

Министерство Российской Федерации
по делам гражданской обороны, чрезвычайным ситуациям
и ликвидации последствий стихийных бедствий

Академия Государственной противопожарной службы

А. П. Андреев, А. Ф. Шароварников, С. С. Воевода

ПРИМЕРЫ И ЗАДАЧИ
ПО КУРСУ
ОБЩЕЙ И СПЕЦИАЛЬНОЙ ХИМИИ

Допущено Министерством Российской Федерации
по делам гражданской обороны, чрезвычайным ситуациям
и ликвидации последствий стихийных бедствий в качестве
учебного пособия для высших образовательных учреждений
МЧС России

Москва
2014

УДК 54(076.1)
ББК 24я73
А65

Рецензенты:

В. П. Молчанов, заместитель начальника Научно-технического управления МЧС России, доктор технических наук;
И. А. Пушкин, заведующий кафедрой химии и материаловедения Академии гражданской защиты МЧС России, заслуженный деятель науки Российской Федерации, доктор технических наук, профессор

Андреев А. П.

А65 Примеры и задачи по курсу общей и специальной химии : учеб. пособие / А. П. Андреев, А. Ф. Шароварников, С. С. Воевода. – М. : Академия ГПС МЧС России, 2014. – 115 с.

ISBN 978-5-9229-0074-4

В учебном пособии представлен теоретический и практический материал, необходимый слушателям Академии для самостоятельного усвоения знаний по курсу в соответствии с рабочей программой. Пособие включает разделы по общей и специальной химии, содержит примеры решения типовых задач и задания для самостоятельной работы.

УДК 54(076.1)
ББК 24я73



© Академия Государственной противопожарной службы МЧС России, 2014

ВВЕДЕНИЕ

Знание курса химии необходимо для успешного изучения специальных дисциплин по профилю пожарной безопасности, преподаваемых слушателям Института заочного и дистанционного обучения. Специалисту по пожарной безопасности необходимо усвоить основные положения и законы общей химии, на базе которых решается вопрос о совместном хранении веществ и материалов, определяется диапазон пожароопасных концентраций паров горючих жидкостей, разрабатываются огнетушащие вещества и способы тушения пожаров.

Обучение слушателей ИЗИДО складывается из следующих элементов: изучение материала по учебникам и учебным пособиям; выполнение контрольных работ; выполнение лабораторного практикума; индивидуальные консультации (очные и письменные); посещение лекций в период межсессионных сборов; сдача экзамена по курсу химии.

В процессе изучения курса химии слушатель-заочник должен выполнить две контрольные работы. К выполнению контрольных работ можно приступить только тогда, когда будет изучена соответствующая часть теоретического курса. Номера и условия задач переписывать обязательно в том порядке, в каком они указаны в задании. Работы должны быть датированы, подписаны слушателем и представлены на факультет заочного обучения. Если контрольная работа незачтена, ее нужно выполнить повторно в соответствии с указаниями рецензента и вновь выслать на рецензирование вместе с незачтенной работой.

Лекции по курсу химии читаются преподавателями кафедры общей и специальной химии на базе Академии ГПС МЧС России. Одна из них (установочная, 4 часа) читается в период сдачи экзаменов и зачисления слушателей в ИЗИДО; три лекции (обзорные, 6 часов) по всему курсу химии – в период лабораторно-экзаменационной сессии.

Лабораторные работы выполняются в период лабораторно-экзаменационной сессии непосредственно на базе Академии ГПС МЧС России.

Названия основных работ лабораторного практикума:

1. Окислительно-восстановительные реакции.
2. Определение энтальпии разложения пероксида водорода.
3. Кинетика реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой.
4. Физико-химические свойства органических соединений.
5. Сравнительная оценка пенообразующей способности поверхностно-активных веществ.

Контрольные задания. Каждый слушатель выполняет вариант контрольной работы, обозначенный двумя последними цифрами номера зачетной книжки (шифра) (прил. 6). Например, номер зачетной книжки 95261, две последние цифры 61 – им соответствует вариант контрольной работы 61.

