О.С.ГАБРИЕЛЯН, И.Г.ОСТРОУМОВ

RNMNX

УЧЕБНИК

Допущено
Министерством образования Российской Федерации
в качестве учебника для студентов образовательных учреждений
среднего профессионального образования

11-е издание, стереотипное



Москва Издательский центр «Академия» 2013 УДК 54(075.32) ББК 24я723 Г121

Репензенты:

профессор Саратовского государственного аграрного университета им. Н.И.Вавилова, заслуженный деятель науки Российской Федерации, д-р хим. наук С.К.Клименко; преподаватель Московского государственного колледжа информационных технологий О.Ф.Куликова

Габриелян О.С.

Г121 Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. — 11-е изд., стер. — М.: Издательский центр «Академия», 2013. — 336 с., [16] л. цв. ил.

ISBN 978-5-7695-9991-0

На современном уровне изложены теоретические основы химии, рассмотрены вопросы химии элементов (неметаллов и металлов), строение и свойства разных классов органических соединений. Приведены контрольные вопросы и задачи, примеры решения задач. Даны рекомендации по выполнению лабораторных опытов и практических работ по всем разделам неорганической и органической химии.

Для студентов учреждений среднего профессионального образования.

УДК 54(075.32) ББК 24я723

Оригинал-макет данного издания является собственностью Издательского центра «Академия», и его воспроизведение любым способом без согласия правообладателя запрещается

- © Габриелян О.С., Остроумов И.Г., 2005
- © Образовательно-издательский центр «Академия, 2005
- ISBN 978-5-7695-9991-0 © Оформление. Издательский центр «Академия», 2005

К ЧИТАТЕЛЯМ

Дорогие друзья!

В представленном вам учебнике на основе целостного курса химии приведены главные понятия, законы, теории, факты химической науки в неразрывной связи с другими естественными дисциплинами: физикой, биологией, географией, экологией. Это позволит вам увидеть естественный мир во всем его богатстве и многообразии, поможет сформировать единую естественнонаучную картину мира.

Мы старались показать, что без знаний о химии восприятие окружающего мира будет неполным, а люди, не получившие таких знаний, могут неосознанно стать опасными для этого мира, так как химически неграмотное обращение с веществами, материалами и химическими процессами грозит немалыми бедами нашему общему дому — планете Земля.

Мы стремились раскрыть роль химии в повседневной жизни, в нехимической сфере человеческой деятельности в полном соответствии с высказыванием великого русского ученого М.В.Ломоносова: «Широко распростирает химия руки свои в дела человеческие». Ведь нет ни одной области деятельности, в которой бы не участвовали вещества, материалы или химические процессы. Например, девяносто процентов энергии, которую производит и потребляет человечество, — это результат химических реакций. Практически все, что выпускают современная промышленность и сельское хозяйство, связано с химией.

Бережное отношение к окружающему миру, любовь к ближнему и элементарные химические знания, без которых не обойтись ни экономисту, ни юристу, ни инженеру, ни машиностроителю, ни специалисту любой другой профессии, — вот залог грамотного и эффективного использования достижений химической науки.

Любите химию, изучайте ее с удовольствием, понимайте и уважайте эту удивительную науку! И вы сможете убедиться в том, что различные «химические страшилки», о которых ежедневно сообщают средства массовой информации: химические завесы над промышленными предприятиями и мегаполисами, озоновые дыры, парниковый эффект и многое другое, — это результат незнания химии, неуважения к ней, игнорирования особенностей свойств веществ и реакций, помноженных на безудержную погоню за прибылью.

Успехов вам!

Авторы

РАЗДЕЛ І

ОБЩИЕ ПОНЯТИЯ, ЗАКОНЫ И ТЕОРИИ ХИМИИ

Глава 1

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. Предмет химии. Основные понятия. Аллотропия

Еще в 1748 г. основоположник отечественной химии Михаил Васильевич Ломоносов писал: «Химическая наука рассматривает свойства и изменения тел..., состав тел..., объясняет причину того, что с веществами при химических превращениях происходит».

Сравните определение, данное великим М.В.Ломоносовым, с современным определением.

▼ Химия — это наука о составе, строении, свойствах и преврашениях веществ.

Как близки эти два определения!

Происхождение понятия «химия» спорно. «Хеми» на коптском языке означает «черный», «темный». Так древние народы называли Египет, черные плодородные земли которого резко отличались от желтой почвы пустыни. Отсюда мнение, что название «химия» может быть истолковано как наука «черной земли», т.е. Египта.

Арабы снабдили это слово приставкой «ал-». Так появилось слово «алхимия» — средневековое название химии, данное арабами. Есть мнение, что представление о чем-то черном относилось не только к цвету земли, но также и к самой сути науки — темному и таинственному в те далекие времена.

Алхимия — это целый пласт не только химической науки, но и общечеловеческой культуры, охватывающей почти полторы тысячи лет (II—XVII вв.). Основная цель алхимии — поиски «философского камня» и «эликсира долголетия», которые, как считали алхимики, позволяли превращать неблагородные металлы в серебро и золото и лечить все болезни, даруя человеку долгую и счастливую жизнь.

