Оглавление

От авторов 8

Раздел I. ОБЩАЯ ХИМИЯ 11

ГЛАВА 1. Первоначальные химические понятия 11
Типы химических реакций 14
Основные понятия и законы 15
Основные положения атомно-молекулярного учения 17
Примеры решений 19
Формальные вычисления 19
Упражнения к главе 1 26

ГЛАВА 2. Вычисления по химическим уравнениям 27
§ 2.1. Расчёты по уравнениям реакций 27
Упражнения к § 2.1 30
§ 2.2. Решение задач «на чистое вещество» 32
§ 2.3. Решение задач «на избыток — недостаток» 36
Упражнения к § 2.2 и § 2.3 37
§ 2.4. Решение задач «на выход продукта реакции» 39
Упражнения к § 2.4 45

ГЛАВА 3. Строение атома и правила заполнения электронами энергетических уровней и подуровней 47
Характеристики элементарных частиц 47
Электронная оболочка атомов 48
Периодический закон и Периодическая система 50
Упражнения к главе 3 53

ГЛАВА 4. Химическая связь и строение вещества 56
Химическая связь 56
Типы кристаллических решёток 62
Упражнения к главе 4 63

ГЛАВА 5. Химическая энергетика 64
Термохимические уравнения. Закон Гесса 67
Упражнения к главе 5 70

ГЛАВА 6. Химическая кинетика 70
Факторы, влияющие на скорость химической реакции 71
Упражнения к главе 6 76

Химическое равновесие 76
Упражнения к главе 6 79
ГЛАВА 7. Химия растворов 80
Способы выражения концентрации вещества в растворе 82
Упражнения к главе 7 89
ГЛАВА 8. Электролитическая диссоциация 90
Количественные характеристики диссоциации 92
Ионные уравнения 93
Кислотность среды. Понятие о pH 94
Гидролиз 95
Упражнения к главе 8 97
ГЛАВА 9. Окислительно-восстановительные процессы 99
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) 99
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций 101
Реакции в кислой среде 103
Реакции в нейтральной среде 103
Реакции в щелочной среде 104
Классификация окислительно-восстановительных реакций . . 104
Электрохимический ряд напряжений металлов. 105
Электролиз 106
Электролиз расплавов с инертными электродами. 106
Электролиз растворов с инертными электродами. 107
Коррозия и методы защиты от коррозии. 109
Упражнения к главе 9 112
ГЛАВА 10. Основы классификации и химические свойства основных классов неорганических веществ 113
Основы номенклатуры неорганических соединений 113
Классы неорганических соединений 115
Упражнения к главе 10 123
Ответы 127
Раздел II. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ 182
Неметаллы. Общая характеристика 182
ГЛАВА 1. Водород 184
Упражнения к главе 1 188

Элементы главной подгруппы VII группы 189

ГЛАВА 2. Галогены и их свойства 189
Упражнения к главе 2 199

Элементы главной подгруппы VI группы 201

ГЛАВА 3. Кислород и пероксид водорода 202
Упражнения к главе 3 208
ГЛАВА 4. Сера и её соединения 209
Упражнения к главе 4 222

Элементы главной подгруппы V группы 225

ГЛАВА 5. Азот и его соединения 226
Упражнения к главе 5 240
ГЛАВА 6. Фосфор и его соединения 242
Упражнения к главе 6 248

Элементы главной подгруппы IV группы 250

ГЛАВА 7. Углерод и его соединения 251
Упражнения к главе 7 259
ГЛАВА 8. Кремний и его соединения 261
Упражнения к главе 8 265

Металлы. Общая характеристика 268

ГЛАВА 9. Щелочные металлы 273
Упражнения к главе 9 277
ГЛАВА 10. Элементы главной подгруппы II группы 278
Упражнения к главе 10 283
ГЛАВА 11. Алюминий и его соединения 284
Упражнения к главе 11 288
ГЛАВА 12. Железо и его соединения 290
Упражнения к главе 12 298
ГЛАВА 13. Хром и его соединения 300
Упражнения к главе 13 306
ГЛАВА 14. Медь и её соединения 307
Упражнения к главе 14 310

