

А. В. МАНУЙЛОВ

В. И. РОДИОНОВ

ОСНОВЫ ХИМИИ

ДЛЯ ДЕТЕЙ И ВЗРОСЛЫХ

ЛЕГЕНДАРНОЕ УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ!

БОЛЕЕ
МИЛЛИОНА
ЧИТАТЕЛЕЙ
НА АВТОРСКОМ
САЙТЕ

ХИМИЯ «С НУЛЯ»
И ДО СЕРЬЁЗНЫХ ЭКЗАМЕНОВ

•
КНИГА ВОСПОЛНИТ ПРОБЕЛЫ
В ШКОЛЬНОМ ОБРАЗОВАНИИ

•
АВТОРЫ С МНОГОЛЕТНИМ ОПЫТОМ
ПРЕПОДАВАНИЯ

•
ДОСТУПНОСТЬ ИЗЛОЖЕНИЯ,
ДВА УРОВНЯ ПОДАЧИ МАТЕРИАЛА

УДК 546
ББК 24.1я72
М24



Охраняется законодательством РФ
о защите интеллектуальных прав.
Воспроизведение всей книги или любой ее части
воспрещается без письменного разрешения издателя.
Любые попытки нарушения закона
будут преследоваться в судебном порядке.

*Оформление художника
Е.Ю. Шурлаповой*

*Художник
Н.Н. Марцинкевич*

Мануйлов А.В., Родионов В.И.
М24 Основы химии для детей и взрослых. — М.: ЗАО
Издательство Центрполиграф, 2014. — 416 с.

ISBN 978-5-227-05367-1

Перед вами долгожданная книга Александра Викторовича Мануйлова и Владимира Ивановича Родионова. Она уже получила широкую известность в России и за рубежом в виде интернет-учебника под названием «Основы химии». Среди ее читателей, число которых уже превысило миллион, неожиданно оказались не только школьники. Первоначально задуманная как учебник, книга после всех дополнений и изменений стала отвечать еще и жанру научно-популярной, познавательной литературы. Основы современной химии изложены здесь в самой доступной форме, что позволяет не только изучать химию «с нуля», но и подготовиться к серьезным экзаменам. Студентам она поможет восполнить пробелы в школьном образовании. Книга адресована самому широкому кругу читателей: подрастающему поколению и взрослым, не утратившим интерес к устройству окружающего мира.

УДК 546
ББК 24.1я72

© Мануйлов А.В., Родионов В.И.,
текст, 2014
© Марцинкевич Н.Н., Мануйлов А.В.,
иллюстрации, 2014
© ЗАО «Издательство
Центрполиграф», 2014

ISBN 978-5-227-05367-1

ВВЕДЕНИЕ

Многие считают, что школьная химия отличается некоторым занудством. Увы, иногда это действительно так, особенно на первых порах изучения предмета. Но если немножко потерпеть, постепенно становится интересно. Если продвинуться еще дальше, то в какой-то момент вы начнете воспринимать химию не как сухую науку, а как увлекательный рассказ об окружающем мире. Вы вдруг обнаружите, что она дает богатую и разнообразную пищу для ума.

К сожалению, ко многим удивительным вещам вокруг нас мы быстро привыкаем и уже не считаем их чем-то необычным. А зря! Мы отвыкаем задавать себе интересные вопросы. Например, зачем атомы вообще объединяются в молекулы? Особенно в такие сложные, как органические молекулы, из которых состоим мы сами и все другие живые существа? Зачем атомам это нужно? Почему бы им не существовать во Вселенной спокойно и размеренно, ни с чем и ни с кем не соединяясь? Ведь, будучи собранной в молекулы, из которых мы с вами состоим, материя мучается! Ей (материи) приходится рано вставать, чистить зубы, завтракать и отправляться в школу или на работу. Там приходится трудиться (учеба — это тоже работа), а не «занимать состояние с минимумом энергии», как должно быть по всем законам физики. Это, конечно, шутка, но попытайтесь-ка сами ответить на этот вопрос!

Есть и много другого удивительного вокруг нас. Например: почему вода в озере или море голубая? Ведь если на-

лить ее в стакан или пластиковую бутылку, то она будет бесцветной! И откуда на нашей планете столько воды? Или почему мы дышим кислородом? Неужели природа не смогла найти для нас какой-нибудь другой, менее сильный и опасный окислитель? Кислород активно взаимодействует почти со всеми элементами, но почему-то не реагирует с азотом, который разбавляет земную атмосферу до безопасного уровня. Почему? И как заставить эти газы реагировать, если очень нужно? Почему диоксид углерода CO_2 газообразный, а его близкий родственник SiO_2 (песок, кварц) — твердый? Что мешает оксиду кремния тоже быть газом в земных условиях и что бы тогда стало с нашей планетой? Почему вода жидкая и почему при замерзании она превращается в лед, плотность которого меньше, чем у жидкой воды? Что стало бы с нашими городами и поселками, если бы плотность льда оказалась больше?

Ответы на эти и многие другие вопросы вы найдете в этой книге. Но будет еще лучше, если вы сами научитесь задавать себе такие вопросы и самостоятельно искать ответы. Тогда вы обязательно возьмете в руки другие книги по химии, физике, биологии и узнаете еще очень и очень много интересного об окружающем нас мире.

Конечно, для этого придется потрудиться. Сначала потребуется освоить язык химии и ее основные законы, разобраться в довольно сложных (а иногда и противоречивых) теоретических моделях.

Весь материал в данном учебнике разбит на два уровня. Первый (более легкий) уровень напечатан обычным шрифтом и предназначен для начинающих. Важнейшие термины и новые понятия выделены курсивом. В приложении имеется словарь терминов, который поможет при подготовке к экзаменам.

Второй уровень (выделен более мелким шрифтом) содержит либо более сложный, либо просто интересный материал. Он часто выходит за рамки школьной программы. Всем читателям мы советуем начинать чтение с первого уровня. Можно смело пропускать текст и задачи, напечатанные мелким шрифтом, восприятие учебного материала от этого не пострадает. Когда почувствуете себя уверенно, вернитесь к материалу и задачам второго уровня.

Глава 2

СТРОЕНИЕ АТОМА

§ 2.1. Атомы

Атомы не сразу вошли в научный обиход, хотя само слово «атом» появилось еще в сочинениях древнегреческих философов. В переводе с греческого оно означает «неделимый». Философы объясняли окружающий мир доступными средствами, среди которых не было современных приборов, но были наблюдательность и логика.

Чисто логическим путем можно прийти к выводу, что дробление вещества не может происходить бесконечно. В конце концов должна остаться некая мельчайшая и *неделимая* крупинка вещества, или *атом* вещества. Если бы таких неделимых крупинок не оставалось, то любую вещь можно было бы уничтожить до конца. А раз так, то новые вещи (и даже животные, растения) создавались бы из ничего. По мнению древнегреческих философов Левкиппа и Демокрита, это противоречило бы здравому смыслу.

О том, каким образом атомы соединяются в более крупные физические тела, люди того времени не имели представления. Было много и других неясностей, поэтому учение об атомах практически не развивалось долгие два тысячелетия. Но постепенно накапливалось все больше и больше фактов, что в итоге привело к тем представлениям, с которыми вы уже коротко познакомились в первой главе.