В поисках недостижимой цели алхимики открыли, получили и описали свойства многих веществ: серную, соляную и азотную кислоты, винный спирт, эфир, берлинскую лазурь, сурьму, цинк, фосфор, порох, фарфор и т.д.; создали разнообразное лабораторное оборудование (стаканы, колбы, реторты, воронки, ступки, кристаллизаторы) и разработали операции с веществами (дистилляцию, кристаллизацию, возгонку, осаждение и т.п.); предложили первые классификации веществ.

В далекое прошлое канули алхимия и алхимики, а многие результаты их исследований живут и поныне, так же как в лексиконе любого культурного человека и в настоящее время нередко используются понятия «алхимия» и «философский камень» (рис. 1.1).

Исходя из современного определения химии, которое удивительно близко к ломоносовскому, рассмотрим некоторые ее основные первоначальные понятия: вещество, атом, молекула, химический элемент и др.

* **Вещество** — один из видов материи, который характеризуется массой покоя. Это совокупность атомов, ионов или молекул, состоящих из одного или нескольких химических элементов.

Какой же вид материи нельзя назвать веществом? Что не имеет массы покоя? Из курса физики вы знаете, что к такому виду материи относятся различные поля, в том числе электромагнитное и гравитационное.

* **Атом** — это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.



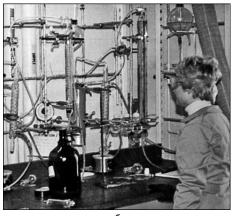


Рис. 1.1. Со времен алхимии (a) до настоящего времени (б) химическая наука не потеряла своей магической привлекательной силы

Атом — это наименьшая частичка химического элемента, предел химической делимости материи.

- * *Молекула* это отдельная электронейтральная частица, образующаяся при возникновении связей между атомами одного или нескольких элементов, которая определяет химические свойства вещества.
- * *Химический элемент* это совокупность атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.

Все элементы (и простые вещества) обычно делят на металлы и неметаллы.

К неметаллам относят 22 элемента: водород, бор, углерод, кремний, азот, фосфор, мышьяк, кислород, серу, селен, теллур, галогены и благородные газы; к металлам — все остальные элементы.

- * Вещество, образованное одним химическим элементом, называют *простым*.
- * Один и тот же химический элемент может образовать несколько простых веществ. Это явление называют *аллотропией*, а различные простые вещества, образованные одним элементом, *аллотропными видоизменениями*, или *модификациями*.

Например, алмаз и графит — это простые вещества, образованные одним и тем же элементом — углеродом. Очень интересно, а в настоящее время и практически значимо превращение одной аллотропной модификации углерода — графита — в другую — алмаз:

С(графит)

Этот процесс используют для получения искусственных алмазов. В 1954 г. ученые лаборатории знаменитой американской фирмы «Дженерал Электрик» получили черные кристаллики искусственных алмазов массой 0,05 г при экстремальных условиях: давлении 100 000 атм и температуре 2600 °С. Такие алмазы стоили в сотни раз дороже природных. Но уже в течение 10 лет были разработаны технологии, позволяющие получить в одной камере за несколько минут 20 и более граммов алмазов. Современное производство искусственных алмазов основано на их получении из графита не только при сверхвысоких, но и при низких давлениях. Такие алмазы сравнительно дешевы, однако преимущественно используются в технических целях: металлургии и машиностроении, радиоэлектронике и приборостроении, геологоразведке и горной промышленности.

В истории химии яркий след оставила аллотропия фосфора. Для его наиболее известных модификаций взаимопревращения отражает следующая схема:

Впервые превращение белого фосфора в красный наблюдал немецкий алхимик Г. Брандт в 1669 г., пытаясь получить так называемый философский камень прокаливанием сухого остатка мочи. Он выделил светящиеся белые кристаллики вещества, названного им фосфором (греч. *phos-*, *phoros* — несущий свет) (рис. 1.2).

Трагическим исходом для некоторых экспедиций покорителей полярных (арктической и антарктической) «шапок» Земли явился тот факт, что исследователи не учли взаимопревращение аллотропных модификаций олова:

Белое олово — это мягкий пластичный металл, с которым мы чаще всего и сталкиваемся. Однако при понижении температуры оно может превращаться в серое олово — порошок со всеми свойствами неметаллов. Этот процесс катализируется самим серым оловом: достаточно появиться всего лишь одной пылинке серого олова, как начинается процесс, который уже невозможно остановить. При этом изделие из белого блестящего металла превращается в серый невзрачный порошок. Такой процесс носит образное название «оловянной чумы». Именно она и стала причиной гибели экспедиции Р.Скотта, пытавшегося в 1912 г. покорить Южный полюс. Экспедиция Р.Скотта использовала для хранения продуктов и керосина железные канистры, запаянные оловом. На сильном морозе оловянный припой канистр рассыпался, и экспедиция осталась без топлива.

Для многих других химических элементов также характерно

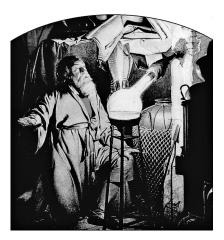


Рис. 1.2. Репродукция картины Дж. Райта «Алхимик Г. Брандт открывает фосфор»

явление аллотропии. Например, кислород образует две модификации — кислород O_2 и озон O_3 . Этот процесс происходит в природе при грозах. Впечатленные этими природными явлениями поэты нередко допускают химические неточности типа: «В воздухе пахло грозой». А пахнет-то не грозой, а образующимся в результате ее озоном (греч. ozon — пахнущий).

