

В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко,
А. А. Дроздов, В. В. Лунин

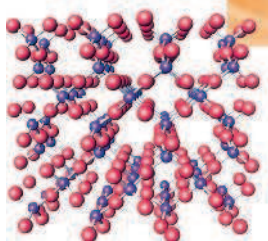
 | российский
учебник

ХИМИЯ

Учебник

Под редакцией
доктора химических наук,
академика РАН В. В. Лунина

Рекомендовано
Министерством просвещения
Российской Федерации



9-е издание, стереотипное

Москва



2020

9

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Е70

Еремин, В. В.

Е70 Химия : 9 класс : учебник / В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, А. А. Дроздов, В. В. Лунин; под ред. В. В. Лунина. — 9-е изд., стереотип. — М. : Дрофа, 2020. — 287, [1] с. : ил. — (Российский учебник).

ISBN 978-5-358-23255-6

Учебник написан преподавателями химического факультета МГУ им. М. В. Ломоносова. Отличительными особенностями книги являются простота и наглядность изложения материала, высокий научный уровень, большое количество иллюстраций, экспериментов и занимательных опытов, что позволяет использовать её в классах и школах с углублённым изучением естественно-научных предметов.

Учебник соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту основного общего образования.

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72

РОССИЙСКИЙ УЧЕБНИК

Учебное издание

**Еремин Вадим Владимирович, Кузьменко Николай Егорович
Дроздов Андрей Анатольевич, Лунин Валерий Васильевич**

ХИМИЯ. 9 класс

Учебник

Зав. редакцией *Т. Д. Гамбурцева*. Ответственный редактор *И. Ю. Рузавина*
Художественный редактор *О. А. Новотоцких*. Художественное оформление *А. В. Колалин*. Технический редактор *И. В. Грибкова*
Компьютерная верстка *Г. А. Фетисова*. Корректор *Е. Е. Никулина*

Подписано к печати 10.06.19. Формат 60 × 90 ¹/₁₆. Гарнитура «Школьная».
Печать офсетная. Усл. печ. л. 16,0. Тираж 7000 экз. Заказ № .

ООО «ДРОФА». 123112, г. Москва, Пресненская набережная,
дом 6, строение 2, помещение № 1, этаж 14.



rosuchebnik.rf/метод

Предложения и замечания по содержанию и оформлению книги можно отправлять по электронному адресу: expert@rosuchebnik.ru

По вопросам приобретения продукции издательства обращайтесь:
тел.: 8-800-700-64-83; e-mail: sales@rosuchebnik.ru

Электронные формы учебников, другие электронные материалы и сервисы:
lecta.rosuchebnik.ru, тел.: 8-800-555-46-68

В помощь учителю и ученику: регулярно пополняемая библиотека дополнительных материалов к урокам, конкурсы и акции с поощрением победителей, рабочие программы, вебинары и видеозаписи открытых уроков rosuchebnik.rf/метод

ISBN 978-5-358-23255-6

© ООО «ДРОФА», 2013

© ООО «ДРОФА», 2019, с изменениями

Дорогие девятиклассники!

Вместе с первыми жёлтыми листьями незаметно отступило лето и настала осень, а с ней — и новый учебный год. Все мы стали на год взрослее, и это даёт нам повод оглянуться назад, подытожить знания, полученные ранее. В начале 8 класса мы поставили перед вами задачу освоить элементарные химические знания, ту азбуку, которой оперируют химики. Теперь вы уже не путаете понятия *вещество* и *тело*, умеете отличать оксиды от оснований, а кислоты от солей. По свойствам твёрдого соединения вы без труда можете предсказать тип его кристаллической решётки. Вы познакомились со свойствами воды, а также некоторых газов — кислорода, водорода, изучили состав воздуха. В основе химии, как и других естественных наук, лежит атомистическая теория. Все вещества состоят из атомов, которые могут объединяться в молекулы. С точки зрения химии атомы вечны — они не возникают и не исчезают, а просто переходят из одного вещества в другое. Эти превращения могут затрагивать лишь электронные оболочки атомов, что приводит к изменению степени окисления.



