

ХИМИЯ

ДЛЯ ПРОФЕССИЙ И СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ ЕСТЕСТВЕННО-НАУЧНОГО ПРОФИЛЯ

Под редакцией О. С. Габриеляна

УЧЕБНИК

Рекомендовано

*Федеральным государственным учреждением
«Федеральный институт развития образования»
в качестве учебника для использования
в учебном процессе образовательных учреждений,
реализующих программы среднего (полного) общего образования
в пределах основных профессиональных образовательных
программ НПО/СПО с учетом профиля получаемого
профессионального образования*

*Регистрационный номер рецензии 192
от 15 июня 2011 г. ФГУ «ФИРО»*

3-е издание, стереотипное



Москва
Издательский центр «Академия»
2014

УДК 54(075.32)
ББК 24я723я722
Х46

Рецензент —
преподаватель Колледжа сферы услуг № 10 г. Москвы *Н. М. Бенкина*

Химия для профессий и специальностей естественно-
X46 научного профиля : учебник / [О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, Е. Е. Остроумова, С. А. Сладков] ; под ред. О. С. Габриеляна. — 3-е изд., стер. — М. : Издательский центр «Академия», 2014. — 384 с.

ISBN 978-5-4468-0623-2

В учебнике на современном уровне изложены теоретические основы общей, органической и неорганической химии. Учебник поможет сформировать не только высокий профильный уровень химических знаний, но и целостную естественно-научную картину мира. Контрольные вопросы и задачи, приведенные по каждой теме, помогут подготовиться к единому государственному экзамену. Рекомендации по выполнению лабораторных и практических работ, представленных по всем разделам органической и неорганической химии, позволят освоить технику безопасного эксперимента.

Для лиц, обучающихся по профессиям и специальностям естественно-научного профиля в учреждениях начального и среднего профессионального образования.

УДК 54(075.32)
ББК 24я723я722

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

© Габриелян О. С., Остроумов И. Г., Остроумова Е. Е.,
Сладков С. А., 2011
© Образовательно-издательский центр «Академия», 2011
ISBN 978-5-4468-0623-2 © Оформление. Издательский центр «Академия», 2011

К читателям

Дорогие друзья!

Перед вами учебник химии, созданный с учетом естественно-научного профиля ваших будущих профессий и специальностей. Химия будет занимать в процессе вашего обучения одно из ведущих мест. Это не случайно, ведь химия связана со всеми профилирующими дисциплинами тысячами незримых нитей. Их объединяют общие понятия, законы и теории, складывающиеся в единую естественно-научную картину мира. И химия, и физика, и биология, и физическая география, и экология изучают окружающий естественный мир с помощью одних и тех же методов: наблюдение, эксперимент, моделирование и измерение.

Наблюдение — это концентрация внимания на познаваемых объектах с целью их изучения.

С помощью наблюдения человек накапливает информацию об окружающем мире, которую затем систематизирует, выявляя общие закономерности результатов наблюдения. Следующий важный шаг — поиск факторов, которые объясняют выявленные закономерности.

Для того чтобы наблюдение было плодотворным, необходимо:

- четко определить *предмет наблюдения* — то, на что будет обращено внимание наблюдателя; в качестве предмета наблюдения может выступать конкретное вещество, его свойства или превращения в другие вещества, условия протекания процессов превращения и т. д.;
- сформулировать, с какой *целью проводится наблюдение*;
- составить *план наблюдения*, т. е. определить этапы проведения наблюдения, позволяющие достичь поставленной цели.

При составлении плана наблюдения желательно опираться на предположение — *гипотезу* (от греч. *hypothesis* — основание, предположение) о том, как будет протекать наблюдаемое явление. Гипотеза может быть сформулирована и как ожидаемый результат наблюдения.

Научное наблюдение отличается от наблюдения в житейском смысле этого слова. Как правило, научное наблюдение проводится в строго контролируемых условиях, причем эти условия можно изменять по желанию наблюдателя. Чаще всего научное наблюдение проводят в специальном помещении — лаборатории.

Эксперимент — научное воспроизведение какого-либо явления в целях его исследования, проведенное в определенных условиях.

Эксперимент (от лат. *experimentum* — опыт, проба) позволяет подтвердить или опровергнуть выдвинутую гипотезу и сформулировать выводы.

Великий Леонардо да Винчи утверждал, что науки, рожденные не из эксперимента, бесполезны и полны заблуждения.

