

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Кузбасский государственный технический университет
имени Т. Ф. Горбачева»

Институт профессионального образования
Кафедра теории и методики профессионального образования

Виктория Эдуардовна Суровая

ХИМИЯ

Методические материалы к практическим занятиям и самостоя-
тельной работе для студентов 1 курса специальностей СПО
09.02.07 «Информационные системы и программирование»
10.02.05 «Обеспечение информационной безопасности автомати-
зированных систем»
11.02.16 «Монтаж, техническое обслуживание и ремонт элек-
тронных приборов и устройств»
15.02.17 «Монтаж, техническое обслуживание и ремонт промыш-
ленного оборудования (по отраслям)»
23.02.07 «Техническое обслуживание и ремонт автотранспортных
средств»
27.02.07 «Управление качеством продукции, процессов и услуг
(по отраслям)»

Рекомендовано цикловой методической комиссией
математических и естественнонаучных дисциплин
в качестве электронного издания для использования
в образовательном процессе

Кемерово 2024

Рецензенты: Кабачевская Е.В. – канд. пед. наук, доцент, заведующая кафедрой теории и методики профессионального образования ИПО ФГБОУ ВО «Кузбасский государственный технический университет имени Т. Ф. Горбачева»
Струкова Ю.В. – председатель цикловой методической комиссии математических и естественнонаучных дисциплин СПО ФГБОУ ВО «Кузбасский государственный технический университет имени Т. Ф. Горбачева»

Суровая, В.Э. Химия: Методические материалы к практическим занятиям и самостоятельной работе для обучающихся 1 курса специальностей СПО 09.02.07 «Информационные системы и программирование», 10.02.05 «Обеспечение информационной безопасности автоматизированных систем» 11.02.16 «Монтаж, техническое обслуживание и ремонт электронных приборов и устройств», 15.02.17 «Монтаж, техническое обслуживание и ремонт промышленного оборудования (по отраслям)», 23.02.07 «Техническое обслуживание и ремонт автотранспортных средств», 27.02.07 «Управление качеством продукции, процессов и услуг (по отраслям)», очной формы обучения / сост. В.Э. Суровая; Кузбасский государственный технический университет имени Т. Ф. Горбачева. – Кемерово, 2024. – Текст: электронный.

Настоящие методические материалы составлены в соответствии с рабочей программой дисциплины «Химия» для обучающихся специальностей технологического профиля и предназначены для проведения практических занятий и самостоятельной работе.

© Кузбасский государственный
технический университет
имени Т. Ф. Горбачева, 2024
© Суровая В.Э.,
составление, 2024

ОГЛАВЛЕНИЕ

Пояснительная записка	4
1 СЕМЕСТР	5
Практическое занятие № 1 РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА УСТАНОВЛЕНИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ	5
Практическое занятие № 2 РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА РАЗЛИЧНЫЕ ВИДЫ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ	7
Практическое занятие № 3 РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ	11
Практическое занятие № 4 РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА УСТАНОВЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВА	12
Практическое занятие № 5 РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	14
Самостоятельная работа	16
Самостоятельная работа №1 Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома	16
Самостоятельная работа №2 Растворы	17
Самостоятельная работа №3 Окислительно-восстановительные реакции	17
Самостоятельная работа №4 Простые вещества	17
2 СЕМЕСТР	20
Практическое занятие № 1 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВА ПО ПРОДУКТАМ ЕГО СГОРАНИЯ	20
Практическое занятие № 2 ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ, ИЗОМЕРИИ И НОМЕНКЛАТУРЫ ЭТИЛЕНОВЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ	23

Самостоятельная работа	25
Самостоятельная работа №1 Углеводороды. Алкены и диены	25
Самостоятельная работа №2 Гидроксильные соединения	26
Самостоятельная работа №3 Альдегиды и кетоны	26
Самостоятельная работа №4 Карбоновые кислоты и их производные	27
Самостоятельная работа №5 Углеводы	27
Список литературы	28

Пояснительная записка

Цель практических занятий по дисциплине «Химия» – углубленное изучение разделов дисциплины.

В ходе практических занятий студенты смогут усвоить и глубже понять теоретические положения курса, приобретут навыки самостоятельной работы в решении практических задач.

Самостоятельная работа стимулирует познавательный интерес студентов, развивая интеллектуальные умения и навыки.

В результате изучения дисциплины «Химия» формируется современное мировоззрение о роли и месте химии в современной научной картине мира, развивается у студентов творческое мышление для решения практических задач.

Текущий контроль проводится на 5, 9, 13 и 17 неделях семестра в виде опроса по контрольным вопросам, проверке индивидуальных письменных заданий и расчетных задач.

Требования к проведению практических занятий

Приступая к изучению дисциплины «Химия», студенту необходимо внимательно ознакомиться с тематическим планом занятий, списком рекомендованной литературы.

При подготовке к практическим занятиям студент в обязательном порядке изучает теоретический материал в соответствии с методическими указаниями к практическим занятиям.

Время проведения практического занятия **90 мин.**

По результатам практического занятия предложены индивидуальные письменные задания, которые студенты должны решить.

1 СЕМЕСТР

Практическое занятие № 1

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА УСТАНОВЛЕНИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Цель занятия: научиться вычислять массовую долю химических элементов, изучить газовые законы.

ОБЩИЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Алгоритм решения задач, рассматривающих вывод формулы химического вещества по их количественному составу, является, по-видимому, простейшим.

К задачам этого типа относятся задачи, в которых наличие полной информации о качественном составе вещества является обязательным условием. При этом количественные соотношения компонентов задаются, как правило, их массовыми долями (в масс. %), по которым рассчитывают молярные соотношения компонентов, что и приводит к установлению простейшей формулы химического вещества.

Необходимо отметить, что установление простейшей формулы химического вещества, когда анализируемый объект — неорганическое соединение, обычно является окончательным решением задачи (из-за существования однозначности и единственности решения).