Озон содержится в верхних слоях атмосферы и интенсивно поглощает коротковолновые ультрафиолетовые лучи длиной волны менее 0,29 нм. Таким образом, озон атмосферы защищает жизнь на Земле от коротковолновых лучей. Вместе с тем он

пропускает инфракрасное излучение Солнца, но благодаря содержащемуся в атмосфере озону, углекислому газу и водяному пару она непрозрачна для инфракрасного излучения Земли. Если бы эти газы не содержались в атмосфере, Земля превратилась бы в безжизненный шар, средняя температура на поверхности которого была бы -23 °C, в то время как фактически она равна +14.8 °C.

Перед человечеством стоит насущная задача — сохранить этот жизнеобеспечивающий экран от разрушения, так как с космических спутников приходят тревожные данные об уменьшении толщины озонового слоя атмосферы — так называемых озоновых дырах (цв. вклейка, рис. 1).

Озоновый щит планеты разрушается оксидами азота, соединениями хлора и фтора, попадающими в атмосферу в результате распада фреонов — веществ, которые широко применяют в холодильной и парфюмерно-косметической промышленности. В настоящее время принята международная программа, согласно которой фреоны заменяют на другие, менее разрушительные для озонового щита хладагенты.

Озон и кислород будучи простыми веществами, образованными одним элементом, тем не менее обладают разными свойствами. Кислород не имеет запаха, а озон пахнет свежестью. Озон в отличие от кислорода бактерициден; это свойство используют для обеззараживания питьевой воды (озонирование воды гораздо безопаснее для здоровья человека, чем хлорирование).

Озон — гораздо более сильный окислитель, чем кислород, поэтому он энергично обесцвечивает краски, окисляет серебро, разрушает органические соединения. Последнее свойство позволяет использовать его для устранения неприятных запахов, т.е. дезодорирования продуктов питания.

Аллотропия является одним из факторов, обусловливающих многообразие веществ. Это явление вызывается двумя основными причинами:

- 1) переходом количественных изменений в качественные, в чем нетрудно убедиться на примере аллотропии кислорода;
- 2) различным кристаллическим строением аллотропных модификаций; например, все модификации углерода имеют атомную кристаллическую решетку, но у алмаза она объемная тетраэдрическая, а у графита слоистая, потому так непохожи свойства алмаза и графита (цв. вклейка, рис. 2).
- **?** 1. Что является предметом изучения химии? Дайте определение понятия «вещество». Как соотносятся понятия «вещество» и «материя»?
 - 2. Какие частицы называют атомами, молекулами?
 - 3. Дайте определение понятия «химический элемент».

- 4. Какие вещества называют простыми?
- 5. Охарактеризуйте явление аллотропии. Какие причины его вызывают?
- 6. Дайте определение понятия «аллотропные видоизменения». Приведите примеры модификаций кислорода; сравните их. Укажите причину, которая вызывает аллотропию этого элемента.
- 7. В чем состоит биологическая роль озона? Предложите пути сохранения озонового слоя планеты Земля.
- 8. Расскажите об аллотропии углерода. Сравните аллотропные модификации углерода, укажите основные области их применения.
- 9. Какой период в химии называют алхимией? Что такое «философский камень»? Какие свойства ему приписывали? Какая аллотропная модификация фосфора была открыта Г. Брандом? Сравните свойства этой модификации с другой, известной вам из школьной программы.
- 10. Объясните, каким образом аллотропия олова свидетельствует об относительности деления химических элементов и простых веществ на металлы и неметаллы.

1.2. Состав вещества. Химические формулы. Измерение вещества

Простые вещества — это вещества, образованные одним химическим элементом. Однако гораздо больше веществ сложных.

* Вещества, построенные двумя и более химическими элементами, называют *сложными*.

Различают качественный и количественный состав веществ.

- * **Качественный состав** это совокупность химических элементов и (или) атомных группировок, составляющих данное химическое вещество.
- * **Количественный состав** это показатели, характеризующие количество или число атомов того или иного химического элемента и (или) атомных группировок, образующих данное химическое вещество.

Состав веществ отображают посредством химической символики.

По предложению Й. Я. Берцелиуса элементы принято обозначать первой или первой и одной из последующих букв латинских названий элементов.

- * **Химические знаки**, или **символы**, несут значительную информацию; они обозначают название элемента, один атом его, один моль атомов этого элемента.
- * *Химические формулы* это способ отражения химического состава вещества.

Как и химический знак, химическая формула несет немалую информацию. Она обозначает название вещества, одну молекулу его, один моль этого вещества. По химической формуле также

можно определить качественный состав вещества, число атомов и количество вещества каждого элемента в 1 моле вещества, его относительную молекулярную и молярную массы.

Широко используют несколько видов химических формул.

