

Высшее профессиональное образование

---

БАКАЛАВРИАТ

МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

имени М. В. ЛОМОНОСОВА

ХИМИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Г. П. ЖМУРКО, Е. Ф. КАЗАКОВА, В. Н. КУЗНЕЦОВ, А. В. ЯЦЕНКО

# ОБЩАЯ ХИМИЯ

Под редакцией профессора С. Ф. ДУНАЕВА

*Допущено*

*Учебно-методическим объединением*

*по классическому университетскому образованию*

*в качестве учебника для студентов,*

*изучающих по программам классических университетов*

*курс «Общая химия» (направления «Геология», «Почвоведение»,*

*«Экология и природопользование»), курс «Химия» (направление «География»)*

*и курс «Общая и неорганическая химия» (направления «Физика», «Биология»,*

*специальности «Биоинженерия» и «Биоинформатика», «Лечебное дело», «Фармация»)*

2-е издание, исправленное



Москва

Издательский центр «Академия»

2012

УДК 54(075.8)

ББК 24.1я73

О-28

Рецензенты:

зав. кафедрой общей и биоорганической химии Московского государственного медико-стоматологического университета, д-р хим. наук, профессор *А. С. Берлянд*;  
зав. кафедрой общей и неорганической химии Российского государственного университета нефти и газа имени И. М. Губкина, чл.-корр. РАН, профессор *А. Г. Дедов*

**Общая химия** : учеб. для студ. учреждений высш. проф. образования / Г. П. Жмурко, Е. Ф. Казакова, В. Н. Кузнецов, А. В. Яценко ; под ред. С. Ф. Дунаева. — 2-е изд., испр. — М. : Издательский центр «Академия», 2012. — 512 с. — (Сер. Бакалавриат).

ISBN 978-5-7695-9188-4

Учебник создан в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом по направлениям подготовки «Биология», «Геология», «География», «Экология и природопользование», «Почвоведение» (квалификация «бакалавр»).

Изложены основы теории строения атомов и молекул, химической термодинамики и кинетики, теории растворов и окислительно-восстановительных процессов. Подробно представлена химия элементов и их соединений. Приведены сведения о нахождении химических элементов в природе, их биологической роли, получении простых веществ и наиболее важных соединений, а также о практическом применении этих соединений.

Для студентов классических университетов, обучающихся по нехимическим направлениям подготовки.

УДК 54(075.8)

ББК 24.1я73

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

- © Жмурко Г. П., Казакова Е. Ф., Кузнецов В. Н., Яценко А. В., 2011
- © Жмурко Г. П., Казакова Е. Ф., Кузнецов В. Н., Яценко А. В., 2012, с изменениями
- © Образовательно-издательский центр «Академия», 2012
- © Оформление. Издательский центр «Академия», 2012

ISBN 978-5-7695-9188-4

Химия — важнейшая фундаментальная наука, изучение которой необходимо для формирования естественно-научного мировоззрения будущих биологов, геологов, географов, экологов, почвоведов. Предлагаемый учебник отражает многолетний опыт преподавания общей и неорганической химии сотрудниками кафедры общей химии химического факультета Московского государственного университета имени М. В. Ломоносова. Этот опыт заключается в том, что курсы общей химии, предназначенные для студентов, обучающихся на разных факультетах по естественно-научным нехимическим направлениям, должны учитывать их профессиональные интересы и базовый уровень подготовки, а также наличие (или отсутствие) в учебных планах других химических дисциплин. При этом во всех случаях должно сохраняться фундаментальное «ядро», включающее основы химии элементов, основные понятия и законы химической термодинамики, кинетики, учения о химическом равновесии, теории растворов, окислительно-восстановительных процессов, а также теории строения атома и химической связи в молекулах и веществах.

За годы существования кафедры общей химии ее преподавателями создан ряд учебников и учебных пособий. Первыми в этом ряду стоят «Руководство к практическим занятиям по общей химии» под редакцией И. А. Каблукова (1927 г.) и «Лекции по общей химии» К. Г. Хомякова (1957 г.). Позднее под общей редакцией профессора Е. М. Соколовской был подготовлен учебник «Общая химия», выдержавший в 1975—1989-е гг. три издания. Из учебных изданий последних лет следует упомянуть учебник «Общая химия», в котором Л. С. Гузей и соавторы постарались изложить химические законы в максимально доступной форме, а также учебник «Химия» О. С. Зайцева, где особое внимание уделено возможности использования химических знаний в других естественных науках.