В то же время, при анализе органических объектов решение задачи об установлении формулы химического вещества только по данным о его количественном составе становится неоднозначным (изомерия, гомология и т. д.) и требует использования дополнительных данных. Поэтому в настоящем разделе приведены лишь те задачи, в которых в качестве объектов выступают неорганические соединения.

Задача 1. Установить формулу химического соединения на основании данных о его количественном составе: железо — 46,67 % и сера — 53,33 %.

Решение. Возьмем 100 г неизвестного вещества. Тогда в выбранной навеске последнего будет содержаться 46,67 г железа и 53,33 г серы. Определим количество вещества (железа и серы) в соответствующих им массах.

$$v(Fe) = \frac{m(Fe)}{M(Fe)} = \frac{46,67}{56} = 0,833 \text{ моль,}$$

$$v(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{53,33}{32} = 1,666 \text{ моль.}$$

Проведенные расчеты показывают, что молярное соотношение компонентов:

$$\frac{v(Fe)}{v(S)} = \frac{0,833}{1,666} = \frac{1}{2}$$

позволяет приписать неизвестному веществу формулу FeS_2 .

Действительно, такое вещество существует. Это известный минерал – пирит.

Индивидуальные задания:

1. Написать формулу химических соединений, зная их процентный состав: а) серы – 40 %, кислорода – 60 %; б) водорода – 2,12 %, азота – 29,79 %, кислорода – 68,09 %.

2. Выведите простейшую формулу минералов, зная массовые доли компонентов, входящих в их состав: а) натрия – 37,9 %, алюминия – 12,9 % и фтора – 54,2 %; б) меди – 34,63 %, железа – 30,46 % и серы – 34,91 %; в) калия – 14,0 %, алюминия – 9,7 %, кремния – 30,5 % и кислорода – 45,8 %.

3. Выведите простейшую молекулярную формулу химического соединения, зная массовые доли компонентов, входящих в его состав: натрия – 14,28 %, серы – 9,94 %, кислорода – 19,88 % и воды – 55,90 %.

4. Оксид железа (II) относится к соединениям переменного состава. Его состав может быть выражен формулой $Fe_{1-x}O$. Определите простейшую формулу оксида, если известно, что образец его массой 13,8 г содержит железо массой 10,6 г.

5. При анализе оксида марганца, относящегося к бертоллидам (нестехиометрическим соединениям), установлено, что массовая доля марганца составляет 68,9 %. Определите формулу этого оксида.

Рассмотрим алгоритм решения «обратных» задач.

Задача 2. Ионы аммония образуют с некоторыми элементами X и Y соединения NH_4XY_3 (массовая доля ионов аммония равна 22,5 %) и NH_4XY_2 (массовая доля ионов аммония равна 28,125 %). Определите элементы X и Y.

Решение. Обозначим молярную массу элемента X символом $M(X)$, а Y – $M(Y)$. Тогда на основании определения массовой доли компонента в соединении можем записать два уравнения для соединений NH_4XY_3 и NH_4XY_2 соответственно:

$$\omega_1 = \frac{M(NH_4^+)}{M(NH_4XY_3)} = \frac{18}{18 + M(X) + 3M(Y)} = 0,225,$$

$$\omega_2 = \frac{M(NH_4^+)}{M(NH_4XY_2)} = \frac{18}{18 + M(X) + 2M(Y)} = 0,28125.$$

Решение полученной системы уравнений позволяет установить, что $M(X) = 14$ г/моль (X – азот), а $M(Y) = 16$ г/моль (Y – кислород).

Индивидуальные задания:

1. Калий образует с некоторыми элементами X и Y соединения $K_2X_2Y_3$ (массовая доля калия равна 41,05 %) и K_2XY_4 (массовая доля калия равна 44,83 %). Определите элементы X и Y.

2. Элементы X и Y образуют соединения XYO_2 (массовая доля кислорода равна 48,48 %) и $X_2Y_4O_7$ (массовая доля кислорода равна 55,44 %). Определите элементы X и Y.

3. Элементы X, Y и Z могут образовывать следующие соединения: $X_2Y_2Z_3$, X_2YZ_4 и X_2YZ_3 . Причем в соединениях $X_2Y_2Z_3$ и X_2YZ_4 массовая доля элемента Z составляет 25,26 и 36,78 % соответственно. Молярная масса соединения X_2YZ_3 – 158. Определите элементы X, Y и Z.

4. Элементы X, Y и Z могут образовывать следующие соединения: $X_2Y_4Z_2$, XY_2Z_3 и $X_2Y_2Z_4$. Причем в соединениях $X_2Y_4Z_2$ и $X_2Y_2Z_4$ массовая доля элемента X составляет 40 и 26,67 % соответственно. Молярная масса соединения XY_2Z_3 – 62. Определите элементы X, Y и Z.

Практическое занятие № 2

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА РАЗЛИЧНЫЕ ВИДЫ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Цель занятия: изучить способы выражения концентрации растворов, рассчитать молярную концентрацию – C_M , молярную концентрацию эквивалента – $C_{эkv}$ (нормальность раствора – C_N), молярную концентрацию растворов – C_m , титр раствора – T.

Задача 1. Раствор $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с массовой долей $\omega = 10\%$ и плотностью раствора $\rho = 1,105 \text{ г/см}^3$ (мл). Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, титр, моляльность, молярную долю вещества.

Решение.

Найдем массу 1 л раствора, выразив объем в мл: 1 л = 1000 мл.

$$m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V = 1,105 \cdot 1000 = 1105 \text{ г},$$

т.к. раствор 10 %, то следует,

если в 100 г раствора содержится 10 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$,

то в 1105 г раствора содержится m г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{(1105 \cdot 10)}{100} = 110,5 \text{ г}.$$

$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 342 \text{ г/моль}$.

1) Молярная концентрация раствора.

