

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	5
Некоторые формулы и обозначения	8
1. Стандартные (формальные) вычисления	11
1.1. Расчёты с использованием «количество вещества»	11
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	21
1.2. Растворы и смеси (массовая доля вещества в растворе или смеси)	23
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	32
2. Типовые расчёты по уравнениям реакций	38
2.1. Теоретический расчёт по химическим уравнениям	38
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	44
2.2. Решение задач «на чистое вещество» и «избыток — недостаток»	51
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	58
2.3. Решение задач «на выход продукта реакции»	65
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	73
3. Комплексные задачи	80
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	118
4. Задачи по определению формул веществ	132
4.1. Определение формулы вещества по известному элементному составу	133

4.2. Определение формулы вещества по продуктам сгорания	139
4.3. Определение формулы вещества по его реакционной способности	141
4.4. Определение формулы вещества по известной общей формуле и массовой доле одного из элементов	144
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	145
5. Скорость химических реакций.	
Химическое равновесие	152
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	157
Развёрнутые ответы	161
Приложения	270
<i>Приложение 1.</i> Некоторые величины, используемые при решении расчётных задач	270
<i>Приложение 2.</i> Молярные массы неорганических веществ	273
<i>Приложение 3.</i> Молярные массы органических веществ	275
<i>Приложение 4.</i> Растворимость солей, оснований и кислот в воде	276
Список использованной литературы	277

ВВЕДЕНИЕ

Для успешного прохождения государственной аттестации по химии (ОГЭ и ЕГЭ, а также ВПР) необходимо обладать определённым набором знаний и навыков, а также уметь их применять.

Знания можно получить из учебников и теоретических пособий. Основы химических знаний закладываются на уроках химии и при подготовке к ним. А умения, навыки и компетенции вырабатываются благодаря выполнению большого количества заданий и упражнений.

С помощью этой книги вы научитесь решать расчётные задачи различного уровня сложности по общей, неорганической и органической химии.

Подготовка к экзаменам, в частности к ЕГЭ, начинается с повторения и систематизации теории, выполнения системы упражнений, которые позволяют выработать практические навыки и проверить, понимаете ли вы теорию. Необходимый для успешной сдачи экзамена теоретический материал имеется в пособиях «Химия. 9–11-е классы. Карманный справочник», «Химия. Большой справочник для подготовки к ЕГЭ» и «Химия. ЕГЭ. 10–11-е классы. Тематический тренинг. Задания базового и повышенного уровней сложности».

Для выработки практических навыков воспользуйтесь книгой, которую вы держите в руках, и пособиями «Химия. ЕГЭ. 10–11 классы. Раздел „Общая химия“. Сборник заданий», «Химия. ЕГЭ. 10–11 классы. Раздел „Неорганическая химия“. Сборник заданий», «Химия. ЕГЭ. 10–11 классы. Раздел „Органическая химия“. Сборник заданий». Эти книги — «учебник наоборот», в котором через систему упражнений, вопросов и задач приводится необходимый для выполнения задания теоретический материал и объясняется, каким образом следует применять полученные при чтении учебника теоретические знания. Изложение материала в этих пособиях соответствует последовательности, в которой его следует учить. После выполнения упражнений, приведённых в перечисленных книгах по каждой теме, прорешайте задания из соответствующих разделов книги «Химия. ЕГЭ. 10–11-е классы. Тематический тренинг. Задания базового и повышенного уровней сложности». При изучении тем, входящих в разделы «Неорганическая химия» и «Органическая химия», можно

использовать пособие «Химия. ЕГЭ. 10–11-е классы. Задания высокого уровня сложности». Постарайтесь выполнить все приведённые в пособиях задания базового, повышенного и высокого уровней сложности.

Наше пособие содержит много примеров решения задач (70 примеров) и задач (свыше 380) с подробными решениями.

Книга построена по принципу от простого к сложному в соответствии с логикой изучения химии.

В первой главе объясняется, как вычислить молярную массу и количество вещества; рассчитать объём газа, если известна его масса, и наоборот; провести расчёты концентрации вещества в растворе. Мы назвали эту главу «Стандартные (формальные) вычисления», потому что проведение подобных расчётов не требует каких-либо глубоких химических знаний. Однако без уверенных, доведённых почти до автоматизма навыков выполнения таких вычислений невозможно научиться решать задачи, в которых описываются химические превращения.