Атомы и молекулы взаимодействуют друг с другом в определённых количественных отношениях. Однако для проведения реакций на практике надо знать массы или объёмы реагирующих веществ. Такие расчёты, называемые стехиометрическими, вы изучите в первой главе книги. Следующая глава учебника посвящена типам химических реакций и закономерностям их протекания. Она содержит теоретические сведения, необходимые для изучения неорганической химии — химии элементов и их соединений. С неорганической химией вы познакомитесь в следующих двух главах книги, а в заключительной главе рассматриваются закономерности изменения свойств веществ. Не забывайте заглядывать в конец книги, где приведены занимательные опыты, которые вы можете провести в кабинете химии под руководством учителя. В рубрике «В свободное время» вы, как и прежде, найдёте описания простейших химических экспериментов, легко осуществляемых и в домашних условиях.

Параграфы, выделенные в учебнике синим цветом, включают в себя дополнительный материал, необязательный для изучения. Текст, отмеченный синей плашкой и чертой, также относится к дополнительному. Значком «*» в разделах «Вопросы и задания» отмечены задания повышенной сложности.

И в заключение несколько слов об обложке. Она посвящена кварцу — оксиду кремния(IV). Это соединение широко распространено в природе. Крупные прозрачные кристаллы кварца называют горным хрусталём, а мелкий порошок — кварцевым песком. Чистый кварцевый песок не имеет окраски, а привычный жёлтый цвет ему придают частички глины или минералов железа. В природе встречается и окрашенный примесями оксид кремния(IV) — это фиолетовые аметисты, оранжево-красный сердолик, зелёная яшма. Внимательно сравните структуры кварца со структурой воды, которую вы помните по обложке учебника 8 класса. Они похожи. Природа не любит большого разнообразия кристаллических форм.

Желаем вам успехов в изучении химии.

Авторы

Стехиометрия. Количественные отношения в химии

Как вы помните, химия изучает вещества и их превращения. Состав веществ выражают химические формулы, а суть химических превращений — уравнения реакций. Химические формулы и уравнения содержат много информации; изучив эту главу, вы научитесь грамотно использовать эту информацию.

Химическая информация бывает качественная и количественная. Когда вы узнаете о том, из каких химических элементов состоит вещество или какие вещества могут реагировать друг с другом, вы получаете качественную информацию. Если же речь идёт о том, в каких соотношениях реагируют вещества, то эта информация — количественная. Количественными отношениями занимается специальный раздел химии — *стехиометрия* (от греч. *стойхеион* — элемент и *метрео* — измеряю). Этот термин ввёл немецкий учёный И. В. Рихтер (1762—1807). К изучению основных положений стехиометрии вы сейчас и приступаете.

§ 1

Моль — единица количества вещества

Представьте себе продовольственный магазин, в который на машине привезли сахарный песок. Он состоит из очень маленьких кристаллов органического вещества сахарозы. Для того чтобы узнать количество песка, заведующий складом, конечно, не будет пересчитывать один за другим все кристаллики, а просто сосчитает привезённые мешки (рис. 1). Похожую процедуру применяют и в химии для определения количества того или иного вещества. Порцию вещества, содержащую определённое число его частиц, называют **количеством вещества** (ν — «ню»). Оно показывает,



Рис. 1. Определение количества сахарного песка

сколько наименьших частиц (структурных единиц) данного вещества содержится в том или ином образце. Для веществ молекулярного строения такими частицами являются молекулы, в остальных случаях структурная единица соответствует химической формуле, например для кварца — SiO_2 , поваренной соли — NaCl , железа — Fe .

Атомы и молекулы, из которых состоит вещество, очень малы, поэтому неудивительно, что их число в окружающем нас мире огромно. Даже в самом маленьком кристалле сахара число молекул превышает миллиард миллиардов. Химики, не имея возможности пересчитать отдельные молекулы, для измерения количества вещества используют специальную единицу — моль¹.

Моль — это количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц данного вещества.

Таким образом, 1 моль воды содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O , 1 моль железа — столько же атомов Fe и т. д.

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называют **числом Авогадро** в честь итальянского учёного Амедео Авогадро. Почему именно это число выбрано для определения моля? Дело в том, что столько атомов содержится в 12 г изотопа углерода ^{12}C , который используют в качестве стандарта для определения атомной единицы массы.