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{110,5}{342 \cdot 1} = 0,32 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

2) Молярная концентрация эквивалента раствора.

$$C_{\text{экв.}} = \frac{C_M}{f},$$

f – фактор эквивалентности, для соли $f = \frac{1}{n_{\text{Ме}}} \cdot B_{\text{Ме}}$, поэтому

$$f_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{1}{2} \cdot 3 = 1,5$$

$$C_{\text{экв.}} = 0,32 \cdot \frac{1}{1,5} = 0,21 \text{ моль – экв/л} = 0,21 \text{ Н}$$

3) Титр раствора – масса вещества в 1 мл раствора.

$$T = \frac{m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{V} = \frac{110,5}{1000} = 0,1105 \text{ г/мл}$$

4) Моляльность раствора – количество вещества в 1000 г (1 кг) воды.

По условию задачи в 100 г раствора содержится 10 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 90 г H_2O , плотность воды равна 1 г/мл, объем воды равен 90 мл.

если в 90 мл воды содержится 10 г соли,

то в 1000 мл воды содержится m г соли:

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{(1000 \cdot 10)}{90} = 111,1 \text{ г}.$$

$$n_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{m}{M} = \frac{111,1}{342} = 0,325 \text{ моль}$$

$$C_m = \frac{n_{Al_2(SO_4)_3}}{1 \text{ кг}} = 0,345 \text{ моль/кг}$$

5) Молярная доля соли – отношения количества вещества соли к сумме количества вещества соли и количества вещества воды.

Найдем массу воды:

$$m_{H_2O} = m_{\text{раствора}} - m_{H_2O} = 1105 - 110,5 = 994,5 \text{ г}$$

$$M_{H_2O} = 18 \text{ г/моль}, \quad n_{H_2O} = \frac{994,5}{18} = 55,25 \text{ моль}$$

X – молярная доля вещества,

$$X_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{n_{Al_2(SO_4)_3}}{n_{Al_2(SO_4)_3} + n_{H_2O}} = \frac{0,325}{0,325 + 55,25} = 0,0058$$

Ответ: $C_M = 0,32 \text{ моль/л}$; $C_{\text{экв}} = 0,92 \text{ моль-экв/л} = 1,92 \text{ н}$;

$T = 0,1105 \text{ г/мл}$; $C_m = 0,345 \text{ моль/кг}$; $X_{Al_2(SO_4)} = 0,0058$.

Задача 2. Рассчитайте объемы 10 % и 60 % растворов HNO_3 , которые необходимо смешать для получения 100 м³ 30 % раствора азотной кислоты.

Решение.

Пользуемся методом смешения или методом креста.

Отношение объемов растворов:

$$\frac{V_{60\%}}{V_{10\%}} = \frac{2}{3}$$

Необходимо взять объем 10 % раствора:

$$V_{10\%} = \frac{3}{5} \cdot 100 = 60 \text{ м}^3,$$

и объем 60 % раствора кислоты:

$$V_{60\%} = \frac{2}{5} \cdot 100 = 40 \text{ м}^3.$$

Ответ: Для приготовления 100 м³ 30 % раствора азотной кислоты необходимо смешать 60 м³ 10 % раствора с 40 м³ 60 % раствора кислоты.

Задача 3. Какой объем 96 % (по массе) H_2SO_4 (плотностью раствора $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) и какую массу воды нужно взять для приготовления 100 мл 15 % раствора серной кислоты ($\rho = 1,10 \text{ г/см}^3$).

Решение.

Находим массу 15 % раствора:

$$m_{\text{раствора}} = 100 \cdot 1,10 = 110 \text{ г}.$$

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 110 \cdot 0,15 = 16,5 \text{ г}$$

Находим массу 96 % раствора:

$$m_{\text{раствора}} = \frac{16,5}{0,96} = 17,19 \text{ г.}$$

Объем 96 % раствора серной кислоты равен:

$$V = \frac{17,19}{1,84} = 9,34 \text{ мл.}$$

Масса воды равна: $m_{\text{H}_2\text{O}} = 110 - 17,19 = 82,1 \text{ г.}$

что соответствует объему воды равному 82,1 мл ($\rho_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ г/мл}$).

Ответ. 82,1.

Индивидуальные задания:

1. Рассчитайте объемы 20 %-го и 40 %-го растворов HNO_3 , которые необходимо смешать, чтобы получить 600 см³ 30 %-го раствора.

2. Определить массовую долю вещества в растворе, полученном смешением 300 г 25 %-ного и 400 г 40 %-ного (по массе) растворов этого вещества?

3. Какой объем 96 %-ной (по массе) серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/мл}$) и какую массу воды нужно взять для приготовления 100 мл 15 %-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,10 \text{ г/мл}$)?

4. Какую массу воды нужно добавить к 200 мл 30 %-ного (по массе) раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,33 \text{ г/мл}$) для получения 10 %-ного раствора щелочи?

5. Определить массу кристаллического нитрата аммония и воды необходимые для приготовления 3 л 40 %-ного (по массе) раствора ($\rho = 1,173 \text{ г/мл}$)?

6. До какого объема необходимо разбавить 700 мл 40 %-ного (по массе) раствора NaOH ($\rho = 1,437 \text{ г/мл}$), чтобы получить 10 %-ный раствор щелочи ($\rho = 1,115 \text{ г/мл}$)?

7. Из 400 г 50 %-ного (по массе) раствора серной кислоты выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля серной кислоты в оставшемся растворе?

8. Вычислите массовую долю сульфата натрия в растворе, полученной при растворении 100 г кристаллического мирабилита $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в 400 г воды.

9. Вычислите молярность и моляльность 10 % раствора серной кислоты ($\rho = 1,069$ г/мл).

10. Массовая доля соли в рассоле 6 %. При упаривании 500 г такого рассола его масса уменьшилась на 100 г. Рассчитайте массовую долю соли в полученном рассоле.

11. Чему равна массовая доля 0,2 М раствора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ($\rho = 1,015$ г/мл)?

12. Раствор $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ с массовой долей 20 % плотностью ($\rho = 1,111$ г/мл). Рассчитайте молярную концентрацию.

Практическое занятие № 3

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

Цель занятия: изучить применение уравнения Клапейрона–Менделеева к решению задач.

Уравнение Клапейрона–Менделеева непосредственно связывает физические и химические параметры системы, а его использование столь очевидно, что не требует специального разбора. Тем не менее убедимся в правильности его применения на ранее разобранным примере.