- 1. Простейшая (эмпирическая) формула показывает качественный состав и соотношения, в которых находятся частицы, образующие данное вещество: атомы, ионы, группы атомов. Например, простейшая формула пероксида водорода НО.
- 2. Молекулярная (истинная) формула отражает качественный состав и число составляющих вещество частиц (например, для пероксида водорода H_2O_2), но не показывает порядок связей частиц в веществе, т.е. его структуру.
- 3. *Графическая формула* отражает порядок соединения частиц, т.е. связи между ними, но не дает представления об их пространственном расположении:

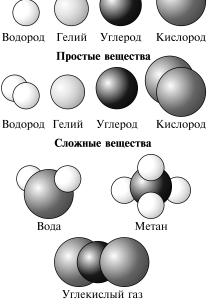
$$H-O-O-H$$

4. Структурная формула отражает пространственное расположение частиц, т.е. геометрическую форму молекулы:

Кроме формул для наглядности нередко используют модели атомов и молекул простых и сложных веществ (рис. 1.3).

Массы атомов и молекул, из которых построены вещества, чрезвычайно малы. Однако современные методы исследования позволяют определять их с большой точностью. Например, масса атома углерода 12 С равна $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг, масса атома кислорода изотопа 16 О составляет $2,667 \cdot 10^{-26}$ кг, а масса самого легкого атома — водорода 1 Н равна $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг.

Вод Рис. 1.3. Модели атомов и молекул простых и сложных веществ



Атомы

Выражать массу атомов с помощью общепринятых единиц массы — килограммов, граммов и даже миллиграммов — неудобно ввиду их очень малых значений. Поэтому в химии традиционно используют не абсолютные, а относительные значения масс.

В 1961 г. в химии и физике была принята единая *углеродная атомная единица массы*, представляющая собой $^{1}/_{12}$ массы атома углерода 12 С: 1 а.е.м. = $^{1}/_{12}m(^{12}$ С) = 1,66057 · 10⁻²⁷ кг.

• Относительная атомная масса (A_r) химического элемента — это величина, показывающая отношение средней массы атома природной изотопной смеси элемента к $^1/_{12}$ массы атома углерода 12 С.

Относительная атомная масса — одна из основных характеристик химического элемента (рис. 1.4).

Относительная атомная масса самого легкого изотопа самого легкого химического элемента водорода равна 1. Поэтому относительные атомные массы других элементов можно сравнивать с относительной атомной массой водорода (рис. 1.5).

Относительная молекулярная масса (M_r) равна сумме отно-• сительных атомных масс всех атомов, образующих молекулу вещества.

Если вещество не молекулярного, а, например, ионного строения, то и для такого вещества используют понятие относительной молекулярной массы, но рассчитывают ее по формульным единицам вещества (рис. 1.6, 1.7).

* **Количество вещества** характеризуют числом атомов, молекул или других формульных единиц данного вещества.

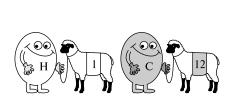


Рис. 1.4. Каждый химический элемент имеет свою относительную атомную массу

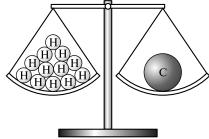
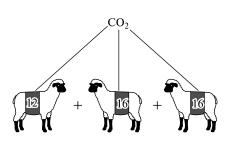


Рис. 1.5. Атом углерода в 12 раз тяжелее атома водорода ¹H



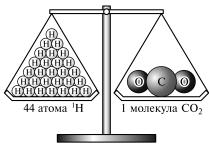


Рис. 1.6. Так рассчитывают относительную молекулярную массу углекислого газа

Рис. 1.7. Молекула углекислого газа в 44 раза тяжелее атома водорода $^1\mathrm{H}$

Так как вещество состоит из огромного числа частиц, то количество вещества удобно измерять в крупных единицах измерения, содержащих большое число частиц.

В Международной системе единиц (СИ) за единицу измерения количества вещества принят моль.

Моль — это количество вещества, содержащее столько же • его формульных единиц, сколько атомов содержат 0,012 кг изотопа углерода ¹²С.

Для нахождения 1 моля вещества можно руководствоваться несложным правилом.

- Моль это количество вещества, масса которого, выраженная в граммах, численно равна относительной молекулярной массе.
- * Массу одного моля называют **молярной массой** и обозначают латинской буквой M:

$$M = M_r \cdot 1$$
 г/моль.

Единицами измерения молярной массы являются г/моль, кг/кмоль, кг/моль или мг/ммоль.

Молярная масса может быть выражена через число молекул или атомов в одном моле вещества (N_A) и массу отдельной молекулы или атома (m_a):

$$M = m_{\rm a} N_{\rm A}$$
.

Массу молекулы или атома в килограммах можно рассчитать по уравнению

$$m_{\rm a} = M_r \cdot 1 \text{ a.e.m.} = M_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ (KT)};$$

$$M \cdot 10^{-3}$$
 (кг/моль) = N_A (моль⁻¹) · $M_r \cdot 1,66 \cdot 10^{-27}$ (кг).

Из этого выражения можно определить число молекул или атомов, содержащихся в одном моле любого вещества, которое называют постоянной Авогадро.

Постоянная Авогадро — число атомов или молекул (или дру-• гих формульных единиц), содержащихся в 1 моле вещества; обозначается N_A и всегда равна $6,022 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ ($N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹).