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Химия использует три специфических понятия:

- количество вещества (единица измерения – моль);
- молярная масса (единицы: кг/моль, г/моль);
- молярный объем (единицы: м³/моль, л/моль).

За единицу измерения атомных и молекулярных масс принята атомная единица массы (а. е. м.). 1 а. е. м. = 1/12 массы изотопа углерода C₁₂ = 0,16608 · 10⁻²⁶ кг.

Моль вещества содержит фиксированное количество структурных единиц, определяемое числом Авогадро (N_A). $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹. Например: 1 моль CaCl₂ содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов Ca²⁺ и $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ ионов Cl⁻.

Масса вещества, выраженная в кг (г), соответствующая 1 кмоль (1 моль), называется *молярной массой*. Обозначается M (кг/кмоль) и представляет собой отношение массы к количеству вещества:

$$M = m / n,$$

где m – масса вещества, кг; n – число молей, кмоль.

Молярная масса любого вещества в граммах численно равна массе молекулы этого вещества. Например, масса молекулы воды H₂O равна 18 а. е. м., а молярная масса воды – 18 г.

Основные законы химии

1. Закон сохранения массы вещества.

Закон сохранения массы вещества является частным случаем закона сохранения материи. Этот закон формулируется следующим образом: общая масса продуктов реакции равна общей массе веществ, вступивших в реакцию, т. е.

$$\sum m_{\text{продуктов}} = \sum m_{\text{реагентов}},$$

где m – масса веществ, участвующих в реакции.

2. Закон эквивалентов.

Массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ m_1 и m_2 пропорциональны их эквивалентным массам (объемам) $m_{\text{Э}_1}$ и $m_{\text{Э}_2}$:

$$m_1 / m_2 = m_{\text{Э}_1} / m_{\text{Э}_2};$$

$$m_1 / m_{\text{Э}_1} = m_2 / m_{\text{Э}_2},$$

Где m_1 , $m_{\text{Э}_1}$ – масса и эквивалентная масса первого вещества; m_2 , $m_{\text{Э}_2}$ – масса и эквивалентная масса второго вещества.

Химическим эквивалентом элемента называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода в химических реакциях (обозначается Э, единица измерения – моль). Масса одного эквивалента называется *эквивалентной массой* (обозначается $m_{\text{Э}}$, единица измерения – кг/моль, г/моль).

Между эквивалентной массой элемента, его молярной массой и валентностью существует следующее соотношение:

$$m_{\text{Э}} = M / \text{В},$$

где M – молярная масса элемента; В – валентность элемента.

Для сложных веществ эквивалентные массы определяются, исходя из следующих соотношений:

– оксида: $m_{\text{Э}} = M_{\text{оксида}} / (n\text{В})$, где n – число атомов элемента, В – валентность элемента;

– кислоты: $m_{\text{Э}} = M_{\text{кислоты}} / n_{\text{H}^+}$, где n_{H^+} – основность кислоты;

– основания: $m_{\text{Э}} = M_{\text{основания}} / n_{\text{OH}^-}$, где n_{OH^-} – кислотность основания;

– соли: $m_{\text{Э}} = M_{\text{соли}} / (\text{В}_{\text{Me}}n_{\text{Me}})$, где В_{Me} – валентность металла, n_{Me} – число атомов металла.

Объем, занимаемый при данных условиях молярной или эквивалентной массой газообразного вещества, называется *молярным* или, соответственно, *эквивалентным объемом* этого вещества. Молярный объем любого газа при нормальных условиях (н. у.) равен 22,4 л/моль. Нормальные условия: 101 325 Па (760 мм рт. ст. = 1 атм), температура 273 К или 0 °С).

Эквивалентные объемы для водорода и кислорода:

для водорода H_2
2 г/моль – 22,4 л/моль

$$1 \text{ г/моль} - X = V_{\text{Э}_{\text{H}_2}}$$

$$V_{\text{Э}_{\text{H}_2}} = 11,2 \text{ л/моль}$$

для кислорода O_2
32 г/моль – 22,4 л/моль

$$8 \text{ г/моль} - X = V_{\text{Э}_{\text{O}_2}}$$

$$V_{\text{Э}_{\text{O}_2}} = 5,6 \text{ л/моль}$$

С учетом объемов газообразных веществ, закон эквивалентов может быть представлен следующим выражением:

$$m_1 / m_{\text{Э}_1} = m_2 / m_{\text{Э}_2} = V_2 / V_{\text{Э}_2},$$

где V_2 – объем второго вещества; $V_{\text{Э}_2}$ – эквивалентный объем второго вещества.