Строение веществ начали описывать с помощью молекул, составленных из атомов одного или нескольких видов.

В предыдущей главе были показаны модели молекул некоторых простых и сложных веществ. Эти очень разные по своим свойствам вещества состоят из молекул, «построенных» из атомов только пяти видов. Но атомы взяты в разных количествах и соединены по-разному. Чем отличаются атомы разных видов друг от друга? Почему атомы в этих молекулах соединились именно так, а не иначе? Почему атомы азота и кислорода соединились по два, но атом аргона остается в одиночестве? Можно ли в молекуле углекислого газа соединить тот же набор атомов по-иному? Как атомы «прикрепляются» друг к другу?

Ответы на эти и многие другие вопросы, которые встретятся нам дальше, невозможно получить, не разобравшись в устройстве атома.

Дело в том, что знание внутреннего устройства атома позволяет объяснять и даже предсказывать многочисленные свойства окружающих нас веществ. Конечно, выяснить строение такого необычного, невидимого глазу объекта было чрезвычайно трудно. Однако изобретательный человеческий ум справился даже с такой сверхтрудной задачей. О том, как это удалось осуществить, коротко рассказывается в следующем параграфе (а более подробно — в параграфе 2.7).

Те из вас, кому не терпится узнать, *что* же именно удалось выяснить в строении атома, могут перейти к параграфу 2.3. Но если вам интересно разобраться в том, *как* это происходило, мы советуем сначала прочитать параграф 2.2.

§ 2.2*. Электроны и протоны. Модели атома

Атомы состоят из еще более мелких частиц, которые были открыты в разное время разными исследователями. Самой первой из таких частиц оказался *электрон*, несущий единичный электрический заряд.

Электрон получил свое нынешнее название только в самом конце XIX века, а до этого физики только предполагали, что существует некий «атом электричества», с помощью которого по проводам передается электрический ток.

В 1853 году французский исследователь А. Массон решил попробовать пропускать электрические разряды (искры) через стеклянную трубку, из которой откачан воздух. Впоследствии с помощью этого несложного устройства англичанин Вильям Крукс провел множество опытов, и с тех пор такие трубки называются круковскими (их прямые «потомки» — все реже встречающиеся теперь электронно-лучевые телевизоры и мониторы).

Что же удалось выяснить с помощью круковских трубок? Они служили источником необычных лучей, которые распространялись *отрицательно* заряженным электродом — *катодом*. Эти лучи получили название катодных. Описывая катодные лучи, Крукс отмечал такие их свойства:

- они вызывают свечение некоторых веществ, нанесенных на внутреннюю поверхность трубки;
- они обладают кинетической энергией и способны передавать механическое движение вертушке с лопастями (рис. 2.1);
- они отклоняются магнитным полем;
- они отрицательно заряжены, потому что движутся по направлению к положительному полюсу трубки.

В 1897 году английский физик Дж. Дж. Томсон сконструировал похожую трубку, с помощью которой можно было измерять отклонение катодных лучей в электрическом поле (рис. 2.2).

Напряжение, подаваемое на пластины 4 и 5, между которыми проходили катодные лучи, можно было уменьшать или увеличивать. Чем выше было напряжение на пластинах 4 и 5, тем сильнее

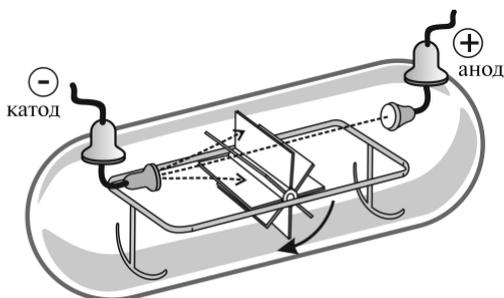


Рис. 2.1. Вращение вертушки с лопастями под действием катодных лучей в трубке Крукса. Этот опыт позволял предположить, что катодные лучи больше похожи не на обычный свет, а на поток микроскопических частиц, имеющих массу

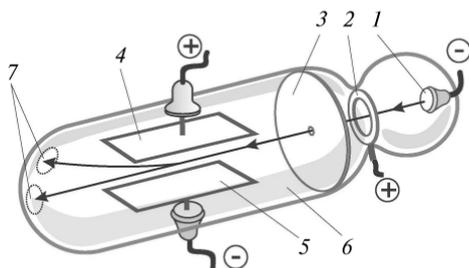


Рис. 2.2. Прибор Томсона для измерения отклонения катодных лучей под действием электрического поля:
 1 — отрицательно заряженный электрод (катод); 2 — положительно заряженный электрод; 3 — отверстие; 4 и 5 — пластины электродов для отклонения катодных лучей; 6 — часть трубки, покрытая изнутри слоем вещества, светящимся под действием катодных лучей; 7 — светящееся пятно

отклонялся от прямолинейной траектории поток катодных лучей.

Впоследствии этот эксперимент помог установить массу и заряд частиц, из которых состоят катодные лучи: ведь чем меньше масса и чем больше заряд частицы, тем легче отклонить ее от прямолинейной траектории с помощью электрического поля. Правда, для этого потребовались дополнительные эксперименты, но в 1909 году цель была достигнута. Электрический заряд таинственных «катодных» частиц, выраженный в кулонах, оказался величиной чрезвычайно малой, поэтому для удобства физики и химики чаще пользуются другой шкалой, в которой величина этого «элементарного» заряда принята за единицу.

Описанные Томсоном отрицательно заряженные частицы, несущие наименьший электрический заряд, получили название *электронов*.

Позже в аналогичном приборе удалось наблюдать поток *положительно* заряженных частиц, которые стали называть *протонами*. Масса протона оказалась почти в 2000 раз больше массы электрона, а его заряд, как выяснилось, равен заряду электрона, но со знаком «плюс».

Таким образом, в распоряжении физиков появились первые «строительные детали», с помощью которых уже можно было попытаться построить те или иные модели атома.

Томсон предположил, что атомы состоят из положительно заряженной сферы, в которую вкраплены электроны (рис. 2.3, *a*). Эта модель атома получила среди ученых прозвище «сливовый пудинг»,

хотя не менее похожа и на булочку с изюмом (где «изюминки» — это электроны) или на «арбуз» с «семечками»-электронами.

В 1910 году английский физик Эрнст Резерфорд со своими учениками Гейгером и Марсденом провели эксперимент, который дал поразительные результаты, необъяснимые с точки зрения модели Томсона. В то время уже была открыта радиоактивность, о которой в наше время знают даже школьники начальных классов. Радиоактивные вещества способны испускать не только лучи высокой энергии, но и частицы высокой энергии, которые способны проникать сквозь многие предметы. Такие частицы называются альфа-частицами.

В опыте Резерфорда поток альфа-частиц направлялся на тонкую золотую фольгу, а затем становился видимым на специальном экране со светящимся покрытием (рис. 2.4).