При создании настоящего учебника авторы стремились к тому, чтобы он был полезен студентам, осваивающим учебные программы высшего профессионального образования разных уровней. В первом разделе учебника изложены темы, традиционно объединяемые под названием «общая химия». Это — важнейшие химические понятия, основы химической термодинамики и кинетики, теории растворов, электрохимии, введение в теорию химической связи и химию координационных соединений. Во втором разделе представлена химия элементов и их соединений. Каждой группе Периодической системы элементов посвящена отдельная глава. Авторы старались изложить предмет так, чтобы предупредить наиболее типичные ошибки, а также акцентировать внимание на важных деталях, которые зачастую ускользают из поля зрения. Дополнительные сведения, предназначенные для углубленного изучения, приведены шрифтом меньшего размера.

При изложении материала авторы придерживались терминологии и номенклатуры неорганических соединений, рекомендуемой Международным союзом теоретической и прикладной химии (International Union of Theoretical and Applied Chemistry — IUPAC; <http://www.iupac.org>). Однако в книге также использованы принятые в химической практике тривиальные (от лат. *trivialis* — обыкновенный) названия химических веществ. Нумерация групп дана согласно длиннопериодной форме Периодической системы элементов, что соответствует рекомендациям IUPAC. В учебнике использована Международная система единиц (Système International — SI; в русской транскрипции — СИ).

Авторы считают своим долгом поблагодарить сотрудников кафедры общей химии, высказавших критические замечания, которые были учтены при подготовке рукописи. Авторы признательны доценту Т. П. Лободе и старшему преподавателю Е. Г. Кабановой за помощь в подборе материала. Большую ценность имели предложения и дополнения по содержанию учебника, сделанные профессорами Л. А. Аслановым, Л. С. Гузеем и О. С. Зайцевым, доцентами О. В. Архангельской, Е. В. Батаевой, О. К. Лебедевой, старшим научным сотрудником С. Е. Филипповой.

Особую благодарность авторы выражают рецензентам члену-корреспонденту РАН А. Г. Дедову и профессору А. С. Берлянду за полезные замечания и предложения.

Авторы просят направлять замечания и пожелания по адресу: 119991, Москва, ГСП-1, Ленинские горы, МГУ имени М. В. Ломоносова, дом 1, строение 3, химический факультет, кафедра общей химии, либо по электронной почте: [zhmurko@general.chem.msu.ru](mailto:zhmurko@general.chem.msu.ru).

## Глава 1

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

## 1.1. Атомы и химические элементы

*Атомы* — это микроскопические нейтральные частицы, которые состоят из ядра и электронов. В состав ядра атома входят положительно заряженные протоны и не имеющие заряда нейтроны, поэтому ядро имеет положительный заряд, который определяется числом протонов. Заряд протона принимают за *атомную единицу заряда*. Число протонов в ядре называют *атомным номером*, а общее число протонов и нейтронов — *массовым числом*. Положительный заряд ядра компенсируется отрицательным зарядом электронов, число которых в атоме равно числу протонов. Заряд электрона по абсолютной величине равен заряду протона, но противоположен ему по знаку.

Вид атомов с определенным зарядом ядра называют *химическим элементом*. К моменту написания книги было известно 118 элементов, из них собственные символы и постоянные названия имели только 112.

Атомы с одинаковым числом протонов и электронов, но с разным числом нейтронов называют *изотопами* данного элемента. Например, у водорода есть три изотопа — протий, дейтерий и тритий. Их атомы имеют один протон и один электрон, но соответственно 0, 1 и 2 нейтрона. При обозначении изотопа слева от символа химического элемента верхним индексом указывают массовое число, нижним — атомный номер; например,  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$ ,  ${}^3_1\text{H}$ .

Каждый элемент характеризуется определенной *атомной массой*. *Единицей атомной массы* является  $1/12$  массы атома наиболее распространенного в природе изотопа углерода, ядро которого содержит 6 протонов и 6 нейтронов ( ${}^{12}_6\text{C}$ ). Атомная масса химического элемента является средневзвешенным значением атомных масс всех его изотопов с учетом их распространенности в природе.