Задача 4. Смесь O_2 и CO_2 при 0°C и $P = 84,04$ кПа находится в замкнутом реакторе объемом 13,5 л. После введения в систему свежеприготовленного CaO и длительной выдержки системы при 0°C давление в системе понизилось до 50,42 кПа. Определить состав исходной смеси.

Решение. Пользуясь следствием из уравнения Клапейрона–Менделеева для постоянных V и T :

$$P = \left(\frac{RT}{V}\right) \nu,$$

получаем соотношение, связывающее давления и количества газов в исходном ($P_1 \nu_1$) и конечном (P_2, ν_2) состояниях:

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{\nu_1}{\nu_2}$$

Из уравнения Клапейрона–Менделеева находим общее число молей в исходной смеси

$$\nu_1 = \frac{P_1 V}{RT},$$

откуда $\nu_1 = 0,5$ моль.

Используя выражение (1), рассчитываем количество кислорода $\nu_2 = 0,3$ моль, содержащегося в реакторе после поглощения CO_2 . Следовательно, количества CO_2 и O_2 в исходной смеси соответственно равны 0,2 моль и 0,3 моль.

Ответ: $\nu_1(\text{CO}_2) = 0,2$ моль; $\nu_2(\text{O}_2) = 0,3$ моль.

Индивидуальные задания:

1. Масса 0,327 л газа при 13°C и давлении $1,040 \cdot 10^5$ Па равна 0,828 г. Вычислите молярную массу газа.

2. При 17°C и давлении $1,040 \cdot 10^5$ Па масса $0,624 \cdot 10^3 \text{ м}^3$ газа равна $1,56 \cdot 10^{-3}$ кг. Определите молярную массу газа.

3. Рассчитайте молярную массу газа, если 7,0 г его при 20°C и $0,253 \cdot 10^5$ Па занимают объем 22,18 л.

4. Какой объем, измеренный при нормальных условиях (н.у.), займет 0,01 моль газа, находящегося при 50°C и давлении $0,839 \cdot 10^5$ Па?

5. Смесь NO_2 и N_2O_4 , помещенная в замкнутый сосуд объемом 3 л при $t = 50^\circ\text{C}$, характеризовалась давлением 179 кПа. После охлаждения системы до 2°C и установления в ней равновесия давление стало равным 683,8 кПа. Определите состав исходной смеси, если процесс димеризации при 2°C полностью завершен.

Практическое занятие № 4

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА УСТАНОВЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВА

Цель занятия: научиться решать задачи на установление формулы вещества.

Алгоритм решения задач этого типа основан на использовании *закона эквивалентов*, сформулированного В. Рихтером в 1792-1794 гг.: *химические элементы соединяются друг с другом в строго определенных количествах, соответствующих молярным массам их эквивалентов*. Понятие молярной массы эквивалента элементов было введено для сопоставления их «соединительной» способности и до сих пор является в химии (особенно в аналитической химии) одним из важнейших.

Молярной массой эквивалента химического элемента называют такую его массу, которая соединяется с 1,008 ч. м. (части массы) водорода или 8,0 ч. м. кислорода или замещает эти массы в соединениях.

Задача 3. Неизвестное соединение содержит 24,68 % калия, 34,81 % неизвестного металла и 40,51 % кислорода по массе. Определите формулу этого соединения.

Решение. Возьмем 100 г неизвестного вещества. Тогда в этой навеске будет содержаться: 24,68 г калия, 34,81 г определяемого металла и 40,51 г кислорода. Рассчитаем количество вещества (калия и кислорода) в соответствующих им массах:

$$\begin{aligned} \nu(K) &= \frac{m(K)}{M(K)} = \frac{24,68}{39} = 0,633 \text{ моль,} \\ \nu(O) &= \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{40,51}{16} = 2,532 \text{ моль.} \end{aligned}$$

Проведенные оценки показывают: что молярное соотношение этих компонентов составляет

$$\frac{\nu(K)}{\nu(O)} = \frac{0,633}{2,532} = \frac{1}{4}$$

Это позволяет утверждать, что неизвестное вещество – соль калия, а кислород входит в состав аниона, формируемого переходным металлом Me.

После записи формулы соединения в общем виде с использованием закона эквивалентов: $K(MeO_4)$, получаем, что $\mathcal{E}(K) = 39$ соединен в нем с $\mathcal{E}(MeO_4)$, а по условию задачи 24,68 г калия приходится на 75,32 г иона (MeO_4).

Решение полученной пропорции дает $\mathcal{E}(MeO_4) = 119,0$ г/моль, $M(Me) = 55,0$ г/моль и неизвестный металл – марганец.

Ответ: формула неизвестного вещества – $KMnO_4$.

Индивидуальные задания:

1. Определите формулу соединения, если известно, что оно содержит 69,59 % металла, 6,08 % углерода и 24,33 % кислорода по массе.

2. Неизвестное соединение содержит 36,82 % железа, 21,06 % неизвестного неметалла и 42,12 % кислорода по массе. Определите формулу.

3. Определите формулу соединения, если известно, что оно содержит 77,33 % металла, 7,40 % фосфора и 15,27 % кислорода по массе.

4. Неизвестное соединение содержит 36,82 % металла, 1,71 % водорода, 26,50 % фосфора и 54,70 % кислорода по массе. Определите формулу этого соединения.

5. Определите формулу соединения, если известно, что оно содержит 39,59 % калия. 27,92 % неизвестного металла и 32,49 % кислорода по массе.

6. Неизвестное соединение содержит 17,56 % натрия, 39,69 % неизвестного металла и 42,75 % кислорода по массе. Определите формулу этого соединения.

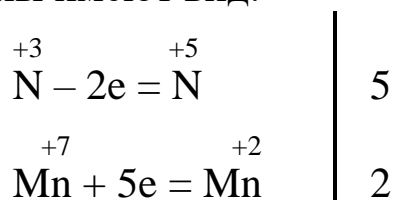
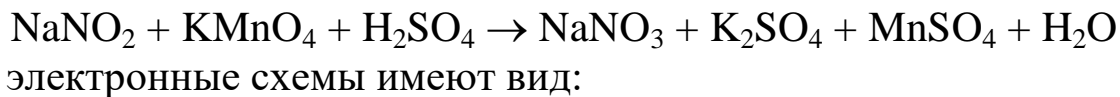
Практическое занятие № 5

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ НА ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель занятия: научиться решать задачи на окислительно-восстановительные реакции.

