

И. В. Анфиногенова, А. В. Бабков, В. А. Попков

ХИМИЯ

УЧЕБНИК И ПРАКТИКУМ ДЛЯ СПО

Рекомендовано Учебно-методическим отделом среднего профессионального образования в качестве учебника и практикума для студентов образовательных учреждений среднего профессионального образования

**Книга доступна в электронной библиотечной системе
biblio-online.ru**

Москва ■ Юрайт ■ 2018

УДК 54(075.32)
ББК 24я723
А64

Авторы:

Анфиногенова Ирина Викторовна — заместитель директора по содержанию основного и среднего общего образования Государственного бюджетного общеобразовательного учреждения «Школа № 1571»;

Бабков Александр Васильевич — доктор химических наук, профессор кафедры общей химии лечебного факультета Первого Московского государственного медицинского университета имени И. М. Сеченова, заслуженный работник высшей школы Российской Федерации;

Попков Владимир Андреевич — профессор, доктор педагогических наук, доктор фармацевтических наук, заведующий кафедрой общей химии лечебного факультета Первого Московского государственного медицинского университета имени И. М. Сеченова, лауреат премии Президента Российской Федерации в области образования, действительный член Российской академии образования, заслуженный деятель науки Российской Федерации.

Рецензенты:

Кузьменко Н. Е. — профессор кафедры физической химии химического факультета Московского государственного университета имени М. В. Ломоносова;

Семенихина О. В. — преподаватель химии Педагогического колледжа № 10.

Анфиногенова, И. В.

А64 Химия : учебник и практикум для СПО / И. В. Анфиногенова, А. В. Бабков, В. А. Попков. — М. : Издательство Юрайт, 2018. — 299 с. — (Серия : Профессиональное образование).

ISBN 978-5-534-06960-0

Учебник состоит из трех разделов, в которых раскрываются основные законы общей, органической и неорганической химии. В первом разделе рассмотрены периодический закон Д. И. Менделеева, строение вещества, химические реакции и растроры. Второй раздел посвящен характеристике металлов и неметаллов. В третьем разделе описано строение органических соединений, представлены особенности углеводородов, кислород- и азотсодержащих органических веществ.

Каждый параграф сопровождается вопросами и заданиями для самопроверки.

Соответствует актуальным требованиям Федерального государственного образовательного стандарта среднего профессионального образования и профессиональным требованиям.

Для студентов образовательных учреждений среднего профессионального образования непрофильных направлений.

УДК 54(075.32)
ББК 24я723



Все права защищены. Никакая часть данной книги не может быть воспроизведена в какой бы то ни было форме без письменного разрешения владельцев авторских прав. Правовую поддержку издательства обеспечивает юридическая компания «Дельфи».

© Анфиногенова И. В., Бабков А. В.,
Попков В. А., 2007

© Анфиногенова И. В., Бабков А. В.,
Попков В. А., 2018, с изменениями

© ООО «Издательство Юрайт», 2018

ISBN 978-5-534-06960-0

Оглавление

Предисловие	6
-------------------	---

Раздел I. ОБЩАЯ ХИМИЯ

Глава 1. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома	8
1.1. Атомы и химические элементы	8
1.2. Периодический закон Д. И. Менделеева.....	13
1.3. Строение атома.....	17
1.4. Периодически изменяющиеся свойства атомов.....	29
Глава 2. Строение вещества. Химическая связь	33
2.1. Физическая природа связей между атомами	33
2.2. Кратные (двойные и тройные) связи	36
2.3. Пространственное строение молекул.....	38
2.4. Ковалентная полярная связь. Ионная связь.....	40
2.5. Металлическая связь	42
2.6. Водородная связь.....	43
2.7. Типы кристаллических структур.....	45
2.8. Комплексные соединения	47
Глава 3. Химические реакции	52
3.1. Расчеты по уравнениям химических реакций.....	52
3.2. Энергетика химических реакций.....	55
3.3. Классификация реакций.....	59
3.4. Кинетика химических реакций	61
3.5. Катализ.....	67
3.6. Химическое равновесие	70
3.7. Окислительно-восстановительные реакции	76
Глава 4. Растворы.....	86
4.1. Роль растворов в природе и технике	86
4.2. Концентрация растворов	89
4.3. Растворители и растворимость.....	95
4.4. Ионные реакции в растворах электролитов	100
4.5. Гидролиз солей ЮЗ	107