Во второй главе даются типовые способы расчётов по уравнениям реакций и разбираются все типы расчётных задач, которые изучаются в школе. Наш опыт показывает, что ученик начинает уверенно решать задачи по химии после самостоятельного выполнения 100–150 типовых расчётных задач; приблизительно такое количество задач приводится в этой главе.

Третья глава посвящена методам решения комплексных (сложных) задач, и основное внимание уделяется методам анализа условия задачи и составлению плана её решения. В этой главе приведено 16 подробных образцов выполнения заданий и более 70 задач для самостоятельной работы. Для решения большего числа задач рекомендуем обратиться к пособиям 3–10 из списка пособий нашего издательства.

В четвёртой главе разбираются типовые задачи по определению формул веществ.

В пятой главе рассматривается решение расчётных задач по химической кинетике.

В приложении приведены таблицы с обозначениями, которые используются при решении задач, с молярными массами неорганических и органических веществ и растворимостью некоторых неорганических веществ.

Содержание пособия соответствует уровню сложности задач, изучаемых в школе и предлагаемых в рамках государственной итоговой аттестации.

Для подготовки к экзаменам мы рекомендуем также воспользоваться следующими пособиями издательства «Легион» под редакцией В.Н. Дороњкина:

- 1) Химия. Большой справочник для подготовки к ЕГЭ.
- 2) Химия. 9–11-е классы. Карманный справочник.
- 3) Химия. ЕГЭ. 10–11-е классы. Раздел «Общая химия». Сборник заданий.
- 4) Химия. ЕГЭ. 10–11-е классы. Раздел «Неорганическая химия». Сборник заданий.
- 5) Химия. ЕГЭ. 10–11-е классы. Раздел «Органическая химия». Сборник заданий.
- 6) Химия. ЕГЭ-2025. Тематический тренинг. Задания базового и повышенного уровней сложности.
- 7) Химия. ЕГЭ. 10–11-е классы. Задания высокого уровня сложности.
- 8) Химия. Подготовка к ЕГЭ-2025. 30 тренировочных вариантов по демоверсии 2024 года.
- 9) Химия. Подготовка к ОГЭ-2025. 9-й класс. 30 тренировочных вариантов по демоверсии 2024 года.
- 10) Химия. ОГЭ-2025. 9-й класс. Тематический тренинг.
- 11) Химия. 8-й класс. ВПР. 10 тренировочных вариантов.
- 12) Химия. 8-й класс. Ступени к ВПР и ОГЭ. Тематический тренинг.

Желаем удачи!

Замечания и предложения, касающиеся данной книги, можно присыпать на адрес электронной почты издательства legionrus@legionrus.com.

НЕКОТОРЫЕ ФОРМУЛЫ И ОБОЗНАЧЕНИЯ

A. Основные формулы, связанные с понятием «моль»

Формула	Обозначения
$n^* = \frac{N}{N_A}$	n — количество вещества [моль] N — число структурных единиц вещества (молекул, атомов и др.) N_A — число структурных единиц в 1 моль вещества (число Авогадро) $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
$n = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}}}$	n — количество вещества [моль] $m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества [г] $M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества [г/моль]
$n_g = \frac{V_g}{V_M}$	n_g — количество газообразного вещества [моль] V_g — объём газообразного вещества [л] V_M — молярный объём газообразного вещества [л/моль], $V_M = 22,4$ л/моль при н. у. (н. у. обозначает нормальные условия, т. е. $T = 273$ К, $p = 101,325$ кПа = 1 атм = 760 мм ртутного столба)

B. Формулы, которые применяются при вычислениях содержания какого-либо компонента в соединении или смеси, растворе

Формула	Обозначения
$\omega = \frac{m_{\text{части}}}{m_{\text{всего образца}}}$	ω — массовая доля (часть, процент) $m_{\text{части}}$ — масса какой-либо части образца (вещества в смеси или растворе, каких-либо атомов в молекуле сложного вещества и т. п.)

* Правила номенклатуры IUPAC (Международный союз теоретической и прикладной химии, International Union of Pure and Applied Chemistry) допускают использовать для обозначения количества вещества как «n», так и «v», отдавая предпочтение первому.