Все элементы условно делят на металлы и неметаллы. К *неметаллам* относят: H, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, F, Cl, Br, I, At, O, S, Se, Te, N, P, As, C, Si, Ge, B; остальные элементы считают *металлами*. Условная линия, разделяющая в Периодической системе металлы и неметаллы, носит название *линии Цинтля*. Во втором периоде она проходит между бериллием и бором, в третьем — алюминием и кремнием, в четвертом — германием и мышьяком, в пятом — сурьмой и теллуром, в шестом — полонием и астатом. Химические свойства элементов седьмого периода по существу неизвестны; можно предположить, что линия Цинтля в нем проходит между 117-м и 118-м элементами.

## 1.2. Периодический закон и Периодическая система Д. И. Менделеева

В 1869 — 1871 гг. Д. И. Менделеев сформулировал *Периодический закон*:

**Свойства простых тел<sup>1</sup>, а также формы<sup>2</sup> и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.**

По мере накопления опыта применения Периодического закона выяснилось, что в некоторых случаях последовательность элементов, диктуемая их химическими свойствами (никель после кобальта, иод после теллура), противоречит порядку возрастания их атомных масс. Объяснение этому факту было дано после открытия электрона и разработки теории строения атома. Стало ясно, что фундаментальной характеристикой элемента является заряд ядра его атома — атомный номер, а не атомная масса. Поэтому *современная формулировка Периодического закона* следующая:

**Свойства простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.**

Наиболее полным и наглядным выражением Периодического закона является *Периодическая система элементов*, представляющая собой таблицу, в которой элементы размещены по горизонтальным строкам — *периодам* и вертикальным столбцам — *группам*. Два варианта этой таблицы приведены на форзацах книги.

*Короткопериодная*, или просто — «короткая», таблица содержит восемь групп элементов и семь периодов. Группы обозначают римскими цифрами, периоды — арабскими. В «короткой» таблице первый, второй и третий периоды занимают одну строку, четвертый и последующие — по две строки. В каждой группе выделяют главную и побочную подгруппы. Главную подгруппу обозначают буквой А, побочную — буквой В. Особое место в «короткой» таблице занимает VIII группа. В ее побочной подгруппе (VIIB) в каждом периоде находится не по одному, а по три элемента: в четвертом — Fe, Co, Ni, в пятом — Ru, Rh, Pd, в шестом — Os, Ir, Pt.

В *длиннопериодном* («длинном») варианте Периодической системы каждый период занимает одну строку, однако вертикальных рядов — групп — в нем восемнадцать. Группы здесь нумеруют арабскими цифрами.

Для компактности и из «короткого», и из «длинного» вариантов Периодической системы выделены элементы, которые называют *лантаноидами* и *актиноидами*. Эти два семейства элементов обычно приводят в нижней части таблицы.

Элементы некоторых подгрупп или групп имеют собственные названия. Так, металлы IA подгруппы в «коротком» или 1-й группы в «длинном» вари-

<sup>1</sup> В современной терминологии — простых веществ.

<sup>2</sup> В современной терминологии — состав (формулы).

анте Периодической системы называют *щелочными*. Элементы IIА подгруппы (2-й группы): кальций, стронций, барий и радий — *щелочноземельными металлами*. Фтор, хлор, бром, иод и астат (VIIА подгруппа или 17-я группа) называют *галогенами*.

К металлам *семейства железа* относят железо, кобальт и никель; к *семейству платиновых металлов* — рутений, родий, палладий, осмий, иридий и платину. Элементы VIIIА подгруппы или 18-й группы называют *инертными*, или *благородными, газами*.

Несколько лет назад Международный союз теоретической и прикладной химии принял решение рекомендовать использование только длиннопериодной формы Периодической системы элементов. Этой рекомендации следуют авторы данного учебника. Однако в некоторых случаях будет использован и «короткий» вариант, так как он удобнее для выявления аналогий в химических свойствах элементов.

## 1.3. Химические вещества и химические реакции

### 1.3.1. Простые и сложные вещества

Химическим элементам соответствуют *простые вещества*. Они могут состоять из связанных между собой атомов (графит, кремний, красный фосфор, металлы) или из более сложных частиц — молекул (кислород, иод, ромбическая сера, белый фосфор). Молекулы инертных газов одноатомные. Молекулы других простых веществ образуются из двух, трех или большего числа атомов одного элемента.