Обнаружилось, что не все альфа-частицы проходят фольгу насквозь по прямой траектории. Некоторая их часть заметно отклонялась в сторону и даже отражалась от тонкого листа золотой фольги, как снаряд от брони! Это могло означать только одно: атомы золота не сплошные, а состоят из «разреженных» пустот (сквозь которые альфа-частицы проходят беспрепятственно) и очень плотных областей, от которых альфа-частицы отскакивают, как мячик.

Резерфорд предположил, что атом золота состоит из плотного, положительно заряженного ядра, в котором сосредоточена практически вся масса атома, и окружающих это ядро электронов (рис. 2.3, б). Электроны вращаются вокруг ядра, образуя разреженный «электронный рой». Альфа-частицы относительно легко проходят сквозь разреженную область, занимаемую электронами, и отражаются (или отклоняются в сторону) при столкновении с плотным ядром атома. По соотношению отклоненных и неот-

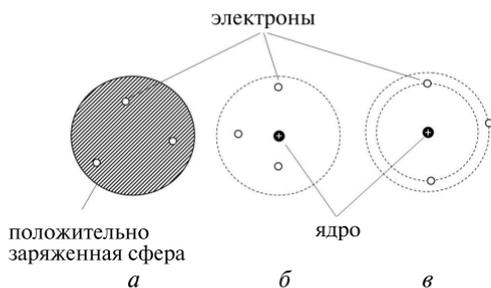


Рис. 2.3. Модели атома:

а — Томсона («сливовый пудинг»); б — Резерфорда;
в — планетарная модель Бора

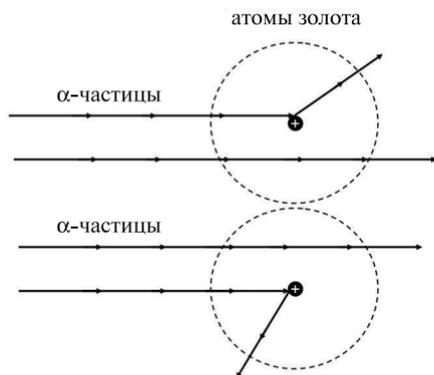
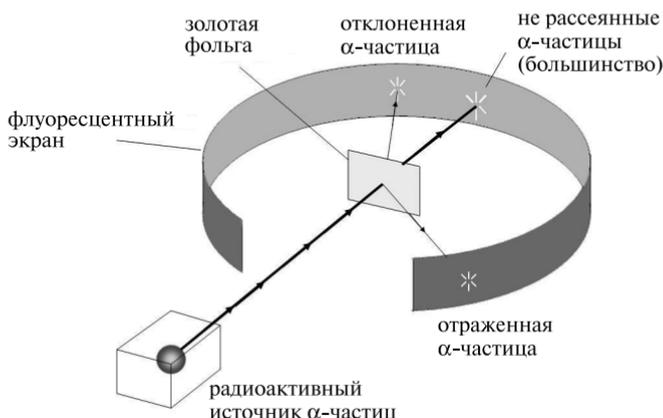


Рис. 2.4. Опыт Э. Резерфорда. Поток альфа-частиц проникает сквозь тонкую золотую фольгу толщиной приблизительно 10 000 атомов. Пройдя сквозь золото, альфа-частицы вызывают вспышку при ударе об экран. По вспышкам на экране можно видеть отклонения части альфа-частиц от прямолинейной траектории

клоненных альфа-частиц удалось рассчитать, что размеры ядра атома золота примерно в 100 000 раз меньше внешних границ атома, которыми он соприкасается с другими атомами!

Модель Резерфорда объясняла результаты эксперимента с альфа-частицами, но задавала физикам и химикам еще больше

вопросов, чем было раньше. Почему при движении заряженного электрона около заряженного ядра не выделяется энергия? Как атомы «прикрепляются» друг к другу? Почему электроны не падают на ядро? Каким образом физические тела, состоящие из атомов, при нагревании испускают свет?

Эти вопросы частично прояснились только после того, как датский физик Н. Бор предложил модель атома, похожую на модель Резерфорда, но с тем отличием, что электроны располагались вокруг ядра на строго определенных, постоянных орбитах (рис. 2.3, в). Эта модель напоминает устройство Солнечной системы, где электроны вращаются вокруг ядра так же, как планеты вокруг Солнца.

Когда вещество нагревают, электроны поглощают энергию и переходят на более удаленные от ядра постоянные орбиты, а затем возвращаются на прежнее место, выделяя энергию строго отмеренными «порциями» (в виде света). Такая «порция» энергии (ее называют квантом света) в точности равна разнице между энергиями электрона на более высокой и менее высокой орбитах.

Изучая испускаемый нагретыми телами свет, можно выяснить, сколько постоянных электронных орбит существует в атоме, и даже установить довольно сложное внутреннее устройство этих орбит (о том, как это было сделано, более подробно рассказывается в параграфе 2.7).

Результаты огромного числа экспериментов и усилия физиков-теоретиков позволили получить довольно подробную информацию об атомах. О том, какая картина внутреннего устройства атома открылась исследователям, рассказывается в следующих параграфах этой главы.

§ 2.3. Строение атомного ядра. Субатомные частицы.

Элементы. Изотопы

Атом состоит из ядра и окружающего его электронного «облака». Находящиеся в электронном облаке *электроны* несут *отрицательный* электрический заряд. *Протоны*, входящие в состав ядра, несут *положительный* заряд.

В любом атоме число протонов в ядре в точности равно числу электронов в электронном облаке, поэтому атом в целом — нейтральная частица, не несущая заряда.

Атом может потерять один или несколько электронов или наоборот — захватить чужие электроны. В этом случае

атом приобретает положительный или отрицательный заряд и называется *ионом*.

Практически вся масса атома сосредоточена в его ядре, так как масса электрона составляет всего лишь $\frac{1}{1836}$ часть

массы протона. Плотность вещества в ядре фантастически велика — порядка 10^{13} — 10^{14} г/см³. Спичечный коробок, наполненный веществом такой плотности, весил бы 2,5 миллиарда тонн!

Внешние размеры атома — это размеры гораздо менее плотного электронного облака, которое примерно в 100 000 раз больше диаметра ядра.

Кроме протонов, в состав ядра большинства атомов входят *нейтроны*, не несущие никакого заряда. Масса нейтрона практически не отличается от массы протона. Вместе протоны и нейтроны называются *нуклонами* (от латинского *nucleus* — ядро).

Электроны, протоны и нейтроны являются главными «строительными деталями» атомов и называются *субатомными частицами*. Их заряды и массы в кг и в специальных «атомных» единицах массы (а.е.м.) показаны в таблице 2.1.