1. Метод электронного баланса

В этом методе сущность окислительно-восстановительных процессов выражают электронными схемами. Например, для реакции:



Цифры 5 и 2 – множители, которые являются коэффициентами при формулах восстановителя (нитрита натрия) и окислителя (перманганата калия). Подставив их в левую и правую части схемы и учитывая, что на связь с ионами K^+ и Mn^{2+} расходуется 3 моль H_2SO_4 , получают уравнение:



2. Метод полуреакций

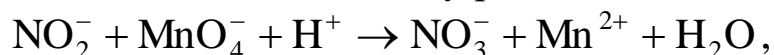
Этот метод используется для реакций в растворах электролитов. Он основан на составлении уравнений двух полуреакций (отдельно для процессов окисления и восстановления) с их последующим суммированием. В уравнениях полуреакций должны выполняться законы сохранения вещества (сумма атомов в левой

и правой частях должна быть одинаковой) и сохранения энергии (суммарный заряд всех частиц в левой и правой частях должен быть одинаковым).

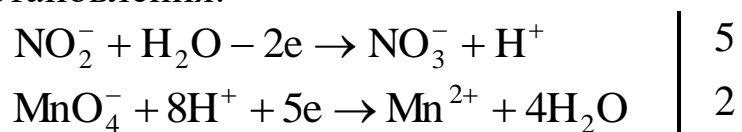
Например, для реакции:



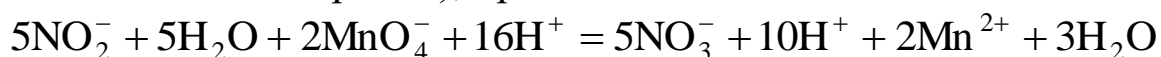
вначале необходимо составить схему реакции в ионном виде:



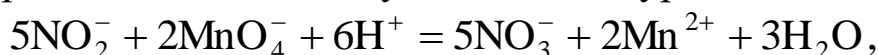
а затем записать полуреакции отдельно для процессов окисления и восстановления:



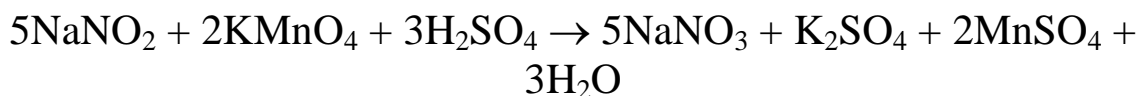
Помножив полуреакцию окисления на число 5, а полуреакцию восстановления на число 2 (при этом уравнивается и сокращается число электронов), производим их сложение:



Сократив подобные, получаем ионное уравнение:



в соответствии с которым молекулярное уравнение реакции имеет вид:



Полуреакции имеются в справочниках, но их обычно составляют самостоятельно, руководствуясь следующими правилами:

1. В *кислой среде* восстановитель присоединяет атомы кислорода от воды, при этом образуются H^+ – катионы; окислитель, наоборот, отдает атомы кислорода катионам водорода, при этом образуется вода.

2. В *нейтральной и щелочной средах* восстановитель присоединяет атомы кислорода от OH^- – ионов (один атом от двух ионов), при этом образуется вода; окислитель, наоборот, отдает атомы кислорода молекулам воды, при этом образуются OH^- – ионы (два иона из одной молекулы).

Индивидуальные задания:

1. Уравняйте с помощью полуреакций. Какой ион выполняет роль окислителя, восстановителя?

1. $\text{Mn(OH)}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
4. $\text{KClO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr(OH)}_3 + \text{KOH}$
7. $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb(NO}_3)_2 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
9. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr(OH)}_3 + \text{KOH}$
10. $\text{Cd} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CdSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Самостоятельная работа

Самостоятельная работа студентов предполагает работу с научной и учебной литературой, умение пользоваться специальными справочниками, периодической системой Д.И. Менделеева. Данная работа включает освоение теоретического материала, выполнение письменных заданий (по согласованию с преподавателем), подготовку к лабораторным работам. Уровень и глубина усвоения дисциплины зависят от активной и систематической работы на занятиях, изучения рекомендованной литературы.

Номер варианта соответствует порядковому номеру обучающегося в списке группы.

Самостоятельная работа №1

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Строение атома

Напишите электронную конфигурацию атомов элементов с порядковыми номерами:

- | | |
|------------|------------|
| 1. 20, 25 | 14. 50, 17 |
| 2. 12, 40 | 15. 8, 48 |
| 3. 18, 48 | 16. 29, 30 |
| 4. 23, 52 | 17. 33, 13 |
| 5. 35, 63 | 18. 26, 35 |
| 6. 5, 76 | 19. 14, 83 |
| 7. 9, 80 | 20. 30, 11 |
| 8. 16, 49 | 21. 43, 16 |
| 9. 34, 78 | 22. 28, 53 |
| 10. 22, 55 | 23. 29, 51 |

11. 4, 25
12. 44, 82
13. 27, 56

24. 79, 31
25. 75, 86

Самостоятельная работа №2

Растворы

Задание №1 и задание №2 страницы 64 – 66. Апарнев, А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений: учебное пособие для СПО (№7 в списке литературы).

Самостоятельная работа №3

Окислительно-восстановительные реакции

Задание №2 страницы 20 – 21. Апарнев, А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений: учебное пособие для СПО (№7 в списке литературы).

Самостоятельная работа №4

Простые вещества

Вариант 1. Железное изделие покрыли цинком. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении целостности покрытия во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

Вариант 2. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом: другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии?