Раздел II.
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 5. Металлы	112
5.1. Общая характеристика.....	112
5.2. Элементы <i>s</i> -блока.....	115
5.3. Элементы <i>p</i> -блока. Алюминий.....	122
5.4. Элементы <i>d</i> -блока ;.....	126
Глава 6. Неметаллы	139
6.1. Общая характеристика.....	139
6.2. Водород.....	141
6.3. Элементы группы VIIA.....	144
6.4. Элементы группы VIA.....	151
6.5. Элементы группы VA.....	165
6.6. Элементы группы IVA.....	179

Раздел III.
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 7. Строение органических соединений	191
7.1. Предмет органической химии.....	191
7.2. Общая характеристика органических соединений.....	193
7.3. Строение молекул органических соединений.....	197
7.4. Гомологи и изомеры.....	201
7.5. Классификация и номенклатура органических соединений.....	204
7.6. Реакции органических соединений.....	208
Глава 8. Углеводороды	212
8.1. Общая характеристика.....	212
8.2. Предельные углеводороды.....	213
8.3. Этиленовые углеводороды.....	220
8.4. Диеновые углеводороды.....	225
8.5. Ацетиленовые углеводороды.....	228
8.6. Ароматические углеводороды.....	231
Глава 9. Кислородсодержащие органические вещества	235
9.1. Общая характеристика.....	235
9.2. Спирты и простые эфиры.....	238
9.3. Фенолы.....	244
9.4. Альдегиды и кетоны.....	246
9.5. Карбоновые кислоты и их производные.....	249
Глава 10. Азотсодержащие органические вещества	257
10.1. Общая характеристика.....	257
10.2. Амины.....	259
10.3. Гетероциклические соединения.....	262

Глава 11. Важнейшие классы биоорганических соединений...	265
11.1. Углеводы	265
11.2. Жиры	273
11.3. Аминокислоты	277
11.4. Белки	281
11.5. Нуклеотиды.....	287
Приложения.....	293
Список литературы.....	296

ПРЕДИСЛОВИЕ

Химия — одна из наук, к которым все и всегда проявляют повышенный интерес. Людей интересуют возможности применения химии в быту, полезные и вредные свойства разных веществ, в том числе лекарственных препаратов, вопросы сохранения окружающей среды и т.д. Химические процессы лежат в основе самого нашего существования. Каждый живой организм построен из необычайно сложных органических веществ, при этом его жизнедеятельность невозможна и без таких простых веществ, как вода, кислород, неорганические соли. Все живое постоянно поглощает разнообразные вещества и преобразует их в соответствии с определенными природой потребностями. Если возникают заболевания, с ними борются с помощью лекарств — веществ, извлеченных из растений или полученных и изученных химиками. В повседневной жизни человек постоянно сталкивается с какими-либо объектами, и все они имеют определенную химическую природу. Таким образом, для получения базового образования знание химии оказывается совершенно необходимым.

Данный учебник состоит из трех разделов: общая химия, неорганическая химия и органическая химия. В них рассматриваются основные законы химии, современные представления о строении атома, вещества, природа химических связей; свойства металлов и неметаллов во взаимосвязи с положением их в Периодической таблице элементов Д. И. Менделеева; классификация органических веществ, их строение и свойства, биологическое значение веществ.

При работе с учебником рекомендуется выполнять встречающиеся в тексте задания. Это позволит проверить, насколько глубоко усвоен новый материал. Как правило, выполнение задания заставляет вернуться к прочитанному, а это способствует закреплению знаний.