Из таблицы 2.1 видно, что массы субатомных частиц чрезвычайно малы. Показатель степени (например, 10^{-27}) показывает, сколько нулей после запятой нужно записать, чтобы получилась десятичная дробь, выражающая массу субатомной частицы в килограммах. Это ничтожнейшая часть килограмма, поэтому массу субатомных частиц удоб-

Таблица 2.1

Субатомные частицы

Частица	Заряд	Масса	
		кг	а. е. м.
Протон	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,007 28
Нейтрон	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,008 67
Электрон	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,000 549

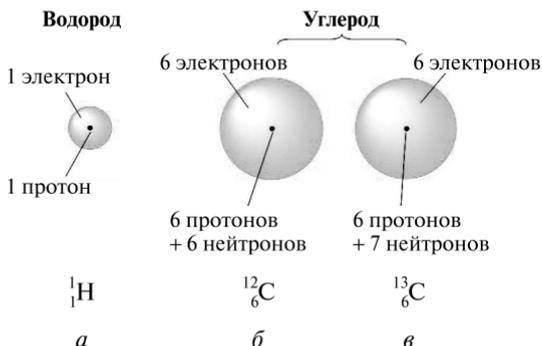


Рис. 2.5. Схематическое изображение строения некоторых атомов:

a — строение атома водорода; *б* — строение атома углерода; *в* — строение атома изотопного углерода

нее выражать в *атомных единицах массы* (сокращенно — а. е. м.). За атомную единицу массы принята ровно $\frac{1}{12}$ часть массы атома углерода, в ядре которого содержится 6 протонов и 6 нейтронов. Схематическое изображение такого «эталонного» атома углерода приведено на рис. 2.5, б. Атомную единицу массы можно выразить и в граммах: $1 \text{ а. е. м.} = 1,660\,540 \cdot 10^{-24} \text{ г}$.

Масса атома, выраженная в килограммах или граммах, называется *абсолютной атомной массой*. Чаще пользуются *относительной атомной массой*, которая выражается в атомных единицах массы (а. е. м.). Относительная атомная масса представляет собой отношение массы какого-нибудь атома к массе $\frac{1}{12}$ части атома углерода. Иногда говорят более коротко: *атомный вес*. Последний термин вовсе не устаревший, как иногда пишут в учебниках. Он широко используется в современной научной литературе, поэтому мы тоже будем его применять. Относительная атомная масса и атомный вес фактически безразмерные величины (масса какого-либо атома делится на массу части атома углерода), поэтому обозначение «а. е. м.» после численного значения обычно опускают (но можно и написать, в этом не будет ошибки). Термины «*относительная атомная масса*», «*атомная масса*», «*атомный вес*» в научном химическом

языке обычно используются равноправно, и между ними просто не делают различий. В Международном союзе химиков (IUPAC) существует Комиссия по относительной распространенности изотопов и атомным весам (Commission on Isotopic Abundances and Atomic Weights или сокращенно — CIAAW), но не Комиссия по относительным атомным массам. Однако все химики прекрасно понимают, что речь идет об одном и том же.

В российских учебниках и заданиях ЕГЭ пользуются термином **относительная атомная масса**, которую обозначают символом A_r . Здесь « r » — от английского relative — относительный. Например, выражение $A_r = 12,0000$ означает, что относительная атомная масса углерода $^{12}_6\text{C}$ равна 12,0000. В современной научной литературе **относительная атомная масса** и **атомный вес** — синонимы.

Из курса физики вы помните, что вес физического тела является переменной величиной. Например, на Земле и на Луне одно и то же физическое тело имеет разный вес. Но масса тела — величина постоянная. Поэтому термин «*относительная атомная масса*» считается более строгим. Для многих вычислений удобно массы протона и нейтрона в шкале а. е. м. считать округленно равными *единице*.

На рисунке 2.5 показаны атомы двух разных видов. Может возникнуть вопрос: почему двух, а не трех видов — ведь на рисунке изображены три атома? Дело в том, что атомы (б) и (в) относятся к одному и тому же *химическому элементу* углероду, в то время как атом (а) — совсем другой элемент (водород). Что же такое химические элементы и чем они отличаются друг от друга?

Водород и углерод отличаются *числом протонов* в ядре и, следовательно, числом электронов в электронной оболочке. Число протонов в ядре атома называют *зарядом ядра* атома и обозначают буквой Z . Это очень важная величина. Когда мы перейдем к изучению Периодического закона, то увидим, что число протонов в ядре совпадает с *порядковым номером* атома в периодической таблице Д.И. Менделеева.

Как мы уже говорили, заряд ядра (число протонов) совпадает с числом электронов в атоме. Когда атомы сближаются, то в первую очередь они взаимодействуют друг с

другом не ядрами, а электронами. Число электронов определяет способность атома образовывать связи с другими атомами, то есть его химические свойства. Поэтому атомы с одинаковым зарядом ядра (и одинаковым числом электронов) ведут себя в химическом отношении практически одинаково и рассматриваются как атомы одного химического элемента.

Элементом называется вещество, состоящее из атомов с одинаковым зарядом ядра.

На рисунке 2.5 водород (один протон в ядре) и углерод (шесть протонов в ядре) — это *разные* химические элементы. А вот атомы (*б*) и (*в*), у которых по шесть протонов в ядре (хотя и разное количество нейтронов!), принадлежат одному и тому же химическому элементу (углероду).

Слово «элемент» существовало в обиходе химиков задолго до того, как стало что-нибудь известно о строении атома. Средневековые алхимики и ученые-химики до начала XIX века ничего не знали об атомном ядре и тем более о протонах и электронах. Но о существовании элементов естествоиспытатели догадывались давно и затратили немало сил для того, чтобы выяснить, что же считать элементом?

Очень хорошее (и вполне современное!) определение элемента дал еще древнегреческий философ Аристотель (384—322 гг. до н. э.):

Все окружающее представляет собой элементы либо состоит из элементов... Элемент представляет собой то, на что можно разложить другие тела, но не может быть разложено само ни на что более простое или отличное от самого себя.

Эта догадка опиралась на здравый смысл и у большинства химиков не вызывала сомнений, но при ответе на вопрос, что же считать элементом, возникало чисто практическое затруднение. Если какое-либо вещество не разлагается на более простые вещества, то не ясно, является ли оно элементом, или мы просто не умеем его разложить? В 1857 году немецкий химик Юстус Либих написал: «Элементы рассматриваются как простые вещества не потому, что мы знаем это, а лишь потому, что не знаем о них противоположного».

Например, долгое время воду считали элементом, и только в 1784 году англичанин Генри Кавендиш показал, что вода состоит

из более простых веществ — водорода и кислорода. Водород, кстати, был открыт Г. Кавендишем, но вместо своего нынешнего названия имел гораздо более длинное: «воспламеняемый, горючий воздух из металлов» (дело в том, что водород получали, действуя кислотами на цинк, железо и некоторые другие металлы). Название **ВОДО-РОД** (то есть — рождающий воду) просто еще не могло существовать, поскольку никто не догадывался, что этот легкий газ и вода имеют друг к другу близкое отношение.

Однажды другой английский исследователь — Джозеф Пристли — в присутствии Кавендиша провел простой, хотя и небезопасный опыт — взорвал смесь водорода с кислородом. Пристли (он является первооткрывателем кислорода) впоследствии вспоминал об этом как о «случайном эксперименте для развлечения нескольких философствующих друзей». Наблюдательный Кавендиш повторил этот опыт, но уже не взрывая, а *сжигая* водород в кислороде. Ему удалось довольно точно измерить объем взаимодействующих газов (объем водорода в этом опыте относился к объему кислорода как 2 : 1) и показать, что вода является продуктом реакции между этими двумя газами. Отсюда следовало, что вода — не элемент, а химическое соединение водорода и кислорода.

