммиачным раствором оксида серебра
15. При алкилировании метиламина 1 молекул хлорметана образуется

а) триметиламин б) фениламин в) этиламин г) диметиламин

16. Формуле $C_6H_5NH_2$ **не соответствует** название

а) анилин б) фениламин в) аминогексан г) аминобензол

17. Амиды образуются при взаимодействии аминов с

а) ангидридами карбоновых кислот б) аммиаком в) галогеналканами г) карбоновыми кислотами

18. Амины не используются для производства а) волокон б) каучуков в) пластмасс г) лекарств

19. Для получения аминов нельзя использовать реакцию

а) восстановления нитросоединений б) взаимодействия аммиака с галогеналканами в) алкилирования

г) нитрования

20. Анилин не может вступать в реакцию с

а) бромной водой б) соляной кислотой в) водой г) хлорметаном

21. Для анилина не характерно следующее свойство

а) жидкое агрегатное состояние б) характерный запах в) хорошая растворимость в воде г) токсичность

22. Функциональными группами аминокислот **являются** а) - $COOH$ б) - OH в) - NH_2 г) - $CONH_2$

23. Аминокислоте, имеющей формулу $NH_2-CH(CH_3)-COOH$ не соответствует название а) аланин

б) 2-аминопропановая кислота в) α -аминопропионовая кислота г) 2-метил-2-аминоэтановая кислота

24. Среда раствора аминокислот с одинаковым количеством аминогрупп и карбоксильных групп

а) нейтральная б) кислая в) щелочная

25. Аминокислоты проявляют свойства а) кислотные б) основные в) амфотерные

26. Аминоуксусная кислота не вступит в реакцию с а) $NaOH$ б) $NaCl$ в) Mg г) CH_3Cl

27. Для аминокислот характерны **реакции**

а) полимеризации б) поликонденсации в) со спиртами г) с кислотами

28. При взаимодействии аминокислот между собой **могут** образоваться образуются

а) дипептиды б) трипептиды в) сложные эфиры г) полипептиды

29. Для получения аминокислот можно использовать **реакции**

а) гидролиза белков б) взаимодействия галогенопроизводных карбоновых кислот с аммиаком

в) биотехнологический метод г) взаимодействие карбоновых кислот с аммиаком

30. Аминокислоты **не используются**

а) в медицине б) для производства красителей в) для синтеза белков г) в сельском хозяйстве.

Тест по теме «Амины. Аминокислоты».

Вариант 2.

1. Функциональной группой аминов является а) - COOH б) - OH в) - CONH₂ г) - NH₂

2. К аминам относится все вещества, кроме а) C₂H₅NO₂ б) CH₃-NH-C₃H₇ в) C₆H₅NH₂ г) (CH₃)₂NH

3. К первичным аминам относится а) NH₂-C₃H₇ б) (C₂H₅)₂NH₂ в) (CH₃)₃N г) CH₃-NH-C₆H₅

4. К вторичным аминам относится а) метиламин б) триметиламин в) диэтиламин г) анилин

5. Третичным амином является а) C₂H₅NH₂ б) (C₂H₅)₂NH в) (C₆H₅)₃N г) (CH₃)₂NH

6. Приведите в соответствие формулу амина и его название

ФОРМУЛА НАЗВАНИЕ

А) C₆H₅NHCH₃ 1) триэтиламин

Б) N(C₂H₅)₃ 2) пропиламин

В) C₃H₇NH₂ 3) метилэтиламин

Г) C₆H₅NH₂ 4) аминобензол

5) метилфениламин

7. Газами **являются** а) метиламин б) фениламин в) диметиламин г) этиламин

8. К ароматическим аминам относится а) $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ б) CH_3NH_2 в) $\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_2$ г) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$
9. Общей формулой первичных аминов является
- а) $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$ б) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{NH}_2$ в) $\text{C}_n\text{H}_{2n-7}\text{NH}_2$ г) $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{NO}_2$
10. Основные свойства сильнее выражены у а) диэтиламина б) метиламина в) анилина г) аммиака
11. Амины являются органическим
- а) кислотами б) основаниями в) солями г) амфотерными соединениями
12. Амины **взаимодействуют** с а) кислотами б) галогеналканами в) водой г) щелочами
13. В отличие от углеводов при горении аминов **образуется** а) H_2O б) CO_2 в) NH_3 г) N_2
14. Качественной реакцией на анилин является реакция с
- а) бромом б) бромной водой в) гидроксидом меди (II) г) азотной кислотой
15. При алкилировании этиламина 2 молям хлорметана образуется
- а) триметиламин б) диметилэтиламин в) этиламин г) диметиламин
16. Формуле $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ **соответствует** название
- а) анилин б) этиламин в) аминоэтан г) нитробензол
17. Амиды образуются при взаимодействии аминов с
- а) галогенангидридами карбоновых кислот б) аммиаком в) галогеналканами г) карбоновыми кислотами
18. Амины **не используются** для производства а) волокон б) лекарств в) красителей г) каучуков
19. Для получения аминов нельзя использовать реакцию
- а) восстановления нитросоединений б) взаимодействия аммиака с галогеналканами в) алкилирования г) нитрования
20. Анилин не может вступать в реакцию с
- а) бромной водой б) серной кислотой в) водой г) бромэтаном
21. Для анилина не характерно следующее свойство