Одному элементу может соответствовать несколько простых веществ. Например, элемент кислород образует два простых вещества — кислород  $O_2$  и озон  $O_3$ . Оба вещества состоят из молекул, однако в молекуле кислорода два атома, а в молекуле озона — три. Несколько простых веществ образует элемент углерод; наиболее распространенными из них являются алмаз и графит. Оба вещества образуются при соединении атомов, но строение их кристаллов разное.

Способность элемента существовать в виде различных простых веществ называют *аллотропией*.

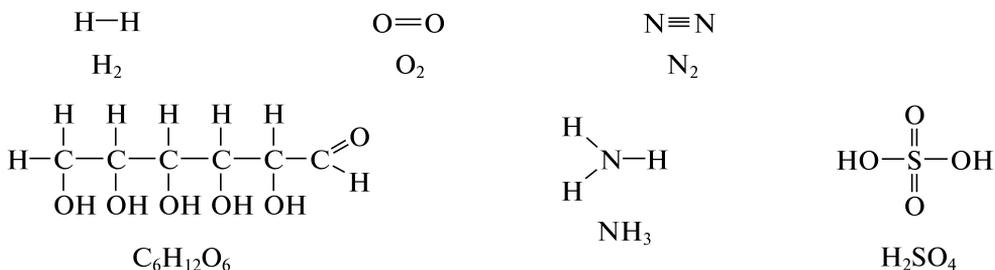
В состав *сложных веществ*, которые называют также *химическими соединениями*, входят атомы двух или более элементов. Сложные вещества могут состоять непосредственно из атомов ( $SiO_2$ ), молекул ( $C_2H_5OH$ ) или ионов — частиц (одноатомных или многоатомных), несущих электрический заряд<sup>1</sup> ( $NaCl$ ).

Состав простого и сложного вещества указывают с помощью *химической формулы*. Простое вещество, состоящее из атомов, обозначают символом соответствующего ему элемента (K, Si, He), для молекулярных веществ записывают формулы образующих их молекул ( $H_2$ ,  $N_2$ ).

<sup>1</sup> Заряд ионов измеряют в атомных единицах заряда.

Атомы в химических формулах сложных веществ обозначают символами элементов, число атомов — цифрой в нижнем индексе справа; например,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ .

Порядок, в котором соединены друг с другом атомы в молекулах, изображают при помощи *структурных формул*. Одинарную связь в этих формулах обозначают чертой, двойную связь — двойной чертой, тройную — тройной чертой:



Сумму атомных масс всех элементов, входящих в состав молекулы, с учетом их числа называют *молекулярной массой*.

В сложных веществах каждому элементу может быть приписана определенная *степень окисления*. Для элементов-металлов она, как правило, положительная и в большинстве случаев может иметь несколько значений; максимально возможное значение степени окисления металла равно номеру группы в «коротком» варианте Периодической системы (для некоторых металлов оно меньше или больше).

Элементы-неметаллы в химических соединениях имеют как положительные, так и отрицательные степени окисления. Так же как и для металлов, максимально возможная положительная степень окисления неметалла соответствует номеру группы в «коротком» варианте Периодической системы; наименьшую отрицательную степень окисления получают вычитанием из номера группы в «короткой» таблице числа восемь.

Сумма положительных степеней окисления элементов, входящих в соединение, должна быть равна сумме отрицательных. Правила определения степеней окисления атомов, входящих в состав нейтральных молекул или заряженных ионов, приведены в подразд. 7.1.

Все вещества в зависимости от температуры находятся в одном из трех *агрегатных состояний* — твердом, жидком и газообразном. *Твердое вещество* имеет фиксированный объем и форму; *жидкость* имеет объем, но не имеет собственной формы. *Газу* форма не присуща, и он занимает весь доступный для него объем.

Твердые вещества подразделяют на кристаллические и аморфные. *Кристаллические вещества* имеют строго упорядоченную структуру. *Аморфные вещества* образуются из неупорядоченно расположенных атомов или молекул. В отличие от кристаллических веществ, имеющих определенную температуру плавления, аморфные вещества при нагревании сначала постепенно размягчаются и лишь затем становятся жидкими.