Вариант 3. Если пластинку из чистого цинка опустить в разбавленную кислоту, то начинающееся выделение водорода вскоре почти прекращается. Однако, при прикосновении к цинку медной пластины на последней начинается бурное выделение водорода. Объясните это явление, составив уравнение катодного и анодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

Вариант 4. Железное изделие покрыто свинцом. Какое это покрытие - катодное или анодное? Почему? Составьте уравнения катодного и анодного процессов коррозии этого изделия при

нарушении целостности покрытия во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случае?

Вариант 5. Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа, покрытого слоем никеля, если покрытие нарушено? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

Вариант 6. Приведите примеры катодных и анодных покрытий для кобальта. Составьте уравнения катодных и анодных процессов во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты при нарушении целостности покрытия.

Вариант 7. Совпадает ли способность к коррозии железа и алюминия по значению их стандартных электродных потенциалов и по их поведению в контакте с водой? Объясните.

Вариант 8. Какие виды коррозии металла вызывает горение жидкого топлива, содержащего примеси соединений серы?

Вариант 9. Как протекает коррозия в случае повреждения оцинкованного и никелированного железа при их контакте с водой? Ответ мотивируйте соответствующими реакциями.

Вариант 10. Почему химически чистое железо является более стойким против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в сильно кислой среде.

Вариант 11. С одинаковой ли скоростью будет покрываться железный предмет ржавчиной в пресной и морской воде? Ответ поясните. Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

Вариант 12. Если пластинку из чистого цинка опустить в разбавленную кислоту, то начинающееся выделение водорода вскоре почти прекращается. Однако, при прикосновении к цинку медной пластины на последней начинается бурное выделение водорода. Объясните это явление, составив уравнение катодного и анодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

Вариант 13. Железные бочки применяют для транспортировки концентрированной серной кислоты, но после освобождения от кислоты бочки быстро разрушаются вследствие коррозии. Чем это можно объяснить? Что является анодом и катодом? Составьте электронные уравнения соответствующих процессов.

Вариант 14. Медь не вытесняет водород из разбавленных кислот. Почему? Однако, если к медной пластине, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на меди начинается бурное выделение водорода. Объясните это явление, составив уравнения катодного и анодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

Вариант 15. В чем сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте уравнения катодного и анодного процессов.

Вариант 16. В раствор соляной кислоты опустили две цинковые пластины, одна из которых частично покрыта никелем. В каком случае процесс коррозии цинка идет интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив уравнения соответствующих реакций.

Вариант 17. Какое железо корродирует быстрее: находящееся в контакте с оловом или медью? Объясните. Составьте уравнения соответствующих реакций.

Вариант 18. Какое покрытие металла называется анодным, а какое - катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить катодным и анодным покрытием для железа. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью во влажном воздухе и в сильноокислой среде.

Вариант 19. Железное изделие покрыто никелем. Какое это покрытие – анодное или катодное? Составьте уравнения катодных и анодных процессов во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты при нарушении целостности покрытия.

Вариант 20. Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем никеля, если покрытие нарушено? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Вариант 21. К какому виду коррозии относится образование на поверхности меди ее оксида при нагревании и ржавчины на железном изделии в воздушной среде? Напишите уравнения реакций.

Вариант 22. Какие существуют способы защиты металлов от коррозии? Кратко изложите сущность каждого из них.

Вариант 23. Железное изделие покрыто хромом. Какое это покрытие - катодное или анодное? Почему? Составьте уравнения катодного и анодного процессов коррозии этого изделия при нарушении целостности покрытия во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случае?

Вариант 24. В раствор серной кислоты опустили две железные пластины, одна из которых частично покрыта никелем. В каком случае процесс коррозии железа идет интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив уравнения соответствующих реакций.

Вариант 25. Какое железо корродирует быстрее: находящееся в контакте с золотом, медью или хромом? Объясните. Составьте уравнения соответствующих реакций.

2 СЕМЕСТР

Практическое занятие № 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВА ПО ПРОДУКТАМ ЕГО СГОРАНИЯ

Цель занятия: определить химическую формулу вещества по продуктам его сгорания.

Это традиционный тип задач по органической химии, родившийся еще в прошлом веке из повседневной экспериментальной практики химика-аналитика. Давайте рассмотрим методику решения таких задач.

Задача 1.

При сгорании органического вещества массой 4,8 г образовалось 3,36 л CO_2 (н.у.) и 5,4 г воды. Плотность паров органического вещества по водороду равна 16. Определите молекулярную формулу исследуемого вещества.

Решение.

Продукты сгорания вещества состоят из трех элементов: углерода, водорода, кислорода. При этом очевидно, что в состав этого соединения входил весь углерод, содержащийся в CO_2 , и весь водород, перешедший в воду. А вот кислород мог присоединиться во время горения из воздуха, а мог и частично содержаться в самом веществе.

Для определения простейшей формулы соединения нам необходимо знать его элементный состав.

Найдем количество продуктов реакции (в моль):

$$n(CO_2) = \frac{V(CO_2)}{V_M} = \frac{3,36}{22,4} = 0,15 \text{ моль},$$
$$n(H_2O) = \frac{V(H_2O)}{M_{H_2O}} = \frac{5,4}{18} = 0,3 \text{ моль}.$$

Следовательно, в состав исходного соединения входило 0,15 моль атомов углерода и 0,6 моль атомов водорода: $n(H) = 2n(H_2O)$, так как в одной молекуле воды содержатся два атома водорода. Вычислим их массы по формуле:

$$m(H) = n \cdot x \cdot M$$
$$m(H) = 0,6 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = 0,6 \text{ г}$$
$$m(C) = 0,15 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 1,8 \text{ г}$$

Определим, входил ли кислород в состав исходного вещества:

$$m(O) = 4,8 - (0,6 + 1,8) = 2,4 \text{ г}$$

Найдем число моль атомов кислорода:

$$n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{2,4}{16} = 0,15 \text{ моль}.$$

Соотношение числа атомов в молекуле исходного органического соединения пропорционально их мольным долям:

$$n(CO_2).n(H).n(O) = 0,15.0,6.0,15 = 1.4.1$$

самую маленькую из этих величин (0,15) принимаем за 1, а остальные делим на нее.