- а) жидкое агрегатное состояние б) характерный запах в) хорошая растворимость в воде г) токсичность
22. Функциональными группами аминокислот являются а) - COH б) – OH в) – NH₂ г) - COOH
23. Аминокислоте, имеющей формулу NH₂-CH₂-COOH **не соответствует** название а) аланин
- б) аминоэтановая кислота в) аминоксусная кислота г) глицин
24. Среда раствора аминокислот с большим количеством аминогрупп, чем карбоксильных групп
- а) нейтральная б) кислая в) щелочная
25. Аминокислоты проявляют свойства а) кислотные б) основные в) амфотерные
26. Аминоксусная кислота **вступит** в реакцию с а) CH₃OH б) Na в) MgO г) HCl
27. Для аминокислот **не характерна** реакция
- а) полимеризации б) поликонденсации в) со спиртами г) с кислотами
28. При взаимодействии аминокислот между собой **могут** образоваться
- а) дипептиды б) трипептиды в) простые эфиры г) полипептиды
29. Для получения аминокислот **нельзя** использовать реакции
- а) гидролиза белков б) взаимодействия галогенопроизводных карбоновых кислот с аммиаком
- в) биотехнологический метод г) взаимодействие карбоновых кислот с аммиаком
30. Аминокислоты не используются
- а) в медицине б) для производства красителей в) для синтеза белков г) в сельском хозяйстве.

ОТВЕТЫ.

№ вопроса	Вариант 1	Вариант 2
1	в	г

2	В	а
3	б	а
4	Г	В
5	б	В
6	3514	5124
7	б	б
8	а	а
9	а	а
10	б	а
11	б	б
12	Г	а,б,Г
13	В	Г
14	б	б
15	Г	б
16	В	а
17	а	а
18	б	Г
19	Г	Г
20	В	В
21	В	В
22	а,В	В,Г
23	а	а
24	а	В
25	В	В
26	б	а,б,В,Г
27	б,В,Г	а
28	а,б,Г	а, б,Г
29	а,б,В	Г
30	б	б

Список основной литературы:

Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Химия для профессий и специальностей социально-экономического и гуманитарного профилей: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.

Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2011.

Габриелян О.С., Остроумов И.Г., Сладков С.А., Дорофеева Н.М. Практикум: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.

Габриелян О.С., Остроумов И.Г., Сладков С.А. Химия: пособие для подготовки к ЕГЭ: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.

Габриелян О.С., Лысова Г.Г. Химия. Тесты, задачи и упражнения: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.

Ерохин Ю.М., Ковалева И.Б. Химия для профессий и специальностей технического и естественно-научного профилей: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2012.

Ерохин Ю.М. Химия: Задачи и упражнения: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2012.

Ерохин Ю.М. Сборник тестовых заданий по химии: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2012.

Электронные ресурсы

Химия. (для СПО) Ерохин Ю.М., 2019.

Настольная книга учителя химии, 10 кл., Габриелян О.С., Остроумов И.Г., - М., 2019

Дополнительная

Общая химия. XXI век, Ганкин В.Ю., 2011

Химия, Олиференко Г.Л., Иванкин А.Н., МГУЛ, 2010

интернет-ресурсы

www.pvg.mk.ru (олимпиада «Покори Воробьевы горы»).

www.hemi.wallst.ru (Образовательный сайт для школьников «Химия»).

www.alhimikov.net (Образовательный сайт для школьников).

www.chem.msu.su (Электронная библиотека по химии).

www.enauki.ru (интернет-издание для учителей «Естественные науки»).

www.1september.ru (методическая газета «Первое сентября»).

www.hvsh.ru (журнал «Химия в школе»).

www.hij.ru (журнал «Химия и жизнь»).

www.chemistry-chemists.com (электронный журнал «Химики и химия»).