3. Закон Авогадро.

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число частиц (атомов и молекул).

Следствия из закона Авогадро:

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.

При нормальных условиях молярный объем идеального газа равен:

$$V_M = 2,241383 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3/\text{моль} \approx 22,4 \text{ л/моль}.$$

2. Относительная плотность одного газа по другому равна отношению их молярных масс:

$$\rho_1 / \rho_2 = M_1 / M_2.$$

4. Уравнение состояния идеального газа. Уравнение Клапейрона – Менделеева.

$$PV = nRT; PV = (m / M) RT,$$

где n – число молей газа, $n = m/M$; m – масса; M – молярная масса; R – универсальная газовая постоянная. Значение R в системе СИ:

$$R = \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{101325 \text{ Н/м}^2 \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}}{273\text{К}} = 8314 \text{ Н} \cdot \text{м}/(\text{кмоль} \cdot \text{К}) =$$

$$= 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}) = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{моль} \cdot \text{К}) \quad (\text{Па} = \text{Н/м}^2; \text{Н} \cdot \text{м} = \text{Дж}).$$

Примеры решения типовых задач

Пример 1. На восстановление 7,09 кг оксида двухвалентного металла требуется 2,24 м³ водорода. Вычислить эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла? Условия – нормальные.

Решение. Согласно закону эквивалентов, массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ m_1 и m_2 пропорциональны их эквивалентным массам $m_{\text{Э}_1}$ и $m_{\text{Э}_2}$ или эквивалентным объемам:

$$\frac{m_1}{m_{\text{Э}_1}} = \frac{m_2}{m_{\text{Э}_2}} = \frac{V_2}{V_{\text{Э}_2}}, \quad \frac{m_{\text{MeO}}}{m_{\text{Э}_{\text{MeO}}}} = \frac{m_{\text{H}_2}}{m_{\text{Э}_{\text{H}_2}}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{Э}_{\text{H}_2}}}.$$

Для решения данной задачи используем соотношение закона эквивалентов, когда одно вещество задано в виде массы и эквивалентной массы оксида металла (m_{MeO} , $m_{\text{Э}_{\text{MeO}}}$), а второе – газа водорода, измеренного в единицах объема (V_{H_2} – объем газообразного водорода, $V_{\text{Э}_{\text{H}_2}}$ – эквивалентный объем водорода).

$$V_{\text{Э}_{\text{H}_2}} = 0,0112 \text{ м}^3/\text{моль} = 11,2 \text{ м}^3/\text{кмоль};$$

$$\frac{m_{\text{H}_2}}{m_{\text{Э}_{\text{H}_2}}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{Э}_{\text{H}_2}}}.$$

Находим эквивалентную массу оксида металла $m_{\text{Э}_{\text{MeO}}}$:

$$7,09 / m_{\text{Э}_{\text{MeO}}} = 2,24 / 11,2; \quad m_{\text{Э}_{\text{MeO}}} = (7,09 \cdot 11,2) / 2,24 = 35,45 \text{ кг/кмоль.}$$

Согласно закону эквивалентов, $m_{\text{Э}_{\text{MeO}}} = m_{\text{Me}} + m_{\text{Э}_{\text{O}_2}}$. Отсюда

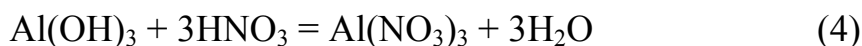
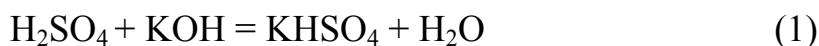
$$m_{\text{Э}_{\text{Me}}} = m_{\text{Э}_{\text{MeO}}} - m_{\text{Э}_{\text{O}_2}} = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ кг/моль.}$$

Молярная масса металла определяется из соотношения

$$A = m_{\text{Э}} B = 27,45 \cdot 2 = 54,9 \text{ кг/кмоль.}$$

Так как атомная масса в а. е. м. численно равна молярной массе, выраженной в кг/кмоль, то искомая атомная масса металла 54,9 а. е. м.