В результате изучения материалов данного учебника студент должен освоить:

трудовые действия

- владения навыками определения заряда ядра, числа протонов, нейтронов и электронов в изотопах различных элементов;
- написания уравнений различных химических реакций;
- расчета степени окисления атомов в различных соединениях;
- составления названий углеводородов и других веществ и написания структурных формул органических соединений;

необходимые умения

- составлять электронные конфигурации атомов;
- определять характер химических связей в различных соединениях;
- рассчитывать массовую долю вещества в растворах; элементный состав;
- определять принадлежность химических элементов к металлам и неметаллам;
- проводить расчеты по уравнениям химических реакций;
- применять органические кислоты в домашнем хозяйстве;

необходимые знания

- Периодического закона Д. И. Менделеева;
- строения атома;
- классификации химических реакций; общей характеристики металлов и неметаллов, а также их элементного состава;
- строения органических соединений;
- характеристики углеводородов, кислород- и азотсодержащих веществ.

Материалы этой работы рекомендуются студентам среднего профессионального образования непрофильных направлений.

Авторы желают всем успехов в изучении химии и будут благодарны за замечания и предложения по совершенствованию учебника.

Глава I

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА И СТРОЕНИЕ АТОМА

Изучив материал данной главы, вы будете знать современную формулировку Периодического закона Д. И. Менделеева; понимать основные закономерности изменения свойств химических элементов в группах и периодах Периодической таблицы; уметь составлять электронные конфигурации атомов с указанием валентных электронов, давать общую характеристику химических элементов главных и побочных подгрупп и их соединений по положению в Периодической системе с учетом строения атома.

1.1. Атомы и химические элементы

Человек живет в весьма сложном мире, характеризующемся не только разнообразием всевозможных объектов Природы и искусственно создаваемых изделий, но и их изменчивостью. Изменения, затрагивающие материал каких-либо объектов, относятся к области, изучаемой химией.



Химия — это наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях.

Вещества (материалы) и все, что из них состоит, имеют способность дробиться и разрушаться. Собственный опыт позволяет каждому вспомнить примеры разрушения и измельчения камня, древесины, металла и т.д.

Подобные наблюдения позволили мыслителям Древней Греции сформировать представления о пределах дробления вещества, об атомах как мельчайших неделимых частицах. Однако даже на современном уровне знаний достоверно неизвестны такие мельчайшие частицы, которые не могли бы делиться далее. Тем не менее представление об атомах как неделимых частицах сохранилось, приобретя строгое научное содержание.

Газообразные вещества при обычных условиях* состоят из свободно движущихся микрочастиц — молекул. Сильное нагревание

* Под *обычными условиями* подразумевают те значения температуры и давления, при которых человек может существовать без герметичных изолирующих приспособлений — скафандров.

газов ведет к распаду молекул на еще меньшие частицы, которым и присвоено название «атом». Известны шесть газообразных веществ: гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон, атомы которых вообще не образуют молекул.

Жидкие и твердые вещества при нагревании также переходят в газообразное состояние в виде молекул, но при температуре 4 000 — 5 000 °С даже самые устойчивые молекулы распадаются на отдельные атомы. В газе на уровне видимой поверхности Солнца (5 800 °С) имеются только несвязанные между собой атомы.

Важнейшая отличительная особенность атомов состоит в том, что из них в процессе охлаждения вновь образуются молекулы, и в соответствующих условиях получают определенные вещества. Это означает, что атомы при любых химических превращениях сохраняются: они не делятся на части, не укрупняются, не исчезают; атом одного вида не превращается в атом другого вида. Все это позволяет рассматривать атом как наибольшую (а не наименьшую, как часто можно встретить в книгах) микрочастицу вещества, сохраняющуюся при химических превращениях. Это выражается в знакомых вам уравнениях химических реакций: число атомов каждого вида слева и справа от знака равенства одинаково.

Атом представляет собой сложную микрочастицу, состоящую из тяжелого (более 99,97 % всей массы атома) ядра и удерживаемых его притяжением, непрерывно движущихся легких электронов. Ядро атома образовано микрочастицами двух видов — протонами и нейтронами. Протоны имеют положительный электрический заряд, чем и обусловлено притяжение отрицательно заряженных электронов. Атом в целом — электронейтральная частица. Перечисленные микрочастицы трех видов, составляющие атом, называют *субатомными*. Важнейшие свойства субатомных частиц приведены в табл. 1.1. Следует обратить внимание на то, что масса как протонов, так и нейтронов близка к единице (в атомных единицах массы). Поэтому масса атомного ядра и всего атома близка

Таблица 1.1

Субатомные частицы

Частица	Символ	Масса, а. е. м.*	Заряд	Спин s (вращение)
Нейтрон	n^0	1,0087	0	$1/2$
Протон	p^+	1,0073	+1	$1/2$
Электрон	e^-	0,00055	-1	$1/2$

* В качестве атомной единицы массы (а. е. м.) принята $1/12$ массы атома изотопа ^{12}C .