Все естественные науки — экспериментальные. А для постановки эксперимента часто требуется специальное оборудование. Химики в своих исследованиях используют нагревательные приборы (спиртовку, газовую горелку), различную химическую посуду и инструменты. При использовании этого оборудования требуется соблюдение инструкций и правил техники безопасности.

Некоторые наблюдения неудобно или невозможно проводить непосредственно в естественных условиях, поэтому в изучении естественных наук большую роль играет моделирование. В лабораторных условиях используют особые приборы, установки и предметы — *модели* (от лат. *modulus* — образец), которые копируют только самые существенные признаки и свойства объектов изучения.

Моделирование — это изучение объектов с помощью их заменителей или аналогов — моделей.

Условно химические модели можно разделить на две группы: *материальные* (модели атомов, молекул, кристаллов, химических установок) и *знаковые*, или *символьные* (символы химических элементов, формулы веществ, уравнения реакций).

При проведении эксперимента, как правило, возникает необходимость количественного определения какой-либо характеристики изучаемого объекта, т. е. проведения измерений.

Измерение — это определение количественных значений характеристик, описывающих свойства изучаемых объектов.

Известный английский физик У. Томсон (лорд Кельвин) утверждал, что каждая вещь известна лишь в той степени, в ко-

торой ее можно измерить. Измерение обычно проводят с помощью специальных технических устройств: весов, мерной посуды, приборов (термометр, ареометр) и т. д.

Результат измерения выражают в виде некоторого числа единиц измерения. *Единица измерения* — это эталон, с которым сравнивают измеряемую характеристику объекта или явления. Единицы измерения подразделяют на *основные*, выбираемые в качестве базисных при построении системы единиц, и *производные*, выводимые из других единиц с помощью определенных соотношений.

В настоящее время в естествознании действует Международная система единиц (Systeme International — SI, в русской транскрипции — СИ) физических величин, принятая в 1960 г. XI Генеральной конференцией по мерам и весам. В Международной системе основными единицами являются: метр (м), килограмм (кг), секунда (с), моль (моль). Международная система единиц физических величин является наиболее совершенной и универсальной из всех существующих.

Чтобы быть успешным в изучении предметов естественнонаучного цикла, в том числе и химии, необходимо быть информационно компетентным, т. е. нужно уметь находить источник учебной, профессиональной или научной информации, получать эту информацию из источника, перерабатывать (анализировать) ее, формулировать выводы и создавать информационный продукт, а также предъявлять его для оценивания учебной, профессиональной или научной общественности.

Современный мир характеризуется непрерывным потоком информации. Известно, что объем научной информации в отдельных отраслях знаний удваивается каждые пять лет. По данным Организации Объединенных Наций по вопросам образования, науки и культуры, за последние 25 лет выпущено столько же книг, сколько за предыдущие 500 лет. Ученые, затрачивая на информационную деятельность до 50 % своего рабочего времени, в состоянии ознакомиться не более чем с 10 % публикаций, вышедших за год даже по самой узкой проблеме. Умение ориентироваться в информационном пространстве становится признаком интеллекта, квалификации человека и, в конечном итоге, его успешности в жизни. Известный тезис «кто владеет информацией, тот владеет миром» как нельзя лучше отражает роль информации в современном обществе.

При изучении химии, подготовке рефератов, докладов или устных сообщений вам нередко придется обращаться к источникам химической информации: Интернету, печатной продукции, за консультацией к профессионалам. Навыки определения

источника информации, ее получение, анализ, создание информационного продукта и его презентация и составляют основу успешности не только в изучении химии или других естественно-научных дисциплин, но и в будущей профессиональной деятельности, так как чтобы быть успешным, необходимо непрерывно совершенствовать свою профессиональную квалификацию. А без информационной компетентности это просто невозможно. Поэтому будьте особенно старательны, работая с источниками химической информации.

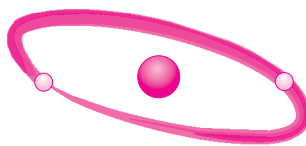
Содержание предлагаемого учебника полностью соответствует федеральному компоненту государственного образовательного стандарта по химии базового уровня. Кроме того, в нашем учебнике представлен материал профильного и профессионально значимого содержания.