ГЛАВА 15. Серебро и его соединения 312
Упражнения к главе 15 313
ГЛАВА 16. Цинк и его соединения 314
Упражнения к главе 16 317
ГЛАВА 17. Марганец и его соединения 318
Упражнения к главе 17 321
Ответы 322

Раздел III. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ 343

ГЛАВА 1. Строение органических веществ. Теория строения органических веществ А. М. Бутлерова (1861 г.) 343
Основы классификации и номенклатуры органических веществ 344
Принципы номенклатуры органических веществ 347
Валентные состояния атома углерода в органических соединениях. Электронное и пространственное строение некоторых молекул 359
Особенности классификации реакций с участием органических веществ 364
Упражнения к главе 1 366
ГЛАВА 2. Углеводороды 372
Насыщенные углеводороды 372
Алканы 372
Циклоалканы (циклопарафины) 377
Ненасыщенные углеводороды 380
Алкены 380
Алкины 386
Диеновые углеводороды 390
Каучуки 393
Ароматические углеводороды 394
Упражнения к главе 2 400

Функциональные производные углеводородов 405

ГЛАВА 3. Спирты 405
Предельные одноатомные спирты 406
Многоатомные спирты 412
Упражнения к главе 3 415

ГЛАВА 4. Фенолы 418
Упражнения к главе 4 424
ГЛАВА 5. Альдегиды и кетоны 425
Упражнения к главе 5 434
ГЛАВА 6. Карбоновые кислоты 436
Упражнения к главе 6 444
ГЛАВА 7. Сложные эфиры и жиры 447
Жиры 450
Упражнения к главе 7 452
ГЛАВА 8. Углеводы 453
Моносахариды 454
Полисахариды 461
Упражнения к главе 8 463
Азотсодержащие вещества 465
ГЛАВА 9. Амины 465
Упражнения к главе 9 470
ГЛАВА 10. Аминокислоты и белки 472
Упражнения к главе 10 476
Полимеры 478
Ответы 487
Приложения 533
Качественные реакции на неорганические ионы 533
Изменения, сопровождающие некоторые химические превращения 541
Качественные реакции на функциональные группы и связи в составе органических веществ 547
Некоторые реагенты, взаимодействующие с различными классами органических и неорганических веществ 553
Тривиальные названия неорганических веществ 560
Список использованной литературы 564

Раздел I
ОБЩАЯ ХИМИЯ

1 Первоначальные химические понятия

Химия — наука о веществах и их взаимных превращениях. Она является важнейшим разделом естествознания и играет большую роль в решении основных проблем современного общества, а именно:

— создании новых материалов для различных технических задач;

— установлении механизма важнейших биохимических процессов и их проведении в искусственных условиях;

— синтезе лекарственных препаратов;

— увеличении эффективности удобрений с целью повышения урожайности сельскохозяйственной продукции;

— разработке и создании новых источников энергии;

— охране окружающей среды.

Основным объектом изучения химии являются вещества. Вещество — это то, из чего состоят окружающие нас тела. Телом принято считать всё то, что имеет массу и объём. Из одного вещества могут состоять несколько тел. Снег, капли дождя — тела́, состоящие из воды. Известно несколько миллионов веществ, причём их количество растёт с каждым днём. Каждое вещество характеризуется индивидуальными свойствами. Задачей химии является выявление и описание таких свойств, которые делают возможными превращения одних веществ в другие в результате химических реакций.

Реакции протекают благодаря особой форме движения материи, которая состоит из вещества и поля. Каждый вид материи имеет свой набор элементарных частиц, как обладающих массой покоя (протон, нейтрон и электрон), так и не обладающих ею. При взаимодействии протонов и нейтронов образуются положительно заряженные ядра, которые притягивают противоположно заряженные электроны. Так формируются атомы.

Атом — наименьшая, химически неделимая, электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно

заряженных электронов. Атом — носитель химических свойств элемента.

Химический элемент — определённый вид атомов, имеющих одинаковый заряд ядра ($^{1}_{1}H, ^{2}_{1}H, ^{3}_{1}H$). Каждый химический элемент обозначается символом, представляющим собой первую или первую и одну из последующих букв его латинского названия.