к целому числу, равному суммарному числу протонов и нейтронов; эту сумму называют *массовым числом*.

Объяснение сложной структуры атома и законов движения и взаимодействия электронов, протонов и нейтронов явилось гигантским достижением науки прошлого века. Однако так и остается не выясненным вопрос о причине существования атомов и управляющих ими законах.



Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Химический элемент — важнейшее понятие химии. Порядковый номер элемента в Периодической таблице Д. И. Менделеева совпадает с зарядом ядра атома.

Атомы с одинаковым зарядом ядра могут содержать разное число нейтронов и различаться по массе. Вследствие этого в науке возникло понятие «нуклид».



Нуклид — это совокупность атомов с одинаковым зарядом и массой ядра.

В составе химического элемента может быть несколько нуклидов. Такие нуклиды называют *изотопами*.

Химические элементы обозначают символами. Для обозначения нуклидов или изотопов к символу слева добавляют нижний индекс — заряд ядра и верхний индекс — массовое число. Некоторые элементы представлены в природе одним изотопом (фтор, алюминий); у олова число природных изотопов достигает 10. Химический элемент углерод состоит из трех изотопов: $^{12}_6\text{C}$ (98,9 %), $^{13}_6\text{C}$ (1,1 %) и $^{14}_6\text{C}$ (следы).

Пример 1.1. Определите заряд ядра, число протонов, нейтронов и электронов в атомах изотопов кремния $^{28}_{14}\text{Si}$, $^{29}_{14}\text{Si}$, $^{30}_{14}\text{Si}$.

В Периодической таблице Д. И. Менделеева порядковый номер кремния 14. Следовательно, атомы кремния содержат 14 протонов и 14 электронов. Число нейтронов (N) равно разности между массовым числом (A) и числом протонов (Z): $N = A - Z$. Таким образом, в изотопах кремния $^{28}_{14}\text{Si}$, $^{29}_{14}\text{Si}$, $^{30}_{14}\text{Si}$ имеется 14, 15 и 16 нейтронов соответственно.

Важная характеристика атома — его масса. За *атомную единицу массы* (а.е.м.) принята $1/12$ массы атома углерода ^{12}C :

$$1 \text{ а. е. м.} = 1/12 m(^{12}\text{C}) = 1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$



Относительная атомная масса (A_r) химического элемента — это отношение массы атома к атомной единице массы.

Относительные атомные массы химических элементов (далее для краткости — атомные массы) близки к целым числам, если в природе данные элементы представлены только одним изотопом, или содержание одного из изотопов сильно преобладает над другими, как, например, в случае углерода. Для некоторых элементов содержание отдельных изотопов в природной смеси сопоставимо, и тогда атомная масса существенно отличается от целого числа.

Пример 1.2. Рассчитайте массовые доли изотопов ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ и ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ в природном хлоре.

Зная, из каких изотопов состоит природный хлор и атомную массу хлора, можно сделать вывод, что в природе преобладает легкий изотоп хлора, так как среднее значение $A_r = 35,453$ ближе к 35, чем к 37. Представим известные и неизвестные характеристики для 1 моля ($35,453$ г) хлора в виде следующей схемы:

	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	${}^{37}_{17}\text{Cl}$	Σ
M , г/моль	35	37	—
n , моль	x	y	1
m , г	$35x$	$37y$	35,453

Составим систему уравнений:

$$\begin{cases} x + y = 1 \\ 35x + 37y = 35,453. \end{cases}$$

Решая систему, получим $x = 0,7735$ моль, $y = 0,2265$ моль.