Формула	Обозначения
	$m_{всего\ образца}$ — масса всего образца (смеси, раствора, молекулы сложного вещества и т. д.)
$\omega_{в-ва} = \frac{m_{в-ва}}{m_{п-ра}}$ или $\omega_{в-ва, \%} = \frac{m_{в-ва}}{m_{п-ра}} \cdot 100 \%$	$\omega_{в-ва}$ или $\omega_{в-ва, \%}$ — массовая доля вещества в растворе (или смеси), выраженная в долях единицы или в процентах*
	$m_{в-ва}$ и $m_{п-ра}$ — масса растворённого вещества и масса раствора (смеси), выраженные в одинаковых единицах измерения [г, кг и др.]
$C_M = \frac{n}{V_{п-ра(л)}}$	C_M — молярная концентрация вещества [моль/л] n — количество вещества [моль] $V_{п-ра(л)}$ — объём раствора, выраженный в литрах
$\rho = \frac{m}{V}$	ρ — плотность вещества [г/мл, г/см ³ , кг/л, кг/дм ³ и др.] m и V — масса вещества и его объём, выраженные в единицах, соответствующих размерности плотности [г и мл, г и см ³ , кг и л, кг и дм ³ и др.]

В. Формулы, используемые при вычислении практического выхода реакции по отношению к теоретическим расчётам

Формула	Обозначения
$\eta = m_{практ.} / m_{теор.}$	η — выход продукта реакции по отношению к теоретическому
$\eta = V_{практ.} / V_{теор.}$	$m_{практ.}$, $V_{практ.}$ и $n_{практ.}$ — соответственно масса, объём или количество вещества, которые были практически получены в результате осуществления процесса (реакции)
$\eta = n_{практ.} / n_{теор.}$	$m_{теор.}$, $V_{теор.}$ и $n_{теор.}$ — соответственно масса, объём или количество вещества, которые были вычислены по уравнению реакции

* Мы советуем при проведении расчётов использовать формулу

$$\omega = m_{в-ва} / m_{п-ра},$$

переходя от процентов к долям единицы при записи условия — это уменьшает вероятность ошибки в расчётах.

Г. Формулы, применяемые для расчётов с газообразными веществами

Формула	Обозначения
a) $D_{1/2} = M_1/M_2$	$D_{1/2}$ — относительная плотность первого газа по отношению ко второму
б) при $V_1 = V_2$ $D_{1/2} = m_1/m_2$	M_1 и M_2 — молярные массы веществ m_1 и m_2 — массы газов

Д. Формулы, полученные преобразованием или объединением некоторых из приведённых формул, которые очень полезны при решении задач

Формула	Обозначения
$m_{\text{в-ва}} = \omega_{\text{в-ва}} \cdot m_{\text{п-ра}}$	вычисление массы вещества в смеси по массовой доле вещества и массе смеси
$m_{\text{в-ва}} = \omega_{\text{в-ва}} \cdot \rho \cdot V_{\text{п-ра}}$	вычисление массы вещества, находящегося в растворе, по массовой доле вещества, плотности и объёму раствора
$n = \frac{\omega_{\text{в-ва}} \cdot m_{\text{п-ра}}}{M_{\text{в-ва}}}$	вычисление количества вещества, находящегося в смеси (растворе), по массовой доле вещества, массе раствора и молярной массе вещества
$n = \frac{\omega_{\text{в-ва}} \cdot \rho \cdot V_{\text{п-ра}}}{M_{\text{в-ва}}}$	вычисление количества вещества, находящегося в растворе, по массовой доле вещества, плотности и объёму раствора и молярной массе вещества

1



СТАНДАРТНЫЕ (ФОРМАЛЬНЫЕ) ВЫЧИСЛЕНИЯ

1.1. Расчёты с использованием «количество вещества»

Атомы и молекулы вещества характеризуются их массой. Абсолютные значения масс отдельных атомов и молекул очень малы, поэтому их неудобно использовать. Для измерения масс атомов и молекул в системе СИ принята атомная единица массы, которая равна $1/_{12}$ части массы атома изотопа углерода ^{12}C . Для проведения практически необходимых расчётов используют относительные атомные (A_r) и относительные молекулярные (M_r) массы. Относительная атомная масса (A_r) показывает, во сколько раз масса атома больше $1/_{12}$ части массы атома изотопа углерода ^{12}C . Относительная молекулярная масса (M_r) показывает, во сколько раз масса молекулы больше $1/_{12}$ части массы атома изотопа углерода ^{12}C . Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс всех элементов, которые входят в состав структурной единицы вещества. Относительные атомная и молекулярная массы — безразмерные величины, показывающие, во сколько раз масса частицы больше одной атомной единицы массы. Значения относительных атомных масс элементов приводятся в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

Пример 1. Вычислите относительную молекулярную массу серной кислоты.