Количество вещества (n или v) измеряют в молях, киломолях или миллимолях. Количество вещества показывает отношение массы вещества к его молярной массе; числа молекул, атомов или формульных единиц к числу Авогадро; объема газа при нормальных условиях (н.у.) к молярному объему:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_{\rm A}} = \frac{V}{V_m}.$$

- 1. Какое вещество называют сложным?
- 2. Какую информацию можно получить, анализируя качественный и количественный состав вещества?
 - 3. Что показывает химическая формула?
- 4. Дайте определения понятий: «относительная атомная масса химического элемента», «относительная молекулярная масса вещества».
 - 5. Какие виды химических формул вы знаете?
- 6. Укажите простые и сложные вещества из следующего списка: сера, серная кислота, графит, углекислый газ, аммиак, озон, пероксид водорода, вода, кислород, алмаз, белое олово, сахар, поваренная соль.
- 7. Найдите относительную молекулярную массу веществ: O_3 , H_2SO_4 , $Ca_3(PO_4)_2$, $C_6H_{12}O_6$.
- 8. Рассчитайте относительную молекулярную массу медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ и кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.
- 9. Дайте определение понятия «количество вещества». Назовите единицы измерения количества вещества.
- 10. Чем отличается относительная молекулярная масса вещества от молярной массы? Найдите молярную массу азотной кислоты, гидроксида натрия, сульфата алюминия.
 - 11. Сколько молекул содержится в 32 г сернистого газа SO₂?

1.3. Основные законы химии

Рассмотрим наиболее часто применяемые в химической практике основополагающие законы.

Закон сохранения массы. В химических процессах проявляется частный случай закона сохранения материи — закон сохранения массы, открытый М. В. Ломоносовым и сформулированный А. Лавуазье.

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образующихся продуктов.

Этот закон является одним из основных стехиометрических законов химии.

* Стехиометрия — раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные соотношения между реагирующими веществами, вывод химических формул и составление уравнений химических реакций.

Закон постоянства состава веществ. Сформулированный в 1799 г. Ж.-Л. Прустом закон устанавливает:

Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

Однако уже в начале XIX в. К. Бертолле показал, что элементы могут соединяться друг с другом в разных соотношениях в зависимости от массы реагирующих веществ. Получены многочисленные соединения переменного состава: оксиды, гидриды, карбиды, вещества с ионной химической связью. Стало очевидным, что закон постоянства состава веществ справедлив только для молекулярных соединений, т. е. соединений с ковалентной связью (жидких и газообразных веществ).



Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765)



Антуан Лавуазье (1743—1794)

* Вещества постоянного состава называют *дальтонидами* в честь английского физика и химика Дж. Дальтона, а вещества переменного состава — *бертоллидами* в честь французского химика К.Л. Бертолле.

Современная формулировка закона постоянства состава веществ утверждает:

Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа их получения. Состав соединений с немолекулярной структурой (атомной, ионной и металлической кристаллической решеткой) не является постоянным и зависит от способа получения.

Закон Авогадро. В 1811 г. итальянский физикохимик А. Авогадро в результате проведения многочисленных экспериментов сформулировал закон:

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Важны два следствия из закона Авогадро.

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. Этот объем, называемый *молярным*, при нормальных условиях (давлении $p_0 = 101\,325\,$ Па и абсолютной температуре $T_0 = 273,15\,$ K) равен 22,4 л:

$$V_m = 22,4$$
 л/моль или 22,4 м³/кмоль.

- 2. Массы двух разных газов, занимающих одинаковые объемы при одинаковых условиях, относятся между собой как их молярные массы.
- * Отношение масс двух газов, занимающих равные объемы при одинаковых условиях, называют *относительной плотностью* одного газа по другому и обозначают буквой D.

Для расчета проще всего использовать молярные массы газов:

$$D = M_1/M_2$$
.

Например, плотность газа по водороду рассчитывают по формуле

$$D_{\rm H_2} = M/2$$
,

плотность газа по воздуху — по формуле

$$D_{\text{возл}} = M/29.$$

Закон объемных отношений газов. Закон Авогадро позволил объяснить и *правило Гей-Люссака* (1808):

Объемы газов, участвующих в реакции, относятся между собой как их стехиометрические коэффициенты.

Это правило также иногда называют *законом объемных отно- шений газов* и используют для расчетов концентраций газообразных участников реакции.

Например, некоторая химическая реакция описывается уравнением

$$aA + bB = cC + dD$$

В том случае, если вещества А и В представляют собой газы, математическое выражение закона Гей-Люссака имеет вид

$$V_{\Delta}: V_{\mathrm{R}} = a:b.$$

Уравнение состояния идеального газа. На основании газовых законов Бойля—Мариотта, Шарля, Гей-Люссака и с учетом закона Авогадро можно вывести уравнение состояния идеального газа, т.е. такого газа, в котором частицы (атомы или молекулы) не взаимодействуют друг с другом. Это уравнение называют уравнением Менделеева— Клапейрона, или уравнением состояния идеального газа:

$$pV = \frac{m}{M}RT$$
, или $pV = nRT$,

где n — количество вещества газа, число молей; R — универсальная газовая постоянная, числовое значение которой зависит от единиц, в которых измеряют давление и объем; например:

$$R = 62\,360$$
 мм рт. ст. · мл/(моль · K) = 8,314 Дж/(моль · K).