Рассчитаем массовые доли изотопов:

$$\omega({}^{37}_{17}\text{Cl}) = \frac{37 \cdot 0,2265}{35,453} = 0,236 \text{ (23,6\%)},$$

$$\omega({}^{35}_{17}\text{Cl}) = \frac{35 \cdot 0,7735}{35,453} = 0,764 \text{ (76,4\%)}. \quad \cdot$$

Таким образом, массовая доля изотопа ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ равна 76,4%, изотопа ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ — 23,6%.

Для того чтобы понять причину удивительной устойчивости атомных ядер при химических реакциях, рассмотрим пример.

Пример 1.3. Алюминий в природе представлен одним изотопом с массовым числом 27, однако точное значение его относительной атомной массы $A_r = 26,98154$. Совпадает ли это значение с суммой масс частиц в атоме алюминия?

Ядро алюминия состоит из 13 протонов и 14 нейтронов. Масса как протона, так и нейтрона превышает 1 а.е.м., поэтому суммарная масса 27 этих частиц и еще 13 электронов заведомо больше 27. Рассчитаем эту суммарную массу (см. данные табл. 1.1):

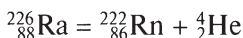
$$\Sigma A_r = 13 \cdot 1,0073 + 14 \cdot 1,0087 + 13 \cdot 0,00055 = 27,22385.$$

Недостаток атомной массы составляет

$$\Delta A_r = 27,22385 - 26,98154 = 0,24231.$$

На 1 моль (27 г) алюминия, образовавшегося из протонов, нейтронов и электронов, недостаток массы составляет более 242 мг! Эта масса теряется в результате выделения энергии связи в образующемся устойчивом атомном ядре (согласно формуле Эйнштейна $E = mc^2$). Энергия, выделяющаяся при химических реакциях, на много порядков меньше и не может вызвать поддающееся обнаружению изменение массы реагирующих веществ. Поэтому и действует эмпирический (установленный на основе эксперимента) закон сохранения массы в химии. Однако если, например, можно было бы взвесить 665 тыс. т угля с точностью до 0,1 г, сжечь его в кислороде, масса которого точно известна, и точно определить массу образовавшегося углекислого газа, то была бы обнаружена такая же убыль массы, как вычислено для 27 г алюминия.

Однако не все атомные ядра устойчивы. Химические элементы начиная с полония (№ 84) радиоактивны; их ядра спонтанно (без какого-либо воздействия) выбрасывают заряженные частицы и кванты γ -излучения, превращаясь в ядра других элементов. Для радиоактивных превращений записывают уравнения реакций, похожие на уравнения химических реакций, но в них не сохраняются химические элементы; обязательно сохраняются массовое число и электрические заряды; например:



Атом радиоактивного элемента (металла) радия выбрасывает из своего ядра ядро гелия (его называют α -частицей) и превращается в атом другого радиоактивного элемента — радона. Скорость этого превращения характеризуется периодом полураспада 1 600 лет. Можно подсчитать, что при такой скорости в 1 г радия ежесекундно распадаются $1,2 \cdot 10^{14}$ атомов.

Ядерные реакции идут также при участии нейтронов и разогнанных в ускорителях до околосветовых скоростей протонов, электронов и ядер разных атомов. В результате получают радиоактивные изотопы всех известных в природе элементов, а также атомы не существующих в природе трансурановых (следующих за ураном) элементов. Эти искусственно полученные элементы постепенно заполняют пустые клетки в седьмом периоде Периодической таблицы Д. И. Менделеева.



1. Что является предметом изучения химии?
2. Охарактеризуйте понятия «атом», «химический элемент».
3. Какие субатомные частицы составляют атом?
4. Как определяют заряд ядра, число электронов в атоме?

5. Как рассчитать число протонов и нейтронов в ядре данного атома?
6. Дайте определение понятия «изотоп». Назовите химические элементы, имеющие природные изотопы.
7. Назовите химические элементы, ядра атомов которых содержат 8 и 13 протонов.
8. Укажите число субатомных частиц в атомах фосфора и кальция.