Более практическое определение элементу дал английский физик и химик Роберт Бойль:

Элемент — это вещество, которое при химическом превращении всегда увеличивает свой вес.

Например, при ржавлении куска железа его вес всегда увеличивается. Ржавление — это химическая реакция железа с водой и кислородом воздуха, поэтому в массу ржавого железа включается и масса прореагировавших с ним веществ. Химикам были известны и другие реакции, в которых железо увеличивало вес, но не существовало ни одной реакции, в которой железо разлагалось бы на более легкие продукты. Из этого заключалось, что железо, вероятно, является элементом.

Можно представить себе те трудности, с которыми сталкивались естествоиспытатели до появления теории строения атома. Тем не менее еще до XIX века были правильно установлены многие элементы: углерод, сера, медь, золото, серебро, железо, свинец, олово, ртуть, цинк, мышьяк, сурьма, висмут, платина, фосфор, кобальт, никель, водород, кислород, азот, марганец.

Сумма тяжелых частиц (нейтронов и протонов) в ядре атома какого-либо элемента называется *массовым числом* и обозначается буквой *A*. Из названия этой величины вид-

но, что она тесно связана с округленной до целого числа атомной массой элемента.

$$A = Z + N$$

Здесь A — массовое число атома (сумма протонов и нейтронов), Z — заряд ядра (число протонов в ядре), N — число нейтронов в ядре.

Природа устроена так, что один и тот же элемент может существовать в виде двух или нескольких *изотопов*. Изотопы отличаются друг от друга только числом нейтронов в ядре (числом N). Поскольку нейтроны практически не влияют на химические свойства элементов, все изотопы одного и того же элемента химически неотличимы. На рисунке 2.5, *б* показан изотоп углерода с массовым числом 12 (6 протонов + 6 нейтронов = 12), а на рисунке 2.5, *в* — изотоп углерода с массовым числом 13 (6 протонов + 7 нейтронов = 13).

Изотопами называются вещества, состоящие из атомов с одинаковым зарядом ядра (то есть с одинаковым числом протонов), но с разным числом нейтронов в ядре. Изотопы отличаются друг от друга только массовым числом. Все элементы состоят из одного или нескольких изотопов.

Например, алмаз состоит из элемента углерода. Если бы удалось изготовить два бриллианта одинаковых размеров из углерода с массовым числом 12 и углерода с массовым числом 13, то оба кристалла в химическом отношении были бы одним и тем же элементом углеродом (заряд ядра + 6), но их масса была бы немного разной. Правда, стоимость бриллиантов из чистого углерода-12 и чистого углерода-13 была бы во много раз выше, чем у обычных. Дело в том, что разделять изотопы чрезвычайно трудно из-за того, что их химические и физические свойства очень близки.

Лишь немногие изотопы в природе неустойчивы и поэтому постепенно распадаются с излучением субатомных частиц и электромагнитных волн. Это явление называется радиоактивностью, о которой мы уже упоминали в этой главе. Вопреки распространенному мнению, термин *изотоп* совсем не обязательно связан с радиоактивностью. Большинство природных (но не ис-

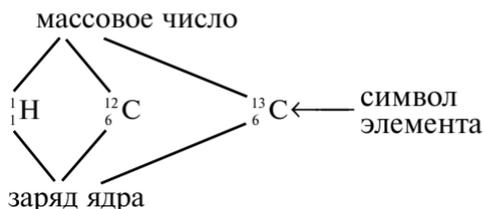
кусственных!) изотопов устойчиво, и мы просто не замечаем их присутствие в том или ином элементе, поскольку не различаем их химические и физические свойства. Таковы изотопы железа, меди, хлора, кальция и многих других элементов, с которыми мы познакомимся немного позже.

§2.4. Атомная масса (атомный вес) природного элемента. Изотопный состав элементов. Дефект массы

В природе элементы, за редким исключением, существуют в виде смесей из нескольких изотопов. Это ведет к тому, что атомный вес *природного* элемента несколько отличается от атомного веса любого из его чистых изотопов. Легче всего это понять из таблицы 2.2, где приведены атомные веса природных элементов и их изотопный состав.

Названия элементов на латинском и русском языке и латинские символы этих элементов приведены для того, чтобы мы постепенно начинали знакомиться со всеми элементами. Из таблицы видно, что средний измеренный атомный вес найденного в природе элемента зависит от того, сколько в нем содержится разных изотопов.

Итак, в первой колонке таблицы 2.2 приведено русское название элемента. Ниже — латинский символ элемента, связанный обычно с его латинским названием. Слева вверху от символа элемента указывается массовое число (сумма протонов и нейтронов в ядре), а слева внизу — заряд ядра атома (количество протонов). Например:



Как видно из таблицы 2.2, атомные веса элементов, найденных в природе в виде единственного изотопа (например, натрия), в точности равны атомному весу этого изотопа. Иначе обстоит дело с элементами, которые суще-

Таблица 2.2

Символы, названия, атомные веса и природный изотопный состав некоторых химических элементов

Элемент и его символ с массовым числом и зарядом ядра	Латинское название (как читается)	Атомный вес природного элемента	Атомный вес изотопов	Содержание изотопов в природном элементе, %
Водород ${}^1_1\text{H}$ ${}^2_1\text{H(D)}$	Hydrogenium (гидрогениум)	1,0079	1,0078 2,0140	99,984 0,0156
Углерод ${}^{12}_6\text{C}$ ${}^{13}_6\text{C}$	Carboneum (карбониум)	12,011	12,00000 13,00335	98,892 1,108
Азот ${}^{14}_7\text{N}$ ${}^{15}_7\text{N}$	Nitrogenium (нитрогениум)	14,0067	14,00307 15,00011	99,635 0,365
Кислород ${}^{16}_8\text{O}$ ${}^{17}_8\text{O}$ ${}^{18}_8\text{O}$	Oxygenium (оксигениум)	15,9994	15,99491 16,9991 17,9992	99,759 0,037 0,204
Натрий ${}^{23}_{11}\text{Na}$	Natrium (натриум)	22,9898	22,9898	100
Хлор ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ ${}^{37}_{17}\text{Cl}$	Chlorum (хлорум)	35,453	34,96885 36,9658	75,53 24,47

ствуют на Земле в виде нескольких изотопов (например, хлор, кислород): их атомный вес зависит от того, какой изотоп этого элемента наиболее распространен и сколько в нем «примесей» других изотопов этого элемента.

Атомный вес элемента равен среднему значению из атомных весов всех его природных изотопов с учетом их распространенности.