В химии часто используется более широкое понятие — **атомная частица**. Под *атомными частицами* понимают производные от изолированных атомов: *атомные радикалы* (атомы, имеющие в основном или возбуждённом состоянии неспаренные электроны, например атомы хлора), *атомные ионы* (характеризуются положительным или отрицательным зарядом, не имеют неспаренных электронов, например ионы натрия) и *атомные ион-радикалы* (в ионизированном состоянии имеют неспаренные электроны, например ион двухвалентного железа Fe^{2+}).

Наименьшая нейтральная совокупность атомов, связанных в определённом порядке, способная к самостоятельному существованию, называется *молекулой.*

Молекула — наименьшая нейтральная частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Как правило, молекула не имеет неспаренных электронов. По аналогии с атомными существуют и **молекулярные частицы**. Под *молекулярными частицами* понимают *молекулы* (нет заряда и неспаренных электронов), *молекулярные радикалы* (нет заряда, но есть неспаренные электроны, например NO_2), *молекулярные ионы* (есть заряд, но нет неспаренных электронов) и *молекулярные ион-радикалы* (есть заряд и неспаренные электроны).

Атомные и молекулярные частицы могут взаимодействовать, что приводит к образованию более сложных ассоциатов (в газах или жидкостях) или агрегатов (в твёрдом состоянии). Атомные ассоциаты образуются из атомных частиц. Существование различных атомных или молекулярных образований определяется внешними условиями, изменение которых меняет характер образованной совокупности. Например: изолированные молекулы воды, существующие при высокой температуре, при её понижении сначала образуют ассоциаты, постепенно превращающиеся в жидкость, а затем формируются агрегаты (лёд). Он (лёд) характеризуется уже новыми свойствами, присущими твёрдому состоянию. Таким образом, усложнение химической

формы ведёт к изменению и увеличению набора физико-химических свойств рассматриваемой системы.

Наличие символов химических элементов позволяет ввести **химические формулы**, отражающие состав веществ. Химическая формула простого вещества обозначается знаком элемента и индексом, записанным справа внизу и показывающим число атомов в атомной совокупности (инертные газы — He и Ar; галогены — F_2 и I_2). **Простое вещество** — вещество, состоящее из атомов одного химического элемента (O_2, H_2, P_4). Некоторые химические элементы могут образовывать несколько разных простых веществ. **Аллотропия** — способность химического элемента образовывать несколько простых веществ. Причинами аллотропии могут быть как образование молекул с разным числом атомов (O_2, O_3), так и образование кристаллов разной модификации. Элемент углерод образует простые вещества — алмаз, графит, карбин, фуллерен, графен. Сера образует две кристаллические модификации — ромбическую и моноклинную, построенные из циклических молекул S_8, — и полимерную пластическую серу.

Сложное вещество — вещество, состоящее из атомов нескольких химических элементов. Химическая формула сложного вещества отражает не только его элементный состав, но и количественные соотношения между числом атомов разных элементов в молекуле (молекула H_2SO_4 содержит 2 атома водорода, 1 атом серы и 4 атома кислорода; в состав молекулы $C_{12}H_{22}O_{11}$ входят 12 атомов углерода, 22 атома водорода, 11 атомов кислорода; молекула HCl состоит из 1 атома водорода и 1 атома хлора). Наряду с химическими соединениями существуют смеси, которые также состоят из атомов или молекул разного вида.

Наличие химических формул для веществ позволяет изображать **химические** явления посредством *уравнений*.

Химические явления (реакции) — явления, при которых одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных составом и свойствами или строением молекул (реакции изомеризации). При этом не происходит изменения состава ядер атомов.

Физические явления — явления, при которых изменяется форма или физическое состояние вещества или образуются новые вещества за счёт изменения состава ядер атомов.