Пример 2. Вычислить эквиваленты и эквивалентные массы H_2SO_4 и $\text{Al}(\text{OH})_3$ в реакциях, выраженных уравнениями:



Решение. Эквивалент (эквивалентная масса) сложного вещества, как и эквивалент (эквивалентная масса) элемента, может иметь различные значения и зависит от того, в какую реакцию обмена вступает это вещество.

В соответствии с соотношениями, представленными в теоретической части данного раздела, для определения эквивалентных масс оксида, кислоты, основания и соли эквивалентная масса H_2SO_4 в реакции (1) $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98$ г/моль, а в реакции (2) $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 / 2 = 49$ г/моль. Эквивалентная масса $\text{Al}(\text{OH})_3$ в реакции (3) $M_{\text{Al}(\text{OH})_3} = 78$ г/моль, а в реакции (4) $M_{\text{Al}(\text{OH})_3} = 78 / 3 = 26$ г/моль. Эквивалент H_2SO_4 в уравнениях (1) и (2) соответственно равны 1 молю и 1/2 моля; эквиваленты $\text{Al}(\text{OH})_3$ в уравнениях (3) и (4) соответственно равны 1 молю и 1/3 моля.

Контрольное задание

1. Оксид железа содержит 69,9 % (масс.) железа. Найти эквивалент железа в этом соединении и вывести формулу соединения. Рассчитать атомную массу железа, если его валентность равна 3.

2. При взаимодействии $5,75 \cdot 10^{-3}$ кг металла с $9,125 \cdot 10^{-3}$ кг кислоты выделилось 2,8 л водорода при н. у. Вычислить эквивалентные массы металла и кислоты.

3. $13,63 \cdot 10^{-3}$ кг двухвалентного металла вытеснили из кислоты 5 л H_2 при температуре 291 К и давлении 101 325 Па. Вычислить атомную массу металла. Какой это металл?

4. Вычислить эквивалентную массу H_2SO_4 в реакциях с магнием, гидроксидом калия, зная, что при взаимодействии с гидроксидом калия образуется кислая соль.

5. Чему равны эквивалентные массы H_3PO_4 в реакциях с гидроксидом калия в случае образования гидрофосфата, ортофосфата?

6. На восстановление $7,95 \cdot 10^{-3}$ кг оксида металла требуется $0,6 \cdot 10^{-3}$ кг угля или 2,24 л водорода, измеренного при н. у. Вычислить эквивалентную массу металла и оксида металла.

7. При 300 К объем газа равен 150 л. До какой температуры нужно нагреть газ при постоянном давлении, чтобы объем увеличился до 200 л?

8. Определить молярную массу вещества, зная, что $3,5 \cdot 10^{-4}$ м³ его паров при температуре 380 К и давлении 99 500 Па имеют массу $2,3 \cdot 10^{-3}$ кг.

9. Считая, что 1 г воды при 373 К занимает объем приблизительно 0,001 л, определить, во сколько раз увеличится объем воды при превращении ее в пар (при той же температуре).

10. Чему равен объем 1 л газа, взятого при н. у., если температура его станет равной 292 К, а давление 93 324 Па?

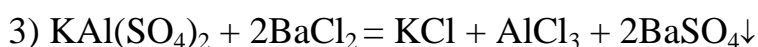
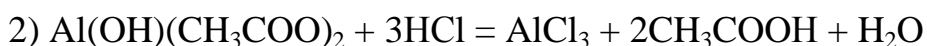
11. Определить объем воздуха, необходимого для сгорания 80 кг ацетона (C_3H_6O). Горение протекает при температуре 301 К и давлении 101 325 Па. Определить химический состав, % (об.), и объем продуктов сгорания.