Дано:



$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) — ?$$

Анализ и решение

Относительная молекулярная масса сложного вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов, которые входят в состав одной формульной единицы вещества.

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = A_r(\text{H}) \cdot 2 + A_r(\text{S}) \cdot 1 + A_r(\text{O}) \cdot 4 = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98. \quad \square$$

Мерой измерения количества вещества является **моль**. Моль любого вещества содержит столько структурных единиц (атомов, молекул, ионов и др.), сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C . Число атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C называется **числом Авогадро**, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$. Молярной массой вещества называется масса 1 моль вещества. Количество вещества n (v) связано с числом Авогадро N_A и массой вещества соотношениями:

$$n = \frac{N}{N_A},$$

$$n = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}}},$$

где n — количество вещества (моль),

N — число структурных единиц вещества (молекул, атомов и др.),

N_A — число Авогадро (число структурных единиц в 1 моль вещества), $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$,

$m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества (г),

$M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества (г/моль).



Пример 2. Вычислите молярную массу сульфата калия K_2SO_4 .

Дано:



$$M(K_2SO_4) — ?$$

Анализ и решение

Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе.

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав формулы единицы вещества.

$$M(K_2SO_4) = A_r(K) \cdot 2 + A_r(S) \cdot 1 + A_r(O) \cdot 4 = 39 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 174 \text{ г/моль.}$$
□

Пример 3. Какое количество вещества содержится в 19,6 г серной кислоты H_2SO_4 ?

Дано:

$$m(H_2SO_4) = 19,6 \text{ г}$$

$$n(H_2SO_4) — ?$$

Анализ и решение

Количество вещества n (v) вычисляется по уравнению

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}},$$

где $m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества (г),

$M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества (г/моль).

Вывод: для вычисления количества вещества необходимо

- 1) вычислить молярную массу серной кислоты;
- 2) по формуле найти количество вещества.

$$1) M(H_2SO_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ г/моль}$$

$$2) n(H_2SO_4) = 19,6 / 98 = 0,2 \text{ моль}$$
□

Пример 4. Какую массу имеет карбонат натрия Na_2CO_3 количеством вещества 0,2 моль?

Дано:

$$n(Na_2CO_3) = 0,2 \text{ моль}$$

$$m(Na_2CO_3) — ?$$

Анализ и решение

Количество вещества n (v) вычисляется по уравнению

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}},$$

где $m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества (г),

$M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества (г/моль).

Вывод: для вычисления количества вещества необходимо

- 1) вычислить молярную массу карбоната натрия;
- 2) по формуле найти массу вещества.

$$1) M(Na_2CO_3) = 23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3 = 106 \text{ г/моль}$$

$$2) m(Na_2CO_3) = 0,2 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 21,2 \text{ г}$$

□

Пример 5. Сколько молекул содержится в 6,3 г азотной кислоты HNO_3 ?

Дано:

$$m(HNO_3) = 6,3 \text{ г}$$

$$N(HNO_3) — ?$$

Анализ и решение

Количество вещества n (v) вычисляется по уравнению

$$n = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{в-ва}}, \quad (1)$$

где $m_{\text{в-ва}}$ — масса вещества (г),

$M_{\text{в-ва}}$ — молярная масса вещества (г/моль).

Количество вещества n (v) связано с числом частиц в веществе уравнением (2)

$$n = N / N_A, \quad (2)$$

где N — число частиц вещества,

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$ — число Авогадро.

Вывод: для вычисления числа молекул в веществе необходимо

- 1) вычислить молярную массу азотной кислоты;
- 2) по формуле (1) найти количество вещества;
- 3) по формуле (2) найти число молекул.

$$1) M(HNO_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63 \text{ г/моль}$$

$$2) n(HNO_3) = 6,3 / 63 = 0,1 \text{ моль}$$

$$3) N(HNO_3) = 0,1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 0,602 \cdot 10^{23} \text{ (молекул)}$$

□

Для веществ в газообразном состоянии соблюдается **закон Авогадро:** в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. Количество вещества связано с объёмом газа соотношением

Конец ознакомительного фрагмента.
Приобрести книгу можно
в интернет-магазине
«Электронный универс»
e-Univers.ru