Основные положения атомно-молекулярного учения

1. Все вещества состоят из атомов.
2. Атомы каждого элемента одинаковы между собой, но отличаются от атомов другого вида.
3. При взаимодействии атомов образуются молекулы: гомоядерные (при взаимодействии атомов одного вида образуются молекулы простых веществ) и гетероядерные (при взаимодействии атомов разных элементов образуются молекулы сложных веществ).
4. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических реакциях разрушаются. Атомы при химических реакциях сохраняются.
5. Химические реакции заключаются в образовании новых веществ (продуктов) из атомов, которые входили в состав исходных веществ (реагентов).

Абсолютная масса атома или молекулы выражается в граммах или килограммах, она очень мала (масса атома водорода равна $1{,}674 \cdot 10^{-24}$ г), и её применение в повседневной практике ограничено. В связи с этим была введена особая единица измерения массы — *атомная единица массы*, равная 1/12 части массы атома изотопа углерода ^{12}C:

$$1 \text{ а. е. м.} = 1/12\ m(^{12}C) = 1{,}66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1{,}66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Значение массы атома любого элемента или любой молекулы может быть выражено в атомных единицах массы (а. е. м.).

Относительная атомная масса элемента (A_r) — величина, равная отношению средней массы атомов естественного изотопического состава к 1 а. е. м.:

$$A_r = m_{атома} / 1 \text{ а. е. м.}$$

Относительная молекулярная масса (M_r) — величина, равная отношению массы молекулы к 1 а. е. м.:

$$M_r = m_{молекулы} / 1 \text{ а. е. м.}$$

Относительная атомная масса и относительная молекулярная масса — безразмерные величины, например: $A_r(Cl) = 35{,}5$; $A_r(P) = 31$, $M_r(NaCl) = 58{,}5$. Относительная молекулярная масса равна сумме

относительных атомных масс элементов, входящих в состав молекулы, например:

$$M_r(HNO_3) = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63.$$

Кроме рассмотренных величин, в химии применяют особую величину — количество вещества n, которое определяется числом структурных единиц, содержащихся в порции вещества, и выражается в молях.

Моль — количество вещества (n), содержащее столько структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов или других частиц), сколько атомов содержится в 12 граммах изотопа углерода ^{12}C.

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

Молярная масса — масса вещества, взятого в количестве один моль. Единицы измерения: г/моль, кг/кмоль, мг/ммоль.

Количество вещества связано с массой m, молярной массой M вещества и числом структурных единиц N в нём следующими соотношениями:

$$n = \frac{m}{M},\ n = \frac{N}{N_A}.$$

Второе следствие из закона Авогадро: относительная плотность одного газа по другому равна отношению их молекулярных масс:

$$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}.$$

Например, относительная плотность по водороду, воздуху и кислороду вычисляется по формулам:

$$D_{H_2} = \frac{M_{r1}}{2};\ D_{возд.} = \frac{M_{r1}}{29};\ D_{O_2} = \frac{M_{r1}}{32}.$$

Относительная плотность определяется опытным путём как отношение массы газов, имеющих одинаковый объём при одинаковых условиях, т. е. $D = \frac{m_1}{m_2}$, если $V_1 = V_2$.

Для приведения объёмов газов к нормальным условиям используют объединённый газовый закон и уравнение Менделеева — Клапейрона.

Объединённый газовый закон:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0},$$

где P_0, V_0 и T_0 — давление, объём и температура при нормальных условиях, P, V и T — давление, объём и температура при условиях измерений.

Уравнение Менделеева — Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M} RT,$$

где P и V — давление и объём газа, m и M — масса и молярная масса вещества, R — универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль · K), T — абсолютная температура.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЙ

ФОРМАЛЬНЫЕ ВЫЧИСЛЕНИЯ

Пример 1. Вычислите относительную молекулярную массу серной кислоты H_2SO_4.

Дано:	Анализ и решение:
H_2SO_4 $M_r(H_2SO_4)$ — ?	Относительная молекулярная масса сложного вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов, которые входят в состав одной формульной единицы вещества.

$$M_r(H_2SO_4) = (A_r(H) \cdot 2 + A_r(S) \cdot 1 + A_r(O) \cdot 4) = (1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4) = 98$$

Пример 2. Вычислите молярную массу сульфата калия K_2SO_4.