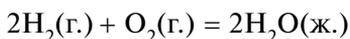
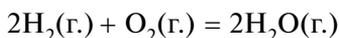
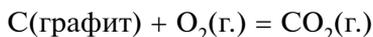
Одно и то же вещество может образовывать кристаллы с различной структурой. В таком случае говорят о его *полиморфных модификациях*.

### 1.3.2. Химическая реакция

*Химическая реакция* — это превращение одного или нескольких исходных веществ (*реагентов*) в отличающиеся от них по химическому составу или строению вещества (*продукты реакции*).

Для описания химической реакции используют *химическое уравнение*, в левой части которого указывают реагенты, в правой — продукты реакции. Число атомов каждого элемента в исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаково. Этого добиваются с помощью *стехиометрических коэффициентов*, которые ставят перед формулами исходных веществ и продуктов в уравнении реакции.

Иногда в химическом уравнении указывают агрегатные состояния веществ и их аллотропные или полиморфные модификации:



Здесь и далее символом (г.) обозначено газообразное состояние вещества, (ж.) — жидкое состояние.

### 1.3.3. Классификация веществ

Систематизация веществ по составу, строению, физическим или химическим свойствам позволяет выделить определенные группы или, как говорят, *классы химических соединений*.

В соответствии с физическими свойствами вещества подразделяют на металлы, полупроводники и диэлектрики. *Металлы* обладают высокой электропроводностью, теплопроводностью, ковкостью, пластичностью и характерным «металлическим» блеском. При комнатной температуре все металлы, кроме ртути, находятся в твердом состоянии. *Диэлектрики* не проводят электрический ток и обладают низкой теплопроводностью. При обычных условиях диэлектрики могут быть твердыми (сера, иод), жидкими (бром) или газообразными (кислород, водород) веществами. Твердые диэлектрики являются хрупкими веществами. *Полупроводники* (кремний, германий) по своим механическим свойствам похожи на диэлектрики, но обладают существенно большей электропроводностью, которая возрастает при нагревании. Этим они существенно отличаются от металлов, электропроводность которых с ростом температуры уменьшается.

По составу химические соединения подразделяют на бинарные (из двух элементов) и более сложные. Особое место среди бинарных соединений занимают соединения элементов с кислородом и водородом — оксиды и гидриды.

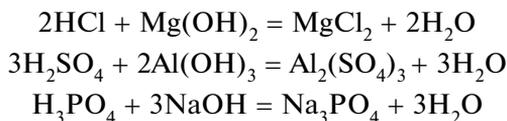
Важнейшими классами соединений являются также кислоты, основания и соли. В растворах соединений этих трех классов образуются одноатомные

или многоатомные ионы. Положительные ионы называют *катионами*, отрицательные — *анионами*.

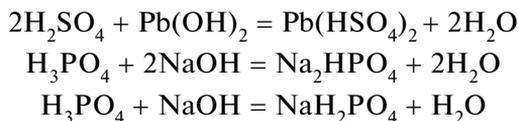
В водных растворах *кислот* образуются катионы  $\text{H}^+$ ; лакмус окрашивается кислотами в красный цвет. В растворах *оснований* обнаруживаются анионы  $\text{OH}^-$  — гидроксид-ионы; лакмус окрашивается основаниями в синий цвет. Хорошо растворимые в воде основания состава  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  называют *щелочами*.

При взаимодействии кислот и оснований в результате реакции нейтрализации образуются *соли*. Кроме того, соли можно рассматривать как продукты замещения ионов водорода в кислоте другими катионами или как продукты замещения гидроксид-ионов в основаниях на анионы кислот.