Например, элемент хлор в природе находится в виде двух изотопов: хлор-35 и хлор-37. Их содержание составляет 75,53 % и 24,47 % (см. табл. 2.2). Если общее содержание двух изотопов хлора в сумме принять за единицу, то одного из них — примерно 0,75 и другого — примерно 0,25 (в долях единицы). Тогда атомный вес природной смеси двух изотопов хлора округленно равен:

$$34,97 \cdot 0,75 + 36,96 \cdot 0,25 = 35,5.$$

Можно решать и обратную задачу. Допустим, точно известно, что природный хлор состоит из двух изотопов ^{35}Cl и ^{37}Cl . Найденный в эксперименте атомный вес природного хлора составил 35,5. Сколько каждого изотопа содержится в природном хлоре? Если принять сумму изотопов за единицу, а содержание, например, ^{35}Cl за x , то содержание изотопа ^{37}Cl составит $(1 - x)$. Тогда:

$$35x + 37(1 - x) = 35,5.$$

Решив это простое уравнение, получим содержание изотопа ^{35}Cl равным 0,75, или 75 %.

Есть важный фактор, тоже влияющий (хотя и в меньшей степени) на атомный вес элемента, — *дефект массы*. Внимательный читатель мог заметить некоторые «странности» в табл. 2.2. Например, атомная масса единственного изотопа натрия $^{23}_{11}\text{Na}$ немного меньше, чем 23 а. е. м. Но нам уже известно, что массы протона и нейтрона чуть больше 1 а. е. м. Почему же атом натрия, содержащий в своем ядре 11 протонов и 12 нейтронов, имеет массу меньше 23 (22,9898 а. е. м.)? То же явление хорошо заметно для изотопов кислорода и хлора (см. табл. 2.2). Дело в том, что связывание между собой одноименно заряженных протонов в ядрах атомов требует больших затрат энергии. Нейтроны тоже участвуют в этом связывании, играя роль своеобразного ядерного «клея». При этом часть массы протонов и нейтронов переходит в энергию связывания нуклонов в ядре. Такая потеря массы протонов и нейтронов, возникающая в результате их связывания, называется *дефектом массы*.

Дефект массы — уменьшение массы атома по сравнению с суммарной массой всех отдельно взятых составляющих его элементарных частиц, обусловленное энергией их связи в атоме.

Если «разобрать» ядро атома на отдельные протоны и нейтроны (например, с помощью ядерной реакции), то их масса

вновь примет именно те значения, которые нам уже известны: 1,007 28 а.е.м. для протона и 1,008 67 а.е.м. для нейтрона.

Дефект массы является следствием универсального соотношения $E = Mc^2$, вытекающего из теории относительности А. Эйнштейна, где E — полная энергия системы, $c = 3 \cdot 10^{10}$ см/с — скорость света в пустоте, M — масса системы (в нашем случае —

Таблица 2.3

Названия и символы некоторых элементов

Русское название	Латинское название	Символ	Русское название	Латинское название	Символ
Азот	Nitrogenium	N	Мышьяк	Arsenicum	As
Алюминий	Aluminium	Al	Натрий	Natrium	Na
Барий	Barium	Ba	Никель	Niccolum	Ni
Бериллий	Beryllium	Be	Олово	Stannum	Sn
Бор	Borum	B	Платина	Platinum	Pt
Бром	Bromum	Br	Плутоний	Plutonium	Pu
Водород	Hydrogenium	H	Ртуть	Hydrargyrum	Hg
Железо	Ferrum	Fe	Свинец	Plumbum	Pb
Золото	Aurum	Au	Сера	Sulfur	S
Иод	Iodum	I	Серебро	Argentum	Ag
Калий	Kalium	K	Сурьма	Stibium	Sb
Кальций	Calcium	Ca	Титан	Titanium	Ti
Кислород	Oxygenium	O	Углерод	Carboneum	C
Кобальт	Cobaltum	Co	Уран	Uranum	U
Кремний	Silicium	Si	Фосфор	Phosphorus	P
Литий	Lithium	Li	Фтор	Fluorum	F
Магний	Magnesium	Mg	Хлор	Chlorum	Cl
Марганец	Marganum	Mn	Хром	Chromium	Cr
Медь	Cuprum	Cu	Цезий	Caesium	Cs
Молибден	Molybdaenum	Mo	Цинк	Zincum	Zn

атома). Тогда $\Delta M = \Delta E/c^2$, где ΔM — дефект массы, а ΔE — энергия связи нуклонов в ядре, т. е. энергия, которую необходимо затратить для разделения ядра атома на отдельные протоны и нейтроны. Таким образом, чем больше дефект массы, тем больше энергия связывания нуклонов в ядре и тем устойчивее ядро атома элемента. С увеличением числа протонов в ядре (и массового числа) дефект массы сначала возрастает от нуля (для ${}^1_1\text{H}$) до максимума (у изотопа ${}^{28}_{64}\text{Ni}$), а затем постепенно убывает для более тяжелых элементов.

Нет никакой необходимости запоминать изотопный состав, заряд ядра, массовые числа и атомные веса разных элементов. Эти значения всегда можно найти в справочниках. Важно понимать физический смысл этих величин.

Иначе обстоит дело с названиями и символами элементов. Это один из немногих разделов химии, который требует простого запоминания. В таблице 2.3 приведены названия и символы некоторых наиболее известных и распространенных химических элементов. Интересно, что во многих случаях русские и латинские названия элементов расходятся довольно сильно — и это естественно, потому что в России химическая наука (и связанное с ней производство) развивались самостоятельно и необходимые термины вводились в язык по мере того, как в них возникала потребность.

На первый взгляд кажется, что запомнить названия и символы элементов чрезвычайно трудно. К счастью, необходимо знать не все, а только важнейшие элементы. Например, только те, которые представлены в таблице 2.3. Кроме того, в конце этой главы мы расскажем о том, как можно довольно легко и весело помочь себе в этом нелегком деле.

Интернет:

Периодическая таблица изотопов IUPAC — прекрасное учебное пособие, в котором природная распространенность изотопов различных элементов показана с помощью круговых диаграмм. Режим доступа: http://www.ciaaw.org/pubs/Periodic_Table_Isotopes.pdf.

Задачи

2.1. Сколько протонов и сколько нейтронов содержится в ядре атома кислорода $^{16}_8\text{O}$?

2.2. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в атоме элемента бора $^{11}_5\text{B}$?

2.3. Сколько электронов содержится в электронной оболочке иона натрия $^{23}_{11}\text{Na}^{+}$?

2.4. В атоме элемента кальция 20 протонов и 20 нейтронов. Какой заряд несет ион кальция с 18 электронами в электронной оболочке? Напишите латинский символ этого иона.

2.5*. Элемент сурьма ($_{51}\text{Sb}$) состоит из двух изотопов: $^{121}_{51}\text{Sb}$ (57 %) и $^{123}_{51}\text{Sb}$ (43 %). Какова относительная атомная масса (атомный вес) природной сурьмы?

2.6* (НГУ). В каком соотношении находятся природные изотопы меди: ^{63}Cu и ^{65}Cu ? Относительная атомная масса (атомный вес) природной меди 63,5. Каков состав ядра атома каждого из этих изотопов (сколько в ядрах их атомов протонов и нейтронов)?