12. Определить объем воздуха, необходимого для сгорания 25 м³ газообразного бутана (C_4H_{10}). Горение протекает при температуре 293 К и давлении 95 865 Па. Определить химический состав, % (об.), и объем продуктов сгорания.

13. При полном сгорании 13,8 кг органического вещества получилось 26,4 кг диоксида углерода и 16,2 кг воды. Плотность пара этого вещества по водороду 23. Вывести молекулярную формулу органического вещества.

14. При сгорании 3 кг углеводорода было получено 8,8 кг углекислого газа и 5,4 кг воды. Плотность углеводорода по воздуху 1,03. Определить молекулярную формулу углеводорода.

15. Определить эквивалентные массы солей, вступающих в следующие реакции обмена:



16. Определить объем воздуха, необходимый для сгорания 90 кг винилхлорида ($\text{CH}_2=\text{CHCl}$) в атмосфере, обогащенной кислородом и содержащей 35 % (об.) кислорода и 65 % (об.) азота. Горение протекает при температуре 28 °С и давлении 101 325 Па. Определить также объем продуктов сгорания винилхлорида.

17. Какие из следующих газов легче воздуха: азот, аммиак (NH_3), фтор, оксид углерода(IV), водород, оксид углерода(II), сероводород (H_2S) и хлористый водород? Произвести для доказательства необходимые расчеты.

18. Определить объем воздуха (при температуре 290 К и давлении 101 325 Па), необходимый для сгорания 1 м³ природного газа, имеющего следующий состав: CH_4 – 86,5 %, C_2H_6 – 3 %, C_3H_8 – 1 %, CO_2 – 7,3 %, N_2 – 2,2 %.

19. Определить объем воздуха (при температуре 300 К и давлении 101 325 Па), необходимый для сгорания 1 м³ крекинг-газа, полученного газофазным крекингом алканов, имеющего следующий состав: H_2 – 9 %, CH_4 – 28 %, C_2H_6 – 14 %, C_4H_{10} – 8 %, C_2H_4 – 22 %, C_3H_6 – 19 %.

20. Определить объем воздуха, необходимый для сгорания 20 кг 2-метил-2-бутанола ($\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$) в атмосфере, обогащенной кислородом и содержащей 28 % (об.) кислорода и 72 % (об.) азота. Горение протекает при температуре 25 °С и давлении 101 325 Па. Определить также объем продуктов сгорания данного спирта.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	3
1. Основные понятия и законы химии	4
Примеры решения типовых задач	6
Контрольное задание	7
2. Строение атома и химическая связь	10
Примеры решения типовых задач	14
Контрольное задание	16
3. Окисление и восстановление	18
Примеры решения типовых задач	21
Контрольное задание	23
4. Электрохимия	27
Примеры решения типовых задач	28
Контрольное задание	30
5. Энергетика химических процессов	33
Примеры решения типовых задач	36
Контрольное задание	40
6. Химическая кинетика и равновесие	43
Примеры решения типовых задач	47
Контрольное задание	51
7. Растворы	54
Примеры решения типовых задач	57
Контрольное задание	63
8. Свойства органических соединений. Полимеры	68
Примеры решения типовых задач	68
Контрольное задание	72
9. Химия огнетушащих веществ	87
Контрольное задание	101
10. Приложения	104
Приложение 1	104
Приложение 2	106
Приложение 3	106
Приложение 4	106
Приложение 5	107
Приложение 6	108
11. Литература	113

Учебное издание

АНДРЕЕВ Александр Петрович
ШАРОВАРНИКОВ Александр Федорович
ВОЕВОДА Сергей Семенович

ПРИМЕРЫ И ЗАДАЧИ
ПО КУРСУ
ОБЩЕЙ И СПЕЦИАЛЬНОЙ ХИМИИ

Учебное пособие

Редактор *Е. В. Ермакова*
Технический редактор *Г. А. Габдулина*
Корректор *Н. В. Федькова*

Подписано в печать 16.07.2014. Формат 60×90^{1/16}.
Печ. л. 7,25. Уч.-изд. л. 5,3. Бумага офсетная.
Тираж 400 экз. Заказ 372

Академия ГПС МЧС России
129366, Москва, ул. Бориса Галушкина, 4