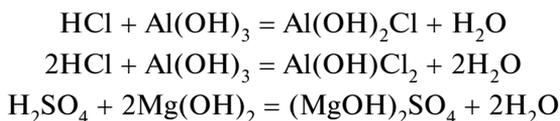
При полном замещении образуются *средние соли*:



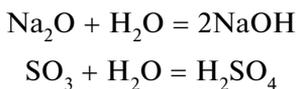
Частичное замещение атомов водорода дает *кислые соли*:



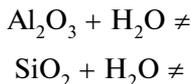
При неполном замещении гидроксид-ионов на анионы кислотного остатка получаются *основные соли*:



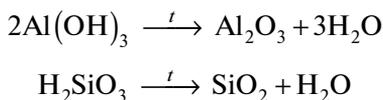
Если формулу соединения можно представить как продукт взаимодействия оксида с водой, то такое соединение называют *гидроксидом*:



Для гидроксида серы(VI) более привычным является название серная кислота. Хотя не все оксиды реагируют с водой, обратная реакция — отщепление воды от гидроксида — практически всегда возможна. Например, не идут реакции



Однако при нагревании гидроксид алюминия и гидроксид кремния легко теряют воду и превращаются в оксиды:



поэтому соединения состава  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  также считают гидроксидами, т. е. производными оксида и воды.

Гидроксиды и оксиды классифицируют по кислотно-основным свойствам. Если соответствующее соединение реагирует с кислотами, говорят, что оно проявляет основные свойства, если с щелочами — то кислотные. Гидроксид или оксид обладает амфотерными свойствами, если возможно его взаимодействие и с кислотой, и с щелочью. Более подробно кислотно-основные реакции оксидов и гидроксидов будут обсуждаться в подразд. 15.5.

### 1.3.4. Номенклатура простых веществ и химических соединений

Простые вещества называют, как правило, так же, как и соответствующие им элементы. Собственные названия имеют только аллотропная модификация кислорода (озон) и аллотропные модификации углерода (алмаз, графит, карбин, фуллерены). Для аллотропных модификаций других простых веществ сохраняют название элемента и указывают дополнительную характеристику модификации; например, ромбическая сера, моноклинная сера, белый фосфор, красный фосфор, черный фосфор, серое олово, белое олово и т. д.

Систематические названия бинарных соединений металла с неметаллом образуют от латинского названия неметалла с суффиксом «-ид» и русского названия металла в родительном падеже; например, хлорид калия  $\text{KCl}$ , сульфид алюминия  $\text{Al}_2\text{S}_3$ , гидрид кальция  $\text{CaH}_2$ , оксид цинка  $\text{ZnO}$ . Названия соединений двух неметаллов образуют аналогичным образом. Обычно первым называют неметалл, который находится в Периодической системе выше и правее. Как и в случае соединений неметалла с металлом, используют латинское название неметалла с суффиксом «-ид», затем приводят русское название второго элемента в родительном падеже; например, гидрид мышьяка  $\text{AsH}_3$ , сульфид углерода  $\text{CS}_2$ , нитрид бора  $\text{BN}$ .

Если бинарное соединение содержит элемент, который может проявлять различные степени окисления, то после названия этого элемента в скобках римской цифрой указывают его степень окисления; например, хлорид железа(II)  $\text{FeCl}_2$ , хлорид железа(III)  $\text{FeCl}_3$ , оксид фосфора(III)  $\text{P}_2\text{O}_3$ , оксид фосфора(V)  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Для некоторых соединений используют их тривиальные названия; например, вода  $\text{H}_2\text{O}$ , аммиак  $\text{NH}_3$ , силан  $\text{SiH}_4$ .

Названия кислот, состоящих из атомов водорода и неметалла (последний называют кислотообразующим элементом), составляют из слова «кислота» и прилагательного, которое образуют от русского названия кислотообразующего элемента с добавлением соединительной гласной «о» и слова «водородная»; например, бромоводородная кислота  $\text{HBr}$ , сероводородная кислота  $\text{H}_2\text{S}$ , селеноводородная кислота  $\text{H}_2\text{Se}$ . Для хлороводородной  $\text{HCl}$  и фтороводородной  $\text{HF}$  кислот более привычными являются их тривиальные названия — соляная и плавиковая соответственно. В названиях кислот, в составе которых помимо водорода и кислотообразующего элемента содержится кислород, также входит прилагательное, которое образовано от русского названия элемента, образующего кислоту. Кроме того, добавляют окончание, определяющее степень окисления кислотообразующего элемента: для высшей степени окисления

Таблица 1.1. **Формулы и названия кислот и соответствующих им кислотных остатков (анионов)**