Авторы учебника призывают всех любить химию, изучать ее с удовольствием, понимать и уважать эту удивительную науку! И тогда вы сможете убедиться в том, что различные проблемы, связанные с химией, о которых ежедневно сообщают средства массовой информации: химический смог над промышленными предприятиями и мегаполисами, озоновые дыры, парниковый эффект и многое другое — это результат незнания химии, неуважения к ней, игнорирования свойств веществ, материалов и реакций, помноженных на безудержную погоню за прибылью.

Успехов вам!

Раздел I

**ОБЩИЕ ПОНЯТИЯ, ЗАКОНЫ
И ТЕОРИИ ХИМИИ**



1.1. ПРЕДМЕТ ХИМИИ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ. АЛЛОТРОПИЯ

Основоположник отечественной химии Михаил Васильевич Ломоносов еще в 1748 г. 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 превращениях 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. Существует мнение, что представление о чем-то черном относилось не только к цвету земли, но 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 полто-

ры 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; создали разнообразное лабораторное оборудование (стаканы, колбы, реторты, воронки, ступки, кристаллизаторы) и разработали операции с веществами (дистилляцию, кристаллизацию, возгонку, осаждение), предложили первые классификации веществ.

В далекое прошлое канули алхимия и алхимики, а многие результаты их исследований живут и поныне, так же как в нашем лексиконе нередко используют такие понятия, как «алхимия» и «философский камень».

Исходя из современного определения химии, которое удивительно близко к ломоносовскому, рассмотрим некоторые 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 атомов одного или нескольких химических элементов.

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

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

Молекула — это отдельная электронейтральная частица, образующаяся при возникновении ковалентных связей между атомами одного или нескольких элементов, которая определяет химические свойства вещества.

Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

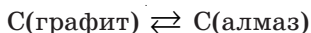
Все элементы (и простые вещества) обычно делят на металлы и неметаллы.

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**.

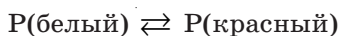
Один и тот же химический элемент может образовать несколько простых веществ. Это явление называют *аллотропией*, а различные простые вещества, образованные одним элементом, — *аллотропными видоизменениями* (или *модификациями*).

Например, алмаз и графит — это простые вещества, образованные одним и тем же элементом углеродом. Для практики значимо превращение одной аллотропной модификации углерода — графита, в другую — алмаз:



Этот процесс используют для получения искусственных алмазов. В 1954 г. ученые из лаборатории знаменитой американской фирмы «General Electric» получили черные кристаллики искусственных алмазов массой 0,05 г при экстремальных условиях: давлении 100 000 атм и температуре 2 600 °С. Такие алмазы стоили в сотни раз дороже природных. Но уже в течение 10 лет были разработаны технологии, позволяющие получить за несколько минут в одной камере 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 в металлургии и машиностроении, радиоэлектронике и приборостроении, геологоразведке и горной промышленности.

В истории химии яркий след оставила аллотропия фосфора. Взаимопревращения наиболее известных модификаций фосфора можно описать следующей схемой:



Исторически первым было обнаружено превращение белого фосфора в красный, когда в 1669 г. немецкий алхимик Г. Брандт, пытаясь выделить так называемый «философский камень» прокаливанием сухого остатка мочи, получил светящиеся белые кристаллики вещества, названного им фосфором (от греч. *phos*, *phoros* — несущий свет).

Для многих других химических элементов также характерно явление аллотропии. Так, кислород образует две модификации — кислород O_2 и озон O_3 . Озон содержится в верхних слоях атмосферы и интенсивно поглощает коротковолновые ультрафиолетовые лучи длиной волны менее 0,29 нм ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$). Таким образом, озон атмосферы защищает жизнь на Земле от коротковолновых лучей, вместе с тем атмосфера пропускает инфракрасное излучение Солнца. Но благодаря содержащимся 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 $+14,8^{\circ}\text{C}$.

Перед человечеством стоит насущная задача — сохранить этот жизнеобеспечивающий экран от разрушения, так как с космических спутников приходят тревожные сведения об уменьшении толщины озонового слоя атмосферы — так называемых «озоновых дырах».

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

Аллотропия является одной из причин многообразия веществ. Аллотропия обусловлена двумя основными факторами:

1) переход количественных изменений в качественные; в чем нетрудно убедиться на примере аллотропии кислорода;

2) различное кристаллическое строение аллотропных модификаций; например, все модификации углерода имеют атомную кристаллическую решетку, но у алмаза она — объемная тетраэдрическая, а у графита — слоистая; поэтому так непохожи свойства алмаза и графита.