Дано:	Анализ и решение:
K_2SO_4 $M(K_2SO_4)$ — ?	Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе.

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

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

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

Дано:	Анализ и решение:
$m(H_2SO_4) = 19{,}6$ г $n(H_2SO_4)$ — ?	Количество вещества n(ν) вычисляется по формуле $n = m_{в\text{-}ва}/M_{в\text{-}ва}$,

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

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

Вывод: для вычисления количества вещества необходимо:

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

1) $M(H_2SO_4) = (1\cdot 2 + 32 + 16\cdot 4) = 98$ г/моль
2) $n(H_2SO_4) = 19{,}6 / 98 = 0{,}2$ моль

Пример 4. Какую массу имеет сульфат натрия Na_2SO_4 количеством вещества 0,2 моль?

Дано:	Анализ и решение:
$n(Na_2SO_4) = 0{,}2$ моль $m(Na_2SO_4)$ — ?	Количество вещества n(ν) вычисляется по формуле $n = m_{в\text{-}ва}/M_{в\text{-}ва}$,

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

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

Вывод: для вычисления массы вещества необходимо:

1) вычислить молярную массу сульфата натрия,
2) по формуле найти массу вещества.

1) $M(Na_2SO_4) = (23\cdot 2 + 32 + 16\cdot 4) = 142$ г/моль
2) $m(Na_2SO_4) = 0{,}2$ моль $\cdot$ 142 г/моль $= 28{,}4$ г

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

Дано:
$m(HNO_3) = 6{,}3$ г
$N(HNO_3)$ — ?

Анализ и решение:
Количество вещества вычисляется по формуле

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

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

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

$$n = N_{в\text{-}ва}/N_A \quad (2),$$

где $N_{в\text{-}ва}$ — 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) $M(HNO_3) = (1 + 14 + 16 \cdot 3) = 63$ г/моль
2) $n(HNO_3) = 6{,}3 / 63 = 0{,}1$ моль
3) $N_{мол.}(HNO_3) = 0{,}1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} = 0{,}602 \cdot 10^{23}$ (молекул)

Пример 6. Какое количество вещества содержится в 224 л азота N_2 при нормальных условиях?

Дано:
$V(N_2) = 224$ л
$n(N_2)$ — ?

Анализ и решение:
Для газообразных веществ количество вещества вычисляется по формуле

$$n = V_{газ}/V_M,$$

где $V_{газ}$ — объём газа (л),
V_M — молярный объём газа ($V_M = 22{,}4$ л/моль при н. у.).

$n(N_2) = 224/22{,}4 = 10$ моль

Пример 7. Какой объём занимают 0,2 моль кислорода O_2 при нормальных условиях?

Дано:
$n(O_2) = 0,2$ моль
$V(O_2) — ?$

Анализ и решение:
Для газообразных веществ количество вещества n(ν) вычисляется по формуле

$$n = V_{газ}/V_M,$$

где $V_{газ}$ — объём газа (л),
V_M — молярный объём газа ($V_M = 22,4$ л/моль при н. у.).

$V(O_2) = 0,2 \cdot 22,4 = 4,48$ л

Пример 8. Какую массу имеют 4,48 л углекислого газа CO_2 при нормальных условиях?

Дано:
$V(CO_2) = 4,48$ л (н. у.)
$m(CO_2) — ?$

Анализ и решение:
Для нахождения массы газообразного вещества используют формулу (1), связывающую объём газа с количеством вещества, и формулу (2), связывающую количество вещества с его массой:

$$n = V_{газ}/V_M \ (1),$$

где $V_{газ}$ — объём газа (л),
V_M — молярный объём газа ($V_M = 22,4$ л/моль при н. у.);

$$n = m_{в\text{-}ва}/M_{в\text{-}ва} \ (2),$$

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

Вывод: для вычисления массы вещества необходимо:
1) вычислить количество газообразного вещества по формуле (1),
2) вычислить молярную массу углекислого газа,
3) вычислить массу вещества по формуле (2).