1.2. Периодический закон Д. И. Менделеева

Каждый химический элемент проявляет определенный комплекс свойств, присущих только ему и отличающих его от других химических элементов. К наиболее общим свойствам относятся валентность, характерные типы связей, способность образовывать химические соединения с другими элементами. Для ста наиболее изученных химических элементов получен огромный объем информации. Развитие химии шло бы медленнее и в значительной мере непредсказуемо, если бы химические элементы не были объединены в единую систему Периодическим законом, открытым Д. И. Менделеевым в 1869 г. В настоящее время *Периодический закон* формулируют следующим образом:



Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.

Сущность периодичности сводится к тому, что при расположении элементов в порядке увеличения зарядов ядер получаемая последовательность распадается на периоды похожих по свойствам химических элементов. Объективная сложность явления периодичности состоит в том, что периоды постепенно удлиняются, образуя ряды из 8, 18 и 32 элементов, причем первый период состоит только из двух элементов: водорода и гелия.

Периодический закон Д. И. Менделеева не имеет простого математического выражения. Он наглядно представлен Периодической таблицей (Периодической системой элементов) Д. И. Менделеева.

Первым в Периодической системе стоит самый легкий элемент — водород. Следом за ним идет благородный газ гелий, заканчивающий первый период. В остальных периодах первыми элементами являются щелочные металлы, а последними — благородные газы. Во втором и третьем периодах, называемых *малыми*, по восемь химических элементов. Во втором и третьем периодах при переходе слева направо от лития к неону и от натрия к аргону наблюдается быстрое изменение свойств простых веществ от металлических к неметаллическим. Соответствующим образом изме-

няются и свойства химических соединений. Таким образом, во втором и третьем периодах наблюдается явление периодичности.

Четвертый и пятый периоды содержат по 18 химических элементов, их называют *большими*. Два первых и шесть последних элементов в них аналогичны стоящим выше элементам второго и третьего периодов. Но между ними появляются по 10 дополнительных элементов-металлов: от скандия до цинка в четвертом периоде и от иттрия до кадмия в пятом периоде. Подобные им элементы имеются и в шестом периоде. Все они называются *переходными металлами*. В частности, к ним относятся известные с древних времен железо, медь, серебро, золото, ртуть, а также практически очень важные титан, хром, марганец, вольфрам и др.

Шестой период оказывается еще более длинным. Он содержит уже 32 химических элемента. После первых трех элементов: цезия, бария и лантана — аналогичных элементам 4-го и 5-го периодов, появляются 14 дополнительных элементов, очень похожих друг на друга и на лантан. Эти элементы называют *лантаноидами*. Для придания Периодической таблице компактной формы обычно их помещают отдельно под остальными элементами. Стоящий следом за лантаноидами гафний и все последующие элементы 6-го периода аналогичны элементам 5-го периода.

Седьмой период согласно теоретическим представлениям имеет такую же структуру, как шестой. После франция, радия и актиния, аналогичных цезию, барию и лантану, следуют 14 элементов, называемых *актиноидами*, за ними переходные металлы и, наконец, шесть завершающих элементов, аналогичных элементам остальных периодов. Однако все химические элементы 7-го периода неустойчивы, радиоактивны. О последних девяти элементах этого периода пока нет достоверных данных. Можно лишь сказать, что из-за неустойчивости атомов время их жизни настолько мало, что нет полной уверенности в возможности их получения и обнаружения. Атомы последних из уже открытых элементов крайне неустойчивы. Все они уже распались и «существуют» только в клетках Периодической таблицы. Но для науки важно, что они были получены, и этим подтверждено одно из следствий Периодического закона Д. И. Менделеева.

В структуре Периодической системы элементов имеют значение как периоды, так и группы (вертикальные колонки) элементов. Элементы одной группы разных периодов сходны по химическим свойствам. Химические элементы 2-го и 3-го периодов и их аналоги 4—7-го периодов образуют 8 групп, которые принято обозначать римскими цифрами с добавлением заглавной буквы А: IA, IIA и т. д. В больших периодах появляются семейства переходных металлов; из них складываются группы по три элемента, их также нумеруют римскими цифрами от I до VIII, но с добавлением заглавной буквы В. Во многих книгах