ЗАДАНИЯ

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 «аллотропия». Какие факторы его обуславливают?

6. Дайте определение понятия «аллотропные видоизменения (модификации)». 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. Какая аллотропная модификация фосфора была открыта Г. Брандом? Сравните свойства этой модификации с другой модификацией, известной вам из школьного курса.

10. Какой период в истории химии называют алхимией? Что такое «философский камень»? Какие свойства ему приписывали?

1.2. СОСТАВ ВЕЩЕСТВА. ИЗМЕРЕНИЯ В ХИМИИ

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 величина, характеризующая 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, один моль атомов этого элемента. По символу химического элемента можно определить его атомный номер и относительную атомную массу.

Химические формулы — это способ отображения химического состава вещества. Как и химический знак, химическая формула несет немалую информацию. Она обозначает название вещества, одну молекулу, 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 массу и молярную массу.

Широко используют несколько видов химических формул.

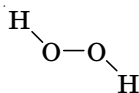
1 Простейшая (эмпирическая) формула показывает качественный состав и соотношения, в которых находятся частицы, образующие данное вещество: атомы, ионы, группы атомов. Например, простейшая формула пероксида водорода — H_2O_2 .

2 Молекулярная (истинная) формула отражает качественный состав и число составляющих вещество частиц (например, для пероксида водорода — H_2O_2), но не показывает порядок связи 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:



4 Структурная формула отражает пространственное расположение частиц — геометрическую форму молекулы:



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

Выражать массу атомов с помощью общепринятых единиц массы — килограммов, граммов или даже миллиграммов — неудобно ввиду 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** (а. е. м.), представляющая собой $1/_{12}$ массы атома углерода ^{12}C :

$$1 \text{ а. е. м.} = 1/_{12}m(^{12}\text{C}) = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

-
- **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}C .
-

Относительная атомная масса — одна из основных характеристик химического элемента (рис. 1.1).

Относительная атомная масса самого легкого химического элемента водорода равна 1. Поэтому относительные атомные массы других элементов можно сравнивать с относительной атомной массой водорода (рис. 1.2).

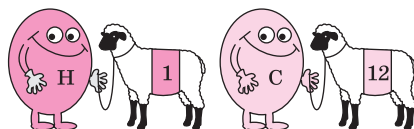


Рис. 1.1. Каждый химический элемент имеет свою относительную атомную массу

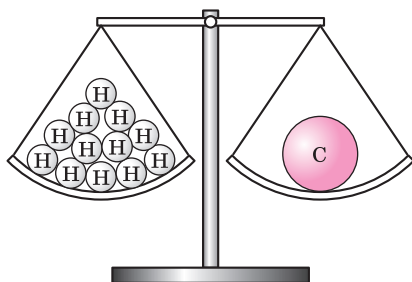


Рис. 1.2. Атом углерода в 12 раз тяжелее атома водорода

-
- **Относительная молекулярная масса (M_r)** равна сумме относительных 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. 1.3, 1.4).

Количество вещества (ν) характеризуют числом атомов, молекул или других формульных единиц данного вещества. Поскольку вещество состоит из огромного числа частиц, то

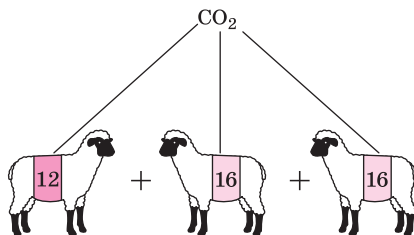


Рис. 1.3. Так рассчитывают относительную молекулярную массу углекислого газа

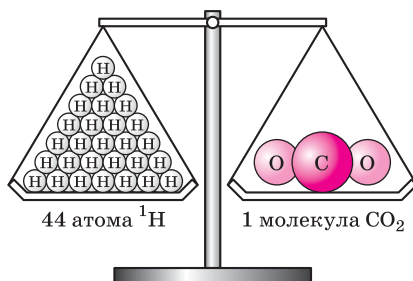


Рис. 1.4. Молекула углекислого газа в 44 раза тяжелее атома водорода ¹H

количество вещества удобно выражать в крупных единицах измерения, представляющих большое число частиц.