Один атом углерода ^{12}C имеет массу 12 а. е. м., а $6,02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро) атомов углерода ^{12}C ве-

¹ При написании слово «моль» склоняется, когда перед ним не стоит число, и не склоняется после числа или переменной. Например: два *моля* водорода реагируют с одним *молем* кислорода, но 2 *моля* водорода реагируют с 1 *молью* кислорода.

сят 12 г. Следовательно, произведение атомной единицы массы и числа Авогадро равно 1 г. Значит,

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{1 \text{ г}}{6,02 \cdot 10^{23}}.$$

Таким образом, определение моля тесно связано с определением единицы массы атомов и молекул.

Числу Авогадро численно равна **постоянная Авогадро**, которую обозначают N_A . Эта постоянная, в отличие от числа Авогадро, выражается в единицах, делённых на моль ($1/\text{моль}$, т. е. моль^{-1}). Таким образом,

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

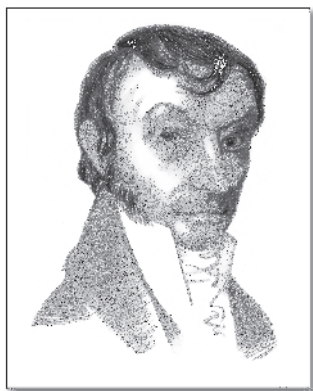
Для приближённых расчётов число Авогадро округляют до $6 \cdot 10^{23}$.

12 г углерода ^{12}C содержат около
600 000 000 000 000 000 000 000 атомов.

Понятие «моль» можно применять не только к молекулам, но и к любым штучным объектам — атомам, ионам, электронам и т. д. Если мы попытаемся применить понятие моля к обычным явлениям нашей жизни, то сразу увидим, насколько велико число Авогадро. Так, если 1 моль рублей положить в Сбербанк под 16% годовых, то каждую секунду на одного жителя России будет приходиться доход 20 млн рублей. Другой пример: если одним молем однокопеечных монет покрыть

Авогадро Амедео (1776 — 1856)

Итальянский физик и химик. Родился в Турине. Получил юридическое образование. В 24 года начал самостоятельно изучать физику и математику. С 1809 г. преподавал в колледже г. Верчелли, потом — в Туринском университете. Основные работы посвящены молекулярной физике. Ввёл понятия «молекула» и «молекулярный вес». В 1814 г. открыл важный для физики и химии закон, названный впоследствии его именем. На основе этого закона Авогадро разработал метод определения молекулярных и атомных масс. Он первым установил, что формула воды — H_2O , а не HO , как считали ранее. Постоянная Авогадро была введена в науку спустя много лет после смерти учёного.



всю поверхность Земли, включая моря и океаны, то получится слой толщиной 1 км.

Зная постоянную Авогадро, можно любое количество вещества выразить в молях. Если вещество содержит N молекул (или структурных единиц), то количество вещества равно:

$$\nu = \frac{N}{N_A}; \quad N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Наоборот, зная количество вещества в молях, можно найти число частиц:

$$N = \nu \cdot N_A.$$

Задача 1. В воздухе классной комнаты находится $4,93 \cdot 10^{26}$ молекул кислорода. Найдите количество вещества кислорода.

| | |
|--|---|
| <p>Д а н о.</p> $N(\text{O}_2) = 4,93 \cdot 10^{26}$ | <p>Р е ш е н и е.</p> <p style="text-align: center;"><i>Способ I</i></p> $\nu = \frac{N}{N_A};$ $\nu(\text{O}_2) = \frac{4,93 \cdot 10^{26}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} =$ $= 819 \text{ моль}.$ |
| <hr/> $\nu(\text{O}_2) \text{ — ?}$ | |

Способ II

Используем определение моля:

в 1 моль O_2 содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул,

в x моль O_2 содержится $4,93 \cdot 10^{26}$ молекул;

$$x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 4,93 \cdot 10^{26}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 819 \text{ моль}.$$

О т в е т. $\nu(\text{O}_2) = 819$ моль.