1) $n(CO_2) = 4,48 / 22,4 = 0,2$ моль
2) $M(CO_2) = (12 + 16 \cdot 2) = 44$ г/моль
3) $m(CO_2) = 0,2 \cdot 44 = 8,8$ г

Пример 9. Какой объём занимают 220 г оксида азота(I) N_2O при нормальных условиях?

Дано:
$m(N_2O) = 220$ г
$V(N_2O)$ — ?

Анализ и решение:
Для нахождения объёма газообразного вещества используют формулу (1), связывающую массу газа с количеством вещества, и формулу (2), связывающую количество вещества с его объёмом:

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

где $m_{в\text{-}ва}$ — масса вещества (г),
$M_{в\text{-}ва}$ — молярная масса вещества (г/моль);

$$n = V_{газ}/V_M \ (2),$$

где $V_{газ}$ — объём газообразного вещества (л),
V_M — молярный объём газа ($V_M = 22{,}4$ л/моль при н. у.).

Вывод: для вычисления объёма газообразного вещества необходимо:
1) вычислить молярную массу оксида азота(I),
2) вычислить количество вещества по формуле (1),
3) вычислить объём газообразного вещества по формуле (2).

1) $M(N_2O) = (14 \cdot 2 + 16) = 44$ г/моль
2) $n(N_2O) = 220/44 = 5$ моль
3) $V(N_2O) = 5 \cdot 22{,}4 = 112$ л

Пример 10. Какую массу имеют 24,62 л кислорода, находящегося при 27 °С и давлении 2 атм.?

Дано:
$V_1(O_2) = 24{,}62$ л
$t_1 = 27$ °С
$p_1 = 2$ атм.
$m(O_2)$ — ?

Анализ и решение:
Для нахождения массы газообразного вещества используют формулу (1), связывающую объём газа с количеством вещества, и формулу (2), связывающую количество вещества с его массой:

$$n = V_{газ}/V_M \ (1),$$

где $V_{газ}$ — объём газа (л),
V_M — молярный объём газа ($V_M = 22{,}4$ л/моль при н. у.);

$$n = m_{в\text{-}ва}/M_{в\text{-}ва} \ (2),$$

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

Объём газа приводят к нормальным условиям с использованием формулы (3):

$$P_1V_1 / T_1 = P_0V_0 / T_0 \qquad (3),$$

где P_0, V_0, T_0 — соответственно давление, объём и температура при нормальных условиях,

P_1, V_1, T_1 — давление, объём и температура в условиях измерений.

Вывод: для вычисления массы вещества необходимо:

1) вычислить объём газа при н. у. по формуле (3),
2) вычислить количество газообразного вещества по формуле (1),
3) вычислить молярную массу кислорода,
4) вычислить массу вещества по формуле (2).

1) $V_0(O_2) = P_1V_1T_0 / T_1P_0 = 2 \cdot 24{,}62 \cdot 273/(273 + 27) \cdot 1 = 44{,}8084 \approx$ $\approx 44{,}8$ л
2) $n(O_2) = 44{,}8 / 22{,}4 = 2$ моль
3) $M(O_2) = (16 \cdot 2) = 32$ г/моль
4) $m(O_2) = 2 \cdot 32 = 64$ г

Пример 11. Рассчитайте относительную плотность оксида азота(III) N_2O_3 по кислороду.

Дано:	Анализ и решение:
N_2O_3 $D_{N_2O_3/O_2}$ — ?	Относительная плотность одного вещества по другому вычисляется по формуле $D_{1/2} = M_1/M_2,$

где M_1 — молярная масса первого вещества,

M_2 — молярная масса второго вещества.

Вывод: для нахождения относительной плотности необходимо:

1) вычислить молярные массы веществ,
2) вычислить относительную плотность по кислороду, т. е. найти отношение молярных масс.

1) $M(N_2O_3) = (14 \cdot 2 + 16 \cdot 3) = 76$ г/моль
   $M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32$ г/моль
2) $D_{\text{по } O_2} = 76 / 32 = 2{,}375$

Пример 12. Некоторый объём кислорода имеет массу 3,2 г. Такой же объём неизвестного газообразного вещества в этих же условиях имеет массу 4,4 г. Определите молярную массу вещества.