- 1. Сформулируйте закон сохранения массы веществ.
- 2. Сформулируйте закон постоянства состава веществ. Является ли этот закон универсальным для всех веществ? Почему?
- 3. Сформулируйте закон Авогадро. Какие следствия из этого закона имеют важное значение для химических расчетов?
- 4. Сформулируйте объединенный газовый закон Менделеева Клапейрона. Какое значение он имеет для химических расчетов?
- 5. Какую массу будут иметь 5,6 л (н.у.) углекислого газа? Сколько молекул содержит этот объем газа?
- 6. Какой объем займут при нормальных условиях 128 г сернистого газа? Сколько молекул будет содержать сернистый газ такой массы?
- 7. Найдите массу кислорода, содержащегося в баллоне объемом 50 л при температуре 25 °C и давлении 790 кПа.
- 8. Рассчитайте относительную плотность по водороду следующих газов: сероводорода, хлора, аммиака, озона, метана.
- 9. При нормальных условиях 22,4 л чистого воздуха имеют массу 29 г. Эта масса условно считается средней молярной массой воздуха. Рассчи-

тайте относительную плотность по воздуху следующих газов: водорода, азота, угарного газа CO, пропана C_3H_8 , бутана C_4H_{10} .

10. Какой объем аммиака можно получить из 100 м³ азота согласно уравнению реакции: $3H_2 + N_2 = 2NH_3$?

1.4. Понятие «доля» и его использование в химии

Химическая формула, или формульная единица, вещества несет немалую информацию. Она обозначает: конкретное химическое вещество, его название; одну молекулу; один моль вещества. По химической формуле также можно определить: качественный состав (из каких элементов состоит данное вещество); количественный состав (число атомов каждого элемента в молекуле или количество вещества каждого элемента в одном моле вещества); относительную молекулярную массу и молярную массу вещества.

Например, химическая формула H₂O показывает:

- это вещество вода;
- 1 молекулу или 1 моль воды;
- вода это сложное вещество, образованное двумя химическими элементами кислородом и водородом;
- в молекуле воды содержится 1 атом кислорода и 2 атома водорода; 1 моль воды содержит 1 моль атомов кислорода и 2 моля атомов водорода;
 - $M_r(H_2O) = 18$; $M(H_2O) = 18$ г/моль.

Химическая формула позволяет рассчитать массовую долю (ω) каждого элемента в сложном веществе. Для нашего примера:

$$\omega(O) = \frac{16}{18} = 0,8889, \text{ или } 88,89\%;$$

$$\omega(H) = \frac{2}{18} = 0,1111, \text{ или } 11,11\%;$$

массовую долю водорода можно также найти как разность: $\omega(H) = 100 - 88,89 = 11,11\%$.

Зная массовые доли элементов в сложном веществе, можно решить обратную задачу — вывести молекулярную формулу этого вещества. Такая задача решается по *алгоритму*.

- 1. Обозначить химическую формулу вещества с помощью индексов x, y, z, ... по числу элементов в молекуле.
- 2. Если в условии не дана массовая доля одного из элементов, вычислить ее как разность суммарной массовой доли (100 %) и массовых долей всех остальных элементов.
- 3. Найти отношение индексов x:y:z:... как отношение частных от деления массовой доли элементов на их относительную атомную массу.

- 4. Привести частные от деления к отношению целых чисел.
- 5. Определить простейшую формулу вещества.

В задачах на вывод формул, например органических веществ, часто требуется сравнить относительную молекулярную массу простейшей формулы с истинной относительной молекулярной массой, найденной по условию задачи (чаще всего по плотности по воздуху или по водороду). Отношение этих масс дает число, на которое надо умножить индексы простейшей формулы.

Задача. Углеводород, плотность паров которого по водороду равна 15, содержит 80 % углерода. Найдите его молекулярную формулу.

Дано:
$$\omega(C) = 80\%$$
; $D_{H_2}(C_xH_y) = 15$. Найти: $C_xH_y - ?$

Решение. 1. Обозначим формулу углеводорода $C_x H_v$.

2. Вычислим массовую долю водорода в соединении:

$$\omega(H) = 100\% - \omega(C) = 100\% - 80\% = 20\%.$$

3. Найдем отношение индексов x: y:

$$x: y = \frac{\omega(C)}{A_r(C)}: \frac{\omega(H)}{A_r(H)} = \frac{80}{12}: \frac{20}{1} = 6,67: 20 = \frac{6,67}{6,67}: \frac{20,0}{6,67} = 1:3.$$

Простейшая формула соединения СН₃.

4. Рассчитаем относительную молекулярную массу углеводорода:

$$M_r(C_xH_y) = 2D_{H_2}(C_xH_y) = 2 \cdot 15 = 30.$$

5. Сравним ее с относительной молекулярной массой простейшей формулы:

$$M_r(CH_3) = 12 + 3 = 15;$$

$$\frac{M_r(C_xH_y)}{M_r(CH_3)} = \frac{30}{15} = 2.$$

Таким образом, число атомов обоих элементов в простейшей формуле надо увеличить в 2 раза. Истинная формула вещества C_2H_6 .