Итак, простейшая формула исходного вещества CH_4O . Однако по условию задачи требуется определить молекулярную формулу, которая в общем виде такова: $(CH_4O)_x$.

Найдем значение x . Для этого сравним молярные массы исходного вещества и его простейшей формулы:

$$x = \frac{M(CH_4O)}{M(CH_4O)}$$

Зная относительную плотность исходного вещества по водороду, найдем молярную массу вещества:

$$M(CH_4O)_x = M(H_2) \cdot D(H_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ г/моль}$$
$$x = \frac{32}{32} = 1$$

Есть и второй вариант нахождения x (алгебраический):

$$12x + 4x + 16x = 32,$$

$$32x = 32, x = 1$$

Ответ. Формула исходного органического вещества CH_4O .

Задача 2. Определить формулу вещества, если оно содержит 84,21 % углерода и 15,79 % водорода и имеет относительную плотность по воздуху, равную 3,93.

Решение.

Пусть масса вещества равна 100 г. Тогда масса углерода будет равна 84,21 г, а масса H – 15,79 г.

Найдём количество вещества каждого атома:

$$\nu(\text{C}) = \frac{m}{M} = \frac{84,21}{12} = 7,0175 \text{ моль},$$

$$\nu(\text{H}) = \frac{15,79}{1} = 15,79 \text{ моль}.$$

Определяем молярное соотношение атомов C и H:

$$\text{C}:\text{H} = 7,0175:15,79$$

сократим оба числа на меньшее и домножим на 4: 4:9

Таким образом, простейшая формула – C_4H_9 .

По относительной плотности рассчитаем молярную массу:

$$M = D \cdot 29 = 114 \text{ г/моль}.$$

Молярная масса, соответствующая простейшей формуле C_4H_9 – 57 г/моль, это в 2 раза меньше истинно молярной массы.

Значит, истинная формула – C_8H_{18} .

Индивидуальные задания:

1. 448 мл (н.у.) газообразного предельного нециклического углеводорода сожгли, и продукты реакции пропустили через избыток известковой воды, при этом образовалось 8 г осадка. Какой углеводород был взят?

2. Относительная плотность паров органического соединения по азоту равна 2. При сжигании 9,8 г этого соединения образуется 15,68 л углекислого газа (н.у) и 12,6 г воды. Выведите молекулярную формулу органического соединения.

3. Определите молекулярную формулу вещества, при сгорании 9 г которого образовалось 17,6 г CO_2 , 12,6 г воды и азот. Относительная плотность этого вещества по водороду – 22,5. Определить молекулярную формулу вещества.

4. Вещества содержит С, Н, О и S. При сгорании 11 г его выделилось 8,8 г CO_2 , 5,4 г H_2O , а сера была полностью переведена в сульфат бария, масса которого оказалась равна 23,3 г. Определить формулу вещества.

5. При сжигании 28 мл газа получено 84 мл оксида углерода (IV) и 67,5 мг воды (н.у.). Плотность газа по водороду равна 21. Определите молекулярную формулу газа.

6. При сжигании углеводорода массой 8,4 г образовалось 26,4 г углекислого газа. Плотность вещества при н.у. равна 1,875 г/л. Найдите его молекулярную формулу.

7. Определите простейшую формулу газа, на сжигание 1 л которого израсходовано 2 л кислорода, причем образовалось 1 л углекислого газа и 2 л водяных паров (н.у.).

8. При сжигания 6,45 г газообразного галогеналкана образовалось 4,48 л углекислого газа и 2,24 л хлороводорода (н.у.) плотность неизвестного вещества при н.у. равна 2,879 г/л. Выведите молекулярную формулу вещества.

9. Определить формулу алкина с плотностью 2,41 г/л при нормальных условиях.

10. Определить формулу предельного альдегида, если известно, что $3 \cdot 10^{22}$ молекул этого альдегида весят 4,3 г.

11. Определить формулу дихлоралкана, содержащего 31,86 % углерода.

12. Определить формулу вещества, если оно содержит углерода – 32 %; водорода – 6,66 %; кислорода – 42,67 %; азота – 1 %.

Практическое занятие № 2

ИЗУЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ СВОЙСТВ, ИЗОМЕРИИ И НОМЕНКЛАТУРЫ ЭТИЛЕНОВЫХ УГЛЕВОДОРОДОВ

Цель занятия: изучить химические свойства, изомерию и номенклатуру этиленовых углеводородов.

Задача 1

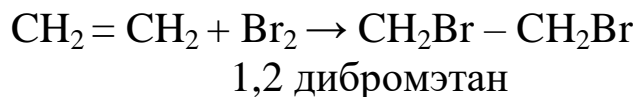
С помощью каких качественных реакций можно отличить этилен ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$) от этана ($\text{CH}_3 - \text{CH}_3$)?

Решение:

Этан относится к классу алканов, а этилен – алкенов. В молекулах алкенов, в том числе этилена имеется реакционноспособная π связь. Поэтому для них характерны реакции присоединения

водорода, брома, хлора и т.д. по месту разрыва π связи. Если через бромную воду пропустить этилен, то произойдет ее обесцвечивание, что может быть использованного для качественного обнаружения этого вещества.

Протекающую при этом реакцию можно описать следующим уравнением:



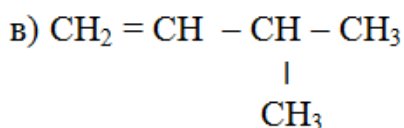
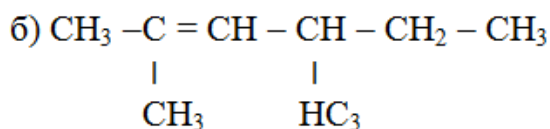
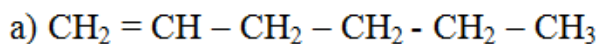
Для алканов, в том числе этана, реакции присоединения невозможны. Поэтому при действии этана на бромную воду ее обесцвечивания не произойдет.