Формула	Название кислоты	Название аниона
HF	Фтороводородная (плавиковая)	Фторид
HCl	Хлороводородная (соляная)	Хлорид
HBr	Бромоводородная	Бромид
HI	Иодоводородная	Иодид
HNO <sub>3</sub>	Азотная	Нитрат
HNO <sub>2</sub>	Азотистая	Нитрит
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Серная	Сульфат
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сернистая	Сульфит
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ортофосфорная (фосфорная)	Ортофосфат (фосфат)
HClO <sub>4</sub>	Хлорная	Перхлорат
HCN	Циановодородная (синильная)	Цианид
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Угольная	Карбонат
CH <sub>3</sub> COOH	Уксусная	Ацетат

используют окончание «-ная» или «-овая» (например, азотная кислота HNO<sub>3</sub>, серная кислота H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, мышьяковая кислота H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub>); для низшей степени окисления — окончание «-истая» (например, азотистая кислота HNO<sub>2</sub>, сернистая кислота H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>). Для многих кислот применяют тривиальные названия; например, угольная кислота H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, уксусная кислота CH<sub>3</sub>COOH.

Формулы и названия важнейших кислот, а также названия соответствующих им анионов приведены в табл. 1.1.

Названия оснований образуют с помощью слова «гидроксид» и наименования катиона металла в родительном падеже; например, гидроксид натрия NaOH, гидроксид кальция Ca(OH)<sub>2</sub>. В случае необходимости указывают степень окисления металла; например, гидроксид железа(II) Fe(OH)<sub>2</sub>, гидроксид железа(III) Fe(OH)<sub>3</sub>. Катион NH<sub>4</sub><sup>+</sup> называют «аммоний», соответствующее ему основание — гидроксид аммония<sup>1</sup> NH<sub>4</sub>OH.

Названия средних солей составляют из названий аниона и катиона; например, карбонат натрия Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, ортофосфат калия K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, ацетат аммония CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>. Для кислых солей к названиям анионов добавляют приставку «гидро-» и греческое числительное, указывающее на число незамещенных ионов H<sup>+</sup>; например, гидрокарбонат натрия NaHCO<sub>3</sub>, дигидроортофосфат калия KH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>. Названия основных солей получают, добавляя приставку «гидрокси-» к аниону; например, гидроксосульфат магния (MgOH)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, дигидрохлорид алюминия Al(OH)<sub>2</sub>Cl.

<sup>1</sup> Формулу гидроксида аммония чаще записывают так: NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O (см. подразд. 18.2.3).

## 1.4. Количественные соотношения в химии

Химические уравнения позволяют устанавливать соотношения (массовые, объемные) между количествами вещества реагентов и продуктов химических реакций. Количество вещества в химии измеряют в молях.

*Моль* — это такое количество вещества, которое содержит столько же специфицированных структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода  $^{12}_6\text{C}$ . Специфицированными структурными единицами могут быть атомы, молекулы, ионы, электроны и любые другие частицы.

Число частиц в 1 моле равно *числу Авогадро* ( $N_A$ ). Приблизительное используемое в расчетах значение  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ .

Массу одного моля вещества, выраженную в граммах, называют *молярной массой*. Численно молярная масса равна атомной или молекулярной массе этого вещества. Размерность молярной массы — г/моль.

При проведении количественных расчетов используют закон сохранения массы веществ и закон постоянства состава вещества.

Первоначально *закон сохранения массы веществ* был сформулирован следующим образом:

**Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.**

С появлением теории относительности А. Эйнштейна стало ясно, что выделение или поглощение энергии ( $E$ ) в любом процессе, в том числе и в ходе химической реакции, должно приводить к изменению массы ( $\Delta m$ ):

$$E = \Delta mc^2,$$

где  $c$  — скорость света.

Поэтому формулировка закона сохранения массы веществ была изменена:

**Сумма массы вещества системы и массы, эквивалентной энергии, которая получена или отдана этой системой, постоянна.**

Однако учитывать преобразование энергии в массу при проведении расчетов по химическим уравнениям не имеет смысла. Энергиям, которые выделяются или поглощаются в процессе химической реакции, соответствуют настолько малые изменения массы, что их нельзя измерить<sup>1</sup>. Закон сохранения массы веществ в современной формулировке следует применять только для ядерных реакций, сопровождающихся выделением огромного количества энергии (на 6—9 порядков больше, чем для химических реакций).