Ответ: C_2H_6 — этан.

Для того чтобы получить представление об элементном составе какого-либо объекта, приводят массовые доли элементов, образующих вещества, составляющие этот объект. Например, элементный состав человеческого тела и земной коры представлен на рис. 1.8, 1.9.

Аналогично массовой доле элемента можно определить и состав смеси. Массовую долю каждого i-го компонента смеси (ω_i) находят по формуле

$$\omega_i = \frac{m_i}{m_{\rm cm}} (\cdot 100\%),$$

где m_i — масса i-го компонента, кг; $m_{\rm cm}$ — масса смеси, кг.

Если смесь является газообразной, то говорят об объемной доле i-го компонента в газовой смеси (φ_i) и рассчитывают ее аналогично:

$$\varphi_i = \frac{V_i}{V_{\text{CM}}} (\cdot 100 \%),$$

где V_i — объем i-го компонента, π ; $V_{\rm cm}$ — объем смеси, π .

Например, состав природной смеси газообразных веществ — воздуха — представлен на рис. 1.10.

Доля — это безразмерная величина, которая показывает от-• ношение массы (объема) компонента смеси к общей массе (объему) смеси.

Доля всегда меньше единицы; чаще ее выражают в процентах, т.е. умножают долю на 100 %.

На практике часто приходится иметь дело с растворами веществ; в этом случае используют понятие массовая доля раство-

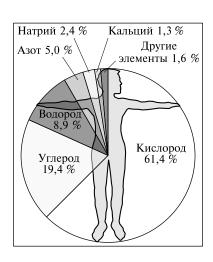


Рис. 1.8. Химический состав тела человека

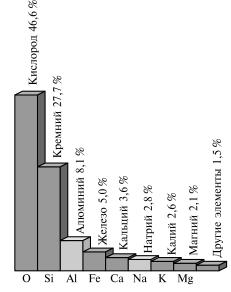


Рис. 1.9. Химический состав литосферы (земной коры)

ренного вещества (ω_{κ}) как частный случай компонента смеси — раствора:

$$\omega_{\rm K} = \frac{m_{\rm K}}{m_{\rm p}} (\cdot 100\%),$$

где $m_{\rm K}$ — масса растворенного вещества, кг; $m_{\rm p}$ — масса раствора, кг.

Еще одним частным случаем доли компонента в смеси является доля примесей (ω_{Π}), содержащихся в образце вещества. В этом случае для нахождения

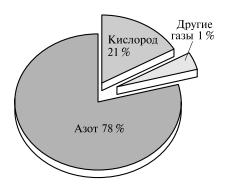


Рис. 1.10. Химический состав атмосферного воздуха

доли чистого вещества $(\omega_{\scriptscriptstyle q})$ нужно из единицы вычесть долю примесей:

$$\omega_{\rm q} = 1 - \omega_{\rm m}$$
.

Разновидностью понятия «доля» в химии является массовая доля выхода продукта реакции.

* Массовая доля выхода продукта реакции (η) — это отношение массы продукта, полученного практически, к массе продукта, рассчитанной теоретически:

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{reop}}} (\cdot 100\%).$$

Рассмотрим решение некоторых типовых задач, имеющих практическое значение.

Задача 1. В состав сухой цементной смеси для штукатурных работ входят 25 % цемента и 75 % песка. Сколько килограммов каждого компонента нужно взять для приготовления 150 кг такой смеси?

Ответ: $m_{\text{II}} = 37,5 \text{ кг}$; $m_{\text{II}} = 112,5 \text{ кг}$.

Задача 2. Состав природного газа (объемные доли): 95 % метана, 3 % этана и 2 % пропана. Какой объем каждого компонента можно получить из 250 $\,\mathrm{m}^3$ этого газа?

Omeem: $V(CH_4) = 237.5 \text{ m}^3$; $V(C_2H_6) = 7.5 \text{ m}^3$; $V(C_3H_8) = 5.0 \text{ m}^3$.

Задача 3. Сколько граммов хлорида натрия и воды нужно взять, чтобы приготовить 600 г физиологического раствора, массовая доля соли в котором составляет 0.9%?

$$\begin{array}{c|c} \begin{tabular}{c|c} $\mathcal{A}aho$: \\ $m_{\rm p}=600\ \ \Gamma$ \\ $\omega({\rm NaCl})=0,009$ \\ \hline $Ha\breve{u}mu$: \\ $m({\rm NaCl})=?$ \\ $m({\rm H_2O})=?$ \\ \hline \end{tabular} \begin{array}{c|c} $m({\rm NaCl})=m_{\rm p}\omega({\rm NaCl})$ \\ $m({\rm NaCl})=600\ \ \Gamma\cdot0,009=5,4\ \Gamma$ \\ \hline $m({\rm NaCl})=600\ \ \Gamma-5,4\ \Gamma=0.5,4\ \Gamma$$

Ответ: $m(NaCl) = 5.4 \, \Gamma$; $m(H_2O) = 594.6 \, \Gamma$.