Понятие «моль» играет важную роль в расчётах по формулам веществ и уравнениям химических реакций. Например, формула воды H_2O может означать как одну молекулу воды, так и один моль этого вещества. Из формулы воды следует, что в состав молекулы H_2O входят два атома водорода и один атом кислорода. А если

мы возьмём не одну молекулу, а целый моль воды, т. е. $6 \cdot 10^{23}$ молекул? Тогда и атомов будет в $6 \cdot 10^{23}$ раз больше: один моль воды содержит два моля атомов Н и один моль атомов О.

Задача 2. Определите количество атомов азота и кислорода (в молях) в 0,5 моль оксида азота(V).

| | |
|--|--|
| Д а н о. $\nu(\text{N}_2\text{O}_5) = 0,5$ моль | Р е ш е н и е. Формула оксида азота(V) — N_2O_5 . Согласно этой формуле: |
| $\nu(\text{N})$ — ? $\nu(\text{O})$ — ? | |

в 1 моль N_2O_5 содержится 2 моль атомов N и 5 моль атомов O,

в 0,5 моль N_2O_5 содержится x моль атомов N и y моль атомов O:

$$x = \frac{0,5 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1 \text{ моль};$$

$$y = \frac{0,5 \text{ моль} \cdot 5 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 2,5 \text{ моль}.$$

Можно обойтись и без пропорции. Достаточно заметить, что атомов азота в N_2O_5 всегда в 2 раза больше, чем молекул, поэтому $\nu(\text{N}) = 2\nu(\text{N}_2\text{O}_5) = 1$ моль. Аналогично, $\nu(\text{O}) = 5\nu(\text{N}_2\text{O}_5) = 2,5$ моль.

О т в е т. $\nu(\text{N}) = 1$ моль, $\nu(\text{O}) = 2,5$ моль.

Вопросы и задания

1. Дайте определение понятия «моль».
2. В стакане воды содержится 11 моль этого вещества. Рассчитайте число молекул воды в стакане.
3. Плёнка золота содержит $3,01 \cdot 10^{19}$ атомов золота. Рассчитайте количество вещества золота (в молях).
4. Сколько молей атомов кислорода содержится в углекислом газе, количество вещества которого: а) 1 моль; б) 4 моль; в) 0,37 моль?
5. Рассчитайте количество вещества оксида серы(VI) SO_3 , если известно, что количество атомов кислорода в нём составляет: а) 1 моль; б) 3 моль; в) 0,18 моль.
- *6. Сколько молей электронов содержится в одном моле: а) золота; б) хлорида натрия?

7. Общее число атомов на Земле примерно равно $6 \cdot 10^{49}$. Сколько это молей?
- *8. Если взять один моль букв и разместить их в строчку, то чему будет равна её длина в световых годах? Считайте, что каждая буква занимает 1 см строки, скорость света равна 300 тыс. км/с, в одном году около 30 млн секунд.
- *9. Подумайте, как ещё можно наглядно продемонстрировать, насколько велико число Авогадро.

§ 2 Молярная масса

Мы определили моль как количество вещества, содержащее $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (структурных единиц). А как узнать, сколько молей воды содержится в стакане или сколько молекул в воздухе, которым вы дышите в классе? Непосредственно измерить число молекул или количество вещества нельзя, таких приборов ещё не изобрели. Измерить можно другие физические величины, например массу вещества m . Попробуем связать эту величину с количеством вещества ν . Для этого определим массу одного моля вещества:

$$\frac{m}{\nu} = M.$$

Эту величину называют молярной массой.

Молярная масса — это физическая величина, равная отношению массы вещества к его количеству.

Молярную массу выражают в граммах на моль (г/моль).

Моль состоит из $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, поэтому молярная масса равна массе одной молекулы m_m (в граммах), умноженной на постоянную Авогадро:

$$M = m_m \cdot N_A.$$

Массу молекулы можно рассчитать, зная относительную молекулярную массу вещества:

$$m_m = M_r \cdot 1 \text{ а. е. м.}$$

Сравнение молярной и относительной молекулярной масс некоторых веществ
Таблица 1

| Формула вещества | Относительная молекулярная масса M_r (безразмерна) | Молярная масса M , г/моль |
|------------------------------|--|-----------------------------|
| H_2O | 18 | 18 |
| $NaCl$ | 58,5 | 58,5 |
| H_2SO_4 | 98 | 98 |
| $C_{12}H_{22}O_{11}$ (сахар) | 342 | 342 |