Дано:	Анализ и решение:
$m(O_2) = 3{,}2$ г $m(X) = 4{,}4$ г $M(X)$ — ?	Относительная плотность одного газа по другому при условии равенства объёмов этих газов вычисляется по формуле $D_{1/2} = m_1/m_2$ (1), где m_1 и m_2 — массы газов.

Относительная плотность также равна отношению молярных масс

$$D_{1/2} = M_1/M_2 \quad (2),$$

где M_1 — молярная масса первого вещества,
M_2 — молярная масса второго вещества.

Вывод: для нахождения молярной массы необходимо:
1) вычислить относительную плотность по кислороду по формуле (1),
2) вычислить молярную массу кислорода,
3) вычислить молярную массу вещества по формуле (2).

1) $D_{\text{по } O_2} = 4{,}4 / 3{,}2 = 1{,}375$
2) $M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32$ г/моль
3) $M(X) = 1{,}375 \cdot 32 = 44$ г/моль

Пример 13. Вычислите массовые доли элементов в карбонате кальция $CaCO_3$.

Дано:	Анализ и решение:
$CaCO_3$ $\omega(Ca)$ — ? $\omega(C)$ — ? $\omega(O)$ — ?	Основная формула $\omega = \dfrac{m_{\text{части}}}{m_{\text{всего вещ-ва}}}$

Воспользуемся основной формулой для массовой доли

$$\omega = m_{\text{части}}/m_{\text{всего в-ва}},$$

где $m_{\text{части}}$ — масса всех атомов элемента, имеющихся в соединении,
$m_{\text{всего в-ва}}$ — молярная масса вещества.
$M(CaCO_3) = 100$ г/моль

$\omega(Ca) = 40 / 100 = 0{,}4$, или 40 %
$\omega(C) = 12 / 100 = 0{,}12$, или 12 %
$\omega(O) = 16 \cdot 3 / 100 = 48 / 100 = 0{,}48$, или 48 %

УПРАЖНЕНИЯ К ГЛАВЕ 1: ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

1.1. Вычислите молекулярную массу следующих веществ: 1) NaOH; 2) H_3PO_4; 3) HNO_3; 4) O_2; 5) H_2CO_3.

1.2. Какое количество вещества содержится в 1) 80 г NaOH; 2) 9,8 г H_2SO_4; 3) 20 г $CaCO_3$; 4) 12,6 г HNO_3; 5) 64 г кислорода; 6) 128 г сернистого ангидрида SO_2?

1.3. Какую массу имеют: 1) 1,5 моль KOH; 2) 2,5 моль Fe_2O_3; 3) 0,5 моль N_2?

1.4. Какие объёмы при нормальных условиях будут занимать: 1) 80 г кислорода; 2) 3 г оксида азота(II); 3) 128 г сернистого ангидрида?

1.5. Определите количество вещества и его массу: 1) $6{,}02 \cdot 10^{21}$ молекул углекислого газа; 2) $12{,}04 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода; 3) $1{,}8 \cdot 10^{23}$ молекул воды.

1.6. Рассчитайте, каковы массы (в граммах): 1) одной молекулы брома; 2) двух атомов кальция; 3) трёх молекул фенола C_6H_5OH.

1.7. Имеются образцы кальция и кадмия массой 2 кг каждый. Сколько атомов содержится в каждом образце металла?

1.8. Сколько атомов водорода содержится в 1) 10 моль пропана C_3H_8; 2) 2,24 л аммиака (н. у.); 3) 4,5 г этиламина $C_2H_5NH_2$?

1.9. Рассчитайте плотность по воздуху и массу при нормальных условиях: 1) 1 л азота; 2) 3 л угарного газа; 3) 11,2 л сероводорода.

1.10. 200 мл (н. у.) углеводорода имеют массу 0,232 г. Определите молярную массу углеводорода.

1.11. При некоторой температуре плотность серы по азоту равна 9,14. Из скольких атомов состоит молекула серы в этих условиях?

1.12. Плотность паров фосфора по воздуху равна 4,28. Из скольких атомов состоит молекула фосфора?