2.7. Заполните пропуски в таблице:

Символ	$^{12}_6\text{C}$	$^{17}_8\text{O}^{2-}$			
Число протонов	6		12		8
Число нейтронов	6		13	12	10
Число электронов	6	10		10	10
Суммарный заряд	0	-2	0	+1	

§2.5. Электронное строение атома

В этом и в следующем параграфах рассказывается о моделях электронной оболочки атома. Важно понимать, что речь идет именно о *моделях*. Реальные атомы, конечно, более сложны, и мы пока знаем о них далеко не все. Однако современная теоретическая модель электронного строения атома позволяет успешно объяснить и даже предсказать многие свойства химических элементов, поэтому широко используется в естественных науках.

Для начала рассмотрим более подробно «планетарную» модель, которую предложил Н. Бор. Можно вернуться к рисунку 2.3, *в* в параграфе 2.2, но лучше сразу обратиться к более детальному изображению этой модели на рисунке 2.6.

Как уже рассказывалось в этой главе, датский физик Н. Бор в 1913 году предложил модель атома, в которой электроны-частицы вращаются вокруг ядра атома примерно так же, как планеты обращаются вокруг Солнца. Бор предположил, что электроны в атоме могут устойчиво существовать только на орбитах, удаленных от ядра на строго определенные расстояния. Эти орбиты он назвал стационарными. Вне стационарных орбит электрон существовать не может. Почему это так, Бор в то время объяснить не мог. Но он показал, что такая модель позволяет объяснить многие экспериментальные факты (подробнее об этом рассказывается в параграфе 2.7).

Электронные орбиты в модели Бора обозначаются целыми числами 1, 2, 3, ..., n , начиная от ближайшей к ядру. В дальнейшем мы будем называть такие орбиты *уровнями*. Для описания электронного строения атома водорода достаточно одних только уровней. Но в более сложных атомах, как выяснилось, уровни состоят из близких по энергии *подуровней*. Например, второй уровень состоит из двух подуровней ($2s$ и $2p$). Третий уровень состоит из трех подуровней ($3s$, $3p$ и $3d$), как показано на рисунке 2.6. Четвертый уровень (он не поместился на рисунке) состоит из подуровней $4s$, $4p$, $4d$, $4f$. В параграфе 2.7 мы расскажем, откуда взялись именно такие названия подуровней и о физических опытах, которые позволили «увидеть» электронные уровни и подуровни в атомах.

В электронной оболочке любого атома ровно столько электронов, сколько протонов в его ядре, поэтому атом в целом электронейтрален. Электроны в атоме заселяют ближайшие к ядру уровни и подуровни, потому что в этом случае их энергия меньше, чем если бы они заселяли более удаленные уровни. На каждом уровне и подуровне может помещаться только определенное количество электронов.

Подуровни, в свою очередь, состоят из одинаковых по энергии *орбиталей* (на рис. 2.6 они не показаны). Образно

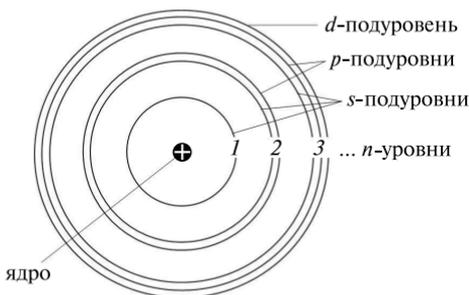


Рис. 2.6. Модель Бора для атомов более сложных, чем атом водорода. Рисунок сделан не в масштабе — на самом деле подуровни одного уровня находятся гораздо ближе друг к другу

говоря, если электронное облако атома сравнить с городом или улицей, где «живут» все электроны данного атома, то уровень можно сравнить с домом, подуровень — с квартирой, а орбиталь — с комнатой для электронов. Все орбитали какого-нибудь подуровня имеют одинаковую энергию. На s -подуровне всего одна «комната»-орбиталь. На p -подуровне три орбитали, на d -подуровне пять, а на f -подуровне — целых семь орбиталей. В каждой «комнате»-орбитали могут «жить» один или два электрона. Запрещение электронам находиться более чем по двое на одной орбитали называют *запретом Паули* — по имени ученого, который выяснил эту важную особенность строения атома. Каждый электрон в атоме имеет свой «адрес», который записывается набором четырех чисел, называемых *квантовыми*. О квантовых числах будет подробно рассказано в параграфе 2.7. Здесь мы упомянем лишь о главном квантовом числе n (см. рис. 2.6), которое в «адресе» электрона указывает номер уровня, на котором этот электрон существует.

В 20-х годах прошлого века на смену модели Бора пришла волновая модель электронной оболочки атома, которую предложил австрийский физик Э. Шредингер. К этому времени было экспериментально установлено, что электрон имеет свойства не только частицы, но и волны. Например, видимый нашими глазами свет представляет собой электро-

магнитные волны. Ряд таких волновых свойств есть и у электрона. Шредингер применил к электрону-волне математические уравнения, описывающие движение волны в трехмерном пространстве. Однако с помощью этих уравнений рассчитывается не траектория движения электрона внутри атома, а *вероятность* найти электрон-волну в той или иной точке пространства вокруг ядра.

Общее у волновой модели Шредингера и планетарной модели Бора в том, что электроны в атоме существуют на определенных уровнях, подуровнях и орбиталях. В остальном эти модели не похожи друг на друга. В волновой модели орбиталь — это пространство около ядра, в котором можно обнаружить заселивший ее электрон с *вероятностью* 95 %. За пределами этого пространства вероятность встретить такой электрон меньше 5 %. Полученные с помощью математического расчета такие «области вероятности» нахождения в электронном облаке *s*- и *p*-электронов показаны на рисунке 2.7.

Почему вообще пришлось вводить такое понятие, как *вероятность* нахождения электрона в той или иной точке пространства около ядра? Немецкий физик Гейзенберг в 1927 году сформулировал *принцип неопределенности*, являющийся одним из важнейших физических принципов для описания движения микрочастиц. Этот принцип вытекает из фундаментального отличия микрочастиц от обычных физических тел. В чем же это отличие?

В классической механике предполагается, что человек может наблюдать явление, не нарушая его естественного хода. Например, можно наблюдать движение небесных тел в телескоп, и это никак не отразится на их движении. Астроном может произвести измерения и составить точное математическое описание движения объекта. Используя полученные формулы, можно предсказать, куда движется данный объект и где он будет находиться в любой момент времени.

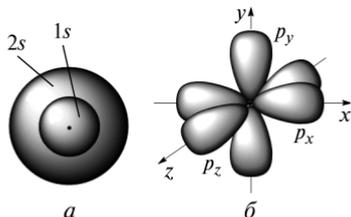


Рис. 2.7. Примерно такую форму в волновой модели атома имеют «области вероятности» существования электронов: *a* — *s*- и *б* — *p*-орбитали (*d*-орбитали имеют более сложную форму)

В микромире дело обстоит иначе. Например, исследуя движение электрона с помощью микроскопа (если бы такое было возможно), мы бы наблюдали отраженные от электрона волны света, энергия которых по величине сопоставима с энергией самих исследуемых частиц. Поэтому при выполнении измерений нами неизбежно вносились бы изменения в состояние электрона (местоположение, скорость, направление движения и т.д.). Значит, на основании наших измерений бессмысленно говорить о точном местоположении электрона в каждый момент времени.