Значения молярных масс некоторых веществ, рассчитанные с помощью этих формул, приведены в таблице 1. Легко заметить, что во всех случаях молярная масса M численно равна относительной молекулярной массе M_r . Это утверждение справедливо для всех веществ. *Молярная масса, выраженная в г/моль, численно равна относительной молекулярной массе вещества.*

Данное совпадение не случайно. Из формул, приведённых выше, можно найти связь между молярной и относительной молекулярной массами:

$$M = (M_r \cdot 1 \text{ а. е. м.}) \cdot N_A = M_r \cdot (1 \text{ а. е. м.} \cdot N_A) = M_r \cdot 1 \text{ г/моль.}$$

Численные значения M (в г/моль) и M_r всегда совпадают!

Хотя молярная масса M и относительная молекулярная масса M_r имеют одинаковые численные значения, между ними есть два важных различия, которые надо понять и запомнить. Во-первых, молярная масса характеризует один моль вещества, тогда как относительная молекулярная масса — одну молекулу. Во-вторых, молярная масса не является безразмерной величиной и, в отличие от относительной молекулярной массы, выражается в г/моль.

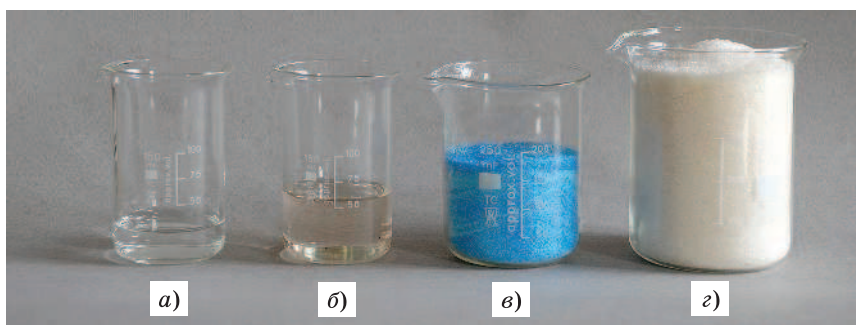


Рис. 2. Некоторые вещества количеством 1 моль:
 а — вода; б — серная кислота; в — медный купорос; г — сахар

Взвесим вещества, перечисленные в таблице 1, в количестве 1 моль. Легко заметить, что они имеют разную массу и занимают разный объём (рис. 2). Так, один моль сахара весит 342 г и занимает около трети килограммового пакета, а один моль воды — 18 г — это две неполные столовые ложки. Таким образом, разные вещества, взятые в одинаковом количестве, например 1 моль, имеют различные массы. В чём же тогда сходство этих образцов веществ? В них содержится примерно равное число молекул или иных частиц, из которых они построены. В двух столовых ложках (18 г) воды содержится примерно столько же молекул, сколько в 342 г сахарного песка, а именно $6 \cdot 10^{23}$. Молекулы сахара очень тяжёлые по сравнению с молекулами воды, поэтому 1 моль сахара и весит значительно больше, чем 1 моль воды. Очевидно, что чем больше масса одной молекулы, тем больше молярная масса вещества.

Задача 1. Рассчитайте молярную массу серной кислоты H_2SO_4 .

Решение.

Находим относительную молекулярную массу H_2SO_4 :

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

Молярная масса численно равна относительной молекулярной: $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

О т в е т. $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

Для того чтобы рассчитать количество вещества, достаточно знать его массу m и молярную массу M :

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

Из этой формулы следует, что по количеству вещества можно рассчитать его массу в граммах:

$$m = v \cdot M.$$

Наконец, если известны и масса, и количество вещества, то можно определить его молярную массу:

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

Все эти формулы используют для химических расчётов.

Задача 2. Рассчитайте массу двух молей серной кислоты.

| | |
|---|---|
| Д а н о. $v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ моль}$ | Р е ш е н и е. Найдём молярную массу серной кислоты (задача 1): $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}.$ |
| <hr/> $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$ | |

Далее расчёт можно проводить по формуле или с помощью пропорции.