Задача 4. Какой объем воды необходимо добавить к 50 г уксусной эссенции, массовая доля уксусной кислоты в которой равна 70 %, чтобы приготовить 3%-й уксус?

Дано:
$$m_{\rm p1} = 50~{\rm r}$$

 $\omega_{\rm k1} = 0.7$
 $\omega_{\rm k2} = 0.03$ $V({\rm H_2O}) = m({\rm H_2O})\rho({\rm H_2O})$
 $m({\rm H_2O}) = m_{\rm p2} - m_{\rm p1}$
 $m_{\rm p2} = \frac{m_{\rm K}}{\omega_{\rm k2}}$
 $m_{\rm K} = m_{\rm p1}\omega_{\rm k1}$ $m_{\rm K} = 50~{\rm r} \cdot 0.7 = 35~{\rm r}$
 $m_{\rm p2} = \frac{35~{\rm r}}{0.03} = 1170~{\rm r}$
 $m({\rm H_2O}) = 1170~{\rm r} - 50~{\rm r} = 1120~{\rm r}$
 $V({\rm H_2O}) = 1120~{\rm r} \cdot 1~{\rm r}/{\rm M}{\rm I} = 1120~{\rm m}{\rm M}{\rm I}$

 $Omsem: V(H_2O) = 1120 \text{ мл.}$

Задача 5. Сколько тонн железа можно получить из 2,5 т красного железняка Fe_2O_3 , содержащего 20% примесей?

Дано:

$$m_{\text{см}} = 2.5 \text{ T}$$

 $\omega(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0.8$

 $m(\text{Fe}) = m(\text{Fe}_2\text{O}_3) \omega(\text{Fe})$
 $\omega(\text{Fe}) = \frac{2A_r(\text{Fe})}{M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3)}$
 $m(\text{Fe}) = ?$

 $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = m_{\text{см}} \omega(\text{Fe}_2\text{O}_3)$
 $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = m_{\text{см}} \omega(\text{Fe}_2\text{O}_3)$
 $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = m_{\text{cm}} \omega(\text{Fe}_2\text{O}_3)$
 $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = m_{\text{cm}} \omega(\text{Fe}_2\text{O}_3)$

Ответ: m(Fe) = 1,4 т.

Задача 6. При восстановлении 12,3 г нитробензола получили 6,5 г анилина. Рассчитайте массовую долю выхода продукта реакции от теоретически возможного.

$12,3$
 г $^{}$ х г $^{}$ С $_6$ Н $_5$ NО $_2$ + 6[H] \rightarrow С $_6$ Н $_5$ NН $_2$ + 2Н $_2$ О 1 моль 1 моль 123 г/моль 93 г/моль

Дано:
$$m(C_6H_5NO_2) = 12.3 \, \Gamma$$
 $m_{\text{практ}}(C_6H_5NO_2) = 12.3 \, \Gamma$ $m_{\text{практ}}(C_6H_5NO_2) = \frac{12.3 \, \Gamma}{123 \, \Gamma/\text{моль}} = 0.1 \, \text{моль}$ $m_{\text{практ}}(C_6H_5NH_2) = 6.5 \, \Gamma$ $n = \frac{m}{M}$ $m_{\text{теор}}(C_6H_5NH_2) = n(C_6H_5NO_2) = 0.1 \, \text{моль}$ $m_{\text{теор}}(C_6H_5NH_2) = 0.1 \, \text{моль}$ $m_{\text{teop}}(C_6H_5NH_2) =$

Ombem: $\eta(C_6H_5NH_2) = 69.9 \%$.

- 1. Как рассчитать массовую долю элемента в сложном веществе?
 - 2. Как рассчитать массовую (объемную) долю компонента смеси?
- 3. Как определить долю примесей? Как найти массу (объем) основного вещества в этом случае?
- 4. Не проводя расчет, укажите, в каком из оксидов: Fe_2O_3 и Fe_3O_4 содержание железа выше. Ответ подтвердите расчетами.
- 5. Рассчитайте массовые доли элементов для каждого из веществ: сульфат меди(II), нитрат железа(III), фосфат кальция.
- 6. К 120 г 60%-го раствора этилового спирта добавили 40 г безводного этилового спирта. Найдите массовую долю этилового спирта в полученном растворе.
- 7. Из 280 г 15%-го раствора нитрата калия выпарили 120 мл воды. Какой стала массовая доля соли в полученном растворе?

- 8. Золото пробы 585 содержит 41,5 % меди. Сколько чистого золота содержит кольцо этой пробы массой 2,8 г?
- 9. Какой объем кислорода может быть получен из 450 м^3 воздуха (н.у.), если объемная доля его равна 21 %?
- 10. Массовая доля азота в одном из его оксидов составляет 30,4%, плотность этого оксида по воздуху 3,17. Выведите молекулярную формулу этого оксида.
- 11. Какой объем (н.у.) оксида серы(IV) может быть получен при сжигании 160 г серы, содержащей 25% примесей, если выход сернистого газа составляет 95% от теоретически возможного.
- 12. В 250 мл воды растворили 67,2 л (н.у.) хлороводорода. Какова массовая доля соляной кислоты в полученном растворе?