По существу закон сохранения массы означает, что число атомов каждого элемента в исходных веществах и продуктах реакции одно и то же.

Согласно *закону постоянства состава вещества*:

**Любое химически чистое соединение независимо от способа его получения состоит из одних и тех же химических элементов, причем отношения масс элементов постоянны, а относительные числа их атомов выражаются целыми числами.**

<sup>1</sup> Выделению 100 кДж энергии соответствует уменьшение массы на  $\sim 10^{-12}$  г.

На настоящий момент ясно, что этот закон выполняется только для химических соединений, состоящих из молекул. Для сложных веществ, которые состоят из атомов или ионов, его нельзя считать справедливым. Для таких веществ (например, для сульфида железа  $\text{Fe}_{0,887-1,0}\text{S}$  и оксида титана  $\text{TiO}_{0,77-1,3}$ ) определяют границы состава, а не точное число атомов в химическом соединении. Однако при записи химических уравнений и при проведении по ним расчетов законом постоянства состава вещества пользуются практически всегда, приписывая всем участникам реакции строго определенные формулы.

Если химические реакции протекают с участием газообразных веществ, то для определения количества этих веществ используют закон Авогадро и уравнение Клапейрона — Менделеева.

**Закон Авогадро** утверждает:

**В равных объемах различных газов, взятых при одинаковых значениях температуры и давления, содержится одно и то же число молекул.**

Для химических расчетов более важно *следствие из закона Авогадро*:

**Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.**

Закон Авогадро справедлив только для *идеального газа*, в котором единственно возможным видом взаимодействия между частицами является их упругое соударение. При *нормальных условиях*, т.е. температуре  $0^\circ\text{C}$  (273 К) и давлении 1 атм, объем 1 моля идеального газа — *молярный объем* — составляет 22,414 л/моль. Для реальных газов молярные объемы несколько отличаются от приведенного значения; например, объем 1 моля хлороводорода равен 22,253 л, 1 моля аммиака — 22,065 л. В приближенных расчетах этим отличием чаще всего пренебрегают.

**Объединенный газовый закон**, или **уравнение Клапейрона — Менделеева**<sup>1</sup>, устанавливает:

**Давление, объем и абсолютная температура газа связаны уравнением**

$$pV = nRT,$$

где  $p$  — давление газа; Па;  $V$  — объем газа,  $\text{м}^3$ ;  $n$  — число молей газа;  $T$  — абсолютная температура, К;  $R$  — универсальная газовая постоянная ( $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{К} \cdot \text{моль})$ ).

Если объем или давление выражены в каких-либо иных единицах, следует использовать другие значения универсальной газовой постоянной:

$$R = 0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 62,4 \frac{\text{л} \cdot \text{мм рт. ст.}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

<sup>1</sup> Это уравнение называют также *уравнением состояния идеального газа*.

Хотя уравнению Клапейрона — Менделеева точно подчиняется только идеальный газ, это уравнение при давлениях, близких к атмосферному, хорошо описывает и реальные газы.

Если в химической реакции участвует несколько газов, давление газовой смеси равно сумме давлений, создаваемых каждым из ее компонентов. Давление компонента газовой смеси называют его *парциальным давлением*. Оно может быть рассчитано по уравнению Клапейрона — Менделеева при условии, что число молей компонента и общий объем газовой смеси известны.

### ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Назовите элемент, находящийся в восьмой группе и третьем периоде «длинного» варианта Периодической системы элементов.
2. Дайте определение понятия «молекулярная масса вещества». Какова размерность этой величины?
3. Среди перечисленных веществ укажите простые и сложные: вода, кислород, азот, озон, сталь, бронза, целлюлоза, сахар (сахароза), железо.
4. Каков смысл стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции?
5. К каким классам относятся химические соединения, состав которых описывается формулами:  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{MgAl}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ ?
6. Сколько молей атомов азота содержится в 0,25 моля нитрата аммония  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ? Сколько молей молекулярного азота  $\text{N}_2$  может быть получено при полном разложении 0,25 моля нитрата аммония?
7. При нормальных условиях отмерили  $1 \text{ м}^3$  природного газа. Какой объем он займет при температуре  $25^\circ\text{C}$  и давлении 740 мм рт. ст.?