Способ I

$$m = vM; \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 196 \text{ г}.$$

Способ II

Составляем пропорцию:

1 моль H_2SO_4 имеет массу 98 г,

2 моль H_2SO_4 — x г;

$$x = \frac{2 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 196 \text{ г}.$$

О т в е т. $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ г}.$

Задача 3. Какое количество вещества содержится в 200 г воды?

$$\begin{array}{l} \text{Дано.} \\ m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г} \end{array}$$

$$v(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Решение.

Находим молярную массу воды:

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2\text{O}) &= 2 \cdot 1 + 16 = \\ &= 18 \text{ (г/моль)}. \end{aligned}$$

По формуле рассчитываем количество вещества:

$$v = \frac{m}{M}; \quad v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{200 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} \approx 11,1 \text{ моль.}$$

О т в е т. $v(\text{H}_2\text{O}) \approx 11,1$ моль.

Задача 4. Сколько атомов содержится в куске железа с массой 14 г?

$$\begin{array}{l} \text{Дано.} \\ m(\text{Fe}) = 14 \text{ г} \end{array}$$

$$N(\text{Fe}) = ?$$

Решение.

Как и в других задачах, здесь можно использовать два способа: расчёт по формуле или составление пропорции.

Способ I

Сначала найдём количество вещества железа:

$$v = \frac{m}{M}; \quad v(\text{Fe}) = \frac{14 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль.}$$

Число атомов находим по формуле:

$$N = vN_A; \quad N(\text{Fe}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{23}.$$

Способ II

Молярная масса железа 56 г/моль.

В 56 г (одном моле) железа содержится $6 \cdot 10^{23}$ атомов, в 14 г железа содержится x атомов;

$$x = \frac{14 \text{ г} \cdot 6 \cdot 10^{23}}{56 \text{ г}} = 1,5 \cdot 10^{23}.$$

О т в е т. $N(\text{Fe}) = 1,5 \cdot 10^{23}$.

Вопросы и задания

1. Дайте определение молярной массы. В каких единицах она выражается?
2. Что общего и в чём различие между молярной массой и относительной молекулярной массой?

3. Какое вещество имеет наименьшую молярную массу?
4. Рассчитайте молярные массы следующих веществ по их формулам: а) H_2S , NH_3 , F_2 , CO_2 , CaCO_3 ; б) SO_2 , NaOH , K_2SO_4 , N_2 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; в) KOH , HNO_3 , H_3PO_4 , BaSO_4 , $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
5. Молярная масса соединения углерода с водородом равна 16 г/моль. Определите формулу этого соединения.
6. Рассчитайте количество вещества в: а) 16 г серы; б) 24 г кислорода; в) 49 г серной кислоты; г) 500 г карбоната кальция; д) 10 кг воды.
7. Где содержится больше молекул — в 100 г кислорода O_2 или в 100 г азота N_2 ? Дайте ответ, не прибегая к расчётам.
8. Где содержится больше атомов — в 100 г кислорода O_2 или в 100 г озона O_3 ? Дайте ответ, не прибегая к расчётам.
9. Сколько молекул и атомов содержится в 160 г жидкого кислорода?
10. Образец серной кислоты имеет массу 196 г. Рассчитайте количество вещества: а) серной кислоты; б) атомов серы; в) атомов водорода; г) атомов кислорода в этом образце.
11. В образце массой 2,8 г содержится 0,05 моль вещества. Найдите молярную массу.
12. В образце оксида азота массой 69 г содержится 1,5 моль вещества. Установите формулу оксида.
13. Используя определения молярной массы, относительной молекулярной массы и атомной единицы массы, докажите, что молярная масса численно равна относительной молекулярной массе.

§ 3

Вывод простейшей формулы вещества

Формула вещества, например H_2SO_4 , несёт в себе много важной информации. Она обозначает либо отдельную молекулу вещества, которую характеризует относительная молекулярная масса, либо один моль вещества, к которому применимо понятие молярной массы. Формула показывает качественный (в состав серной кислоты входят водород, сера и кислород) и количественный состав (молекула серной кислоты состоит из двух атомов водорода, атома серы и четырёх атомов кислорода). По ней можно найти отношение масс химических элементов:

$$m(\text{H}) : m(\text{S}) : m(\text{O}) = 2 : 32 : 64 = 1 : 16 : 32.$$

В 8 классе вы научились рассчитывать массовые доли химических элементов в соединении. На практике часто приходится решать обратную задачу — опреде-