Индивидуальные задания:

1. Напишите уравнения реакций получения пропилена: а) из пропана; б) пропиленового спирта $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$

2. Сравните объем воздуха, который потребуется для сжигания 10 л этана и 10 л этилена при нормальных условиях. Объемную долю кислорода в воздухе примите равной 21 %.

3. Назовите следующие соединения по современной международной номенклатуре:



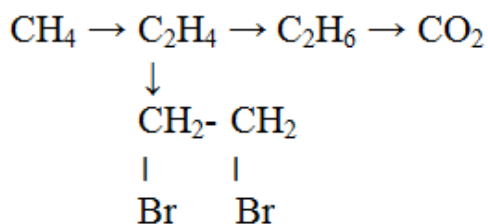
4. Напишите структурные формулы соединений по их названиям:

а) 3 – метилпентен – 1;

б) 2,3 – диметилбутен – 1;

в) 2 – метил – 4 – этилгексен – 3.

5. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

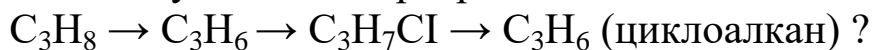


6. Определите продукт реакции в следующем уравнении и назовите его: $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow$

7. Какие вещества, формулы которых приведены относятся к этиленовым углеводородам: C_3H_8 , C_3H_6 , C_6H_{12} , C_6H_{14} , $\text{C}_{14}\text{H}_{28}$, $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$. Почему?

8. Определите молекулярную формулу этиленового углеводорода, массовая доля углерода, в котором 85,7 %, плотность по водороду его составляет 21.

9. Как осуществить превращения:



Укажите условия течения реакций и назовите исходные вещества и продукты реакций.

Самостоятельная работа

Номер варианта соответствует порядковому номеру обучающегося в списке группы

Самостоятельная работа №1

Углеводороды. Алкены и диены

Задания на страницах 70 – 75. Каминский, В.А. Органическая химия: тестовые задания, задачи, вопросы: учебное пособие для СПО (№ 6 в списке литературы).

- | | |
|------------|------------|
| 1. 1, 26 | 14. 14, 53 |
| 2. 2, 27 | 15. 15, 54 |
| 3. 3, 28 | 16. 16, 55 |
| 4. 4, 29 | 17. 17, 56 |
| 5. 5, 30 | 18. 18, 57 |
| 6. 6, 31 | 19. 19, 58 |
| 7. 7, 32 | 20. 20, 59 |
| 8. 8, 33 | 21. 21, 60 |
| 9. 9, 34 | 22. 22, 61 |
| 10. 10, 35 | 23. 23, 62 |
| 11. 11, 36 | 24. 24, 63 |

12. 12, 37
13. 13, 52

25. 25, 64

Самостоятельная работа №2 **Гидроксильные соединения**

Задания на страницах 158 – 171. Каминский, В.А. Органическая химия: тестовые задания, задачи, вопросы: учебное пособие для СПО (№ 6 в списке литературы).

1. 12	14. 80
2. 13	15. 81
3. 16	16. 86
4. 17	17. 89
5. 18	18. 91
6. 26	19. 101
7. 31	20. 110
8. 32	21. 112
9. 35	22. 113
10. 76	23. 114
11. 77	24. 116
12. 78	25. 117
13. 78	

Самостоятельная работа №3 **Альдегиды и кетоны**

Задания на страницах 188 – 197. Каминский, В.А. Органическая химия: тестовые задания, задачи, вопросы: учебное пособие для СПО (№ 6 в списке литературы).

1. 2	14. 8
2. 4	15. 11
3. 7	16. 12
4. 13	17. 28
5. 15	18. 29
6. 16	19. 62
7. 17	20. 63
8. 20	21. 64
9. 23	22. 66
10. 24	23. 67
11. 25	24. 69
12. 26	25. 70

13. 27

Самостоятельная работа №4

Карбоновые кислоты и их производные

Задания на страницах 227 – 235. Каминский, В.А. Органическая химия: тестовые задания, задачи, вопросы: учебное пособие для СПО (№ 6 в списке литературы).

1. 1	14. 36
2. 2	15. 67
3. 3	16. 68
4. 4	17. 69
5. 5	18. 71
6. 6	19. 72
7. 7	20. 73
8. 9	21. 74
9. 10	22. 76
10. 17	23. 75
11. 18	24. 79
12. 19	25. 8
13. 21	

Самостоятельная работа №5

Углеводы

Задания на страницах 207 – 212. Каминский, В.А. Органическая химия: тестовые задания, задачи, вопросы: учебное пособие для СПО (№ 6 в списке литературы).

1. 1	14. 31
2. 3	15. 34
3. 5	16. 39
4. 8	17. 41
5. 9	18. 42
6. 15	19. 43
7. 16	20. 40
8. 17	21. 35
9. 18	22. 25
10. 19	23. 28
11. 20	24. 29
12. 21	25. 26
13. 22	

Список литературы

1. Габриелян, О. С. Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник для студентов образовательных учреждений СПО на базе основного общего образования с получением среднего общего образования / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов. — Москва: Академия, 2023. — 272 с.
2. Анфиногенова, И. В. Химия : учебник и практикум для среднего профессионального образования / И. В. Анфиногенова, А. В. Бабков, В. А. Попков. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 291 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-11719-6. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/538526>.
2. Олейников, Н. Н. Химия. Алгоритмы решения задач и тесты : учебное пособие для вузов / Н. Н. Олейников, Г. П. Муравьева. — 3-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 249 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-9664-7. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/537444>.
3. Зайцев, О. С. Химия. Лабораторный практикум и сборник задач : учебное пособие для вузов / О. С. Зайцев. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 202 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-9916-4106-7. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/536523>.
4. Росин, И. В. Химия. Учебник и задачник : для среднего профессионального образования / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 420 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-9916-6011-2. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/537024>.
5. Химия : учебник для среднего профессионального образования / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 431 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-9916-7723-3. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/537876>.

6. Грандберг, И. И. Органическая химия : учебник для среднего профессионального образования / И. И. Грандберг, Н. Л. Нам. — 8-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2018. — 608 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-08732-1. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/426333>.