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

-
- **Моль** — это количество вещества, содержащее столько же формульных единиц, сколько атомов углерода содержится в 0,012 кг изотопа углерода ¹²C.
-

Число атомов или молекул, содержащихся в одном моле любого вещества, называют **постоянной Авогадро**.

-
- **Постоянная Авогадро (N_A)** — число атомов или молекул (или других формульных единиц), содержащихся в 1 моле вещества: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.
-

Массу одного моля называют **молярной массой (M)**:

$$M = M_r \cdot 1 \text{ г/моль.}$$

Единицы измерения молярной массы — г/моль, кг/кмоль, кг/моль или мг/ммоль.

Количество вещества ν можно рассчитать как отношение массы вещества m к молярной массе M или как отношение числа частиц N к числу Авогадро N_A :

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

Количество вещества измеряют в молях, киломолях или миллимолях.

ЗАДАНИЯ

1. Какое вещество называют сложным?
2. Какую информацию можно получить, анализируя качественный и количественный состав вещества?
3. Что показывает химическая формула?
4. Дайте определение понятий «относительная атомная масса химического элемента», «относительная молекулярная масса вещества». Как рассчитывают эти величины?
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. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ, формулы которых: 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? Рассчитайте молярную массу азотной кислоты, гидроксида натрия, сульфата алюминия.
11. Сколько молекул содержится в 32 г сернистого газа SO_2 ?
12. Какова масса в граммах $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул аммиака NH_3 ?

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. Л. Лавуазье.

-
- **Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.**
-

Закон сохранения массы 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. для соединений с ковалентной связью (жидких и газообразных веществ).

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

Современная формулировка *закона постоянства состава веществ* такова:

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

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

-
- **В равных объемах разных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.**
-

Из закона Авогадро вытекают *два следствия*.

1 Один моль любых газов при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. Этот объем, называемый *молярным* (V_m), при нормальных условиях (н. у.) — давлении $p_0 = 101\,325$ Па

(или 1 атм) и абсолютной температуре $T_0 = 273,15 \text{ К}$ (или 0°C) равен 22,4 л:

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль (или } 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль}).$$

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 латинской буквой D . Для расчета проще всего использовать молярные массы газов:

$$D = \frac{M_1}{M_2}.$$

Например, плотность газа по водороду (D_{H_2}) рассчитывают по формуле

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M}{2},$$

плотность газа по воздуху ($D_{\text{возд}}$) — по формуле

$$D_{\text{возд}} = \frac{M}{29}.$$

Зная, что один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем, равный молярному, количество вещества газа можно рассчитать, разделив его объем (н. у.) на молярный объем:

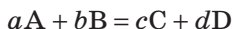
$$v = \frac{V}{V_m}.$$

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 в уравнении реакции.**
-

Это правило также называют **законом объемных отношений газов** и используют для количественных расчетов реакций, участники которых — газы.

Например, некоторая химическая реакция описывается уравнением



В случае если вещества А и В представляют собой газы, то математическое выражение закона объемных отношений газов имеет вид

$$V_A : V_B = a : b,$$

где V_A , V_B — объем веществ А и В соответственно.

Объединенный газовый закон Менделеева — Клапейрона. На основании законов Бойля — Мариотта, Шарля, Гей-Люссака и с учетом закона Авогадро можно вывести уравнение состояния *идеального газа* — газа, частицы (атомы или молекулы) которого не взаимодействуют друг с другом. Это уравнение называют **объединенным газовым законом Менделеева — Клапейрона** (или **уравнением состояния идеального газа**):

$$pV = \frac{m}{M}RT \quad \text{или} \quad pV = \nu RT,$$

где p — давление, Па; V — объем, м³; m — масса, кг; M — молярная масса, кг/моль; T — температура, К; ν — количество вещества газа, моль; R — универсальная газовая постоянная, значение которой зависит от единиц, в которых измеряют давление и объем, например:

$$R = 62\,360 \text{ мм рт. ст.} \cdot \text{мл}/(\text{моль} \cdot \text{К}) = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

Уравнение Менделеева — Клапейрона позволяет рассчитать количество газообразного вещества, зная его объем, при любых значениях давления и температуры.

ЗАДАНИЯ

1. Сформулируйте закон сохранения массы.
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. Какова масса 5,6 л (н. у.) углекислого газа? Сколько молекул содержится в этом объеме газа?
6. Какой объем займут при нормальных условиях 128 г сернистого газа? Сколько молекул будет содержать сернистый газ такой массы?