Принцип неопределенности говорит о том, что не следует пытаться вычислить точную траекторию электрона вокруг ядра. Можно лишь указать *вероятность* нахождения электрона в том или ином участке пространства около ядра в любой момент времени. Эта вероятность поддается вычислению с помощью математических методов.

Итак, в волновой модели существуют орбитали разных видов: s -орбитали (сферической формы), p -орбитали (похожие на веретено или на объемные восьмерки), а также d - и f -орбитали еще более сложной формы. Они очерчивают область 95%-ной вероятности найти s -, p -, d - или f -электроны именно в том месте электронного облака, которое ограничено этими фигурами. Области вероятности нахождения s , p , d , f -электронов в атоме могут пересекаться, объяснение этому вы найдете в параграфе 2.7. Впрочем, к необычным свойствам волновой модели следует относиться спокойно, поскольку она является не столько физической, сколько абстрактной *математической* моделью электронной оболочки. Однако, как мы увидим в дальнейшем, такая модель обладает хорошей предсказательной силой в отношении химических свойств атомов и молекул.

Во всех моделях атома электроны называют s -, p -, d - и f -электронами в зависимости от подуровня, на котором они находятся. Элементы, у которых внешние (то есть наиболее удаленные от ядра) электроны занимают только s -подуровень, принято называть s -элементами. Точно так же существуют p -элементы, d -элементы и f -элементы.

Чем выше (то есть чем дальше от ядра) находится электронный уровень, тем больше на нем может разместиться электронов за счет того, что число подуровней и орбиталей на удаленных уровнях постоянно увеличивается (это удалось выяснить эксперимен-

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	5
Введение	6

Глава 1. Первоначальные химические понятия

§ 1.1. Вещество	9
§ 1.2. Предмет химии. Физические и химические превращения	11
§ 1.3. Атомы и молекулы. Чистые вещества и смеси. Простые и сложные вещества	14
§ 1.4. Смеси. Разделение смесей	19
§ 1.5. Сведения об экологии. Связь химии с другими науками	24

Глава 2. Строение атома

§ 2.1. Атомы	29
§ 2.2*. Электроны и протоны. Модели атома	30
§ 2.3. Строение атомного ядра. Субатомные частицы. Элементы. Изотопы	35
§ 2.4. Атомная масса (атомный вес) природного элемента. Изотопный состав элементов. Дефект массы	42
§ 2.5. Электронное строение атома	47
§ 2.6. Электронная конфигурация. Электронные формулы. Орбитальные диаграммы. Правило октета	52
§ 2.7*. Понятие о квантовой теории строения атома. Атомные спектры. Квантовые числа	64
§ 2.8. «Элементарная» история.	83

Глава 3. Химическая связь и ее образование в химической реакции

§ 3.1. Разновидности химических связей	86
§ 3.2. Ковалентная связь. Понятие о полярной ковалентной и ионной связи	88
§ 3.3. Валентность. Молекулярные формулы	97
§ 3.4. Электроотрицательность. Различие между полярной ковалентной и ионной связями	103
§ 3.5. Элементы с переменной валентностью	110
§ 3.6*. Пространственная форма молекул	112
§ 3.7. Окислительно-восстановительные свойства элементов. Степень окисления	121
§ 3.8. Кристаллы: ионные, металлические, молекулярные, атомные. Аллотропия	128
§ 3.9. Кристаллические решетки	138

Глава 4. Периодический закон и Периодическая таблица

Д.И. Менделеева

§ 4.1. Электронные оболочки атомов и Периодический закон . . .	143
§ 4.2. Периодическая таблица элементов	148
§ 4.3*. Главные и побочные подгруппы Периодической таблицы. d-элементы	155
§ 4.4*. f-элементы. Открытие новых элементов. Ядерные реакции	159
§ 4.5. Открытие Периодического закона Д.И. Менделеевым. Значение Периодического закона для химии и естествознания	166
§ 4.6. Некоторые закономерности в Периодической таблице Д.И. Менделеева	172

Глава 5. Химические реакции

§ 5.1. Химические реакции. Уравнения химических реакций	179
§ 5.2. Закон сохранения массы	188
§ 5.3. Почему происходит химическая реакция? Реакции экзотермические и эндотермические	189
§ 5.4. Количество вещества. Моль. Молярная масса	192
§ 5.5. Молярный объем газов. Закон Авогадро. Постоянная Авогадро	199
§ 5.6. Уравнение Клапейрона—Менделеева. Связь между числом молей газа, его температурой, объемом и давлением.	203
§ 5.7. Вычисления по химическим формулам и химическим уравнениям	207
§ 5.8. Уравнения окислительно-восстановительных реакций	211

Глава 6. Кислород

§ 6.1. Кислород, его распространенность в природе. Атмосфера . .	219
§ 6.2. Получение кислорода	224
§ 6.3. Положение кислорода в Периодической таблице и его химические свойства	229
§ 6.4. Оксиды	233
§ 6.5. Применение кислорода	237
§ 6.6. Озон	238

Глава 7. Водород. Вода. Растворы

§ 7.1. Водород как элемент. Положение в Периодической таблице. Распространенность в природе	247
§ 7.2. Получение водорода	250
§ 7.3. Химические свойства водорода. Применение водорода . . .	253
§ 7.4. Вода. Водородная связь	258
§ 7.5. Химические свойства воды	263

§ 7.6. Растворы. Как происходит растворение. Насыщенные растворы	265
§ 7.7. Концентрация раствора	275

Глава 8. Важнейшие классы неорганических соединений

§ 8.1. Первоначальные сведения о классах соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли	282
§ 8.2. Оксиды и их классификация	287
§ 8.3. Кислоты. Классификация кислот. Химические свойства . . .	291
§ 8.4. Основания. Свойства и классификация оснований. Щелочи	298
§ 8.5*. Индикаторы в реакциях нейтрализации. Титрование	301
§ 8.6*. Амфотерные основания	305
§ 8.7. Соли. Названия и классификация солей	309
§ 8.8*. Соли. Получение и химические свойства	315
§ 8.9. Связь между классами неорганических соединений	320

Глава 9. Термохимия, скорость химической реакции и химическое равновесие

§ 9.1. Тепловой эффект химической реакции. Основные законы термохимии	325
§ 9.2*. Термохимия (продолжение). Теплота образования вещества из элементов. Стандартная энтальпия образования	334
§ 9.3. Почему все возможные химические реакции еще не произошли? Энергия активации. Понятие о скорости химической реакции	340
§ 9.4. Скорость химической реакции. Кинетическое уравнение и константа скорости. Закон действующих масс	348
§ 9.5. Реакции гомогенные и гетерогенные. Факторы, влияющие на скорость химической реакции	355
§ 9.6. Катализ.	362
§ 9.7. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье	374
Послесловие	383

Приложения

<i>Приложение 1.</i> Молекулярные массы некоторых соединений (округленные)	384
<i>Приложение 2.</i> Таблица растворимости некоторых химических соединений	385
<i>Приложение 3.</i> Электроотрицательность (X) химических элементов по Л. Полингу	386
Словарь терминов	388
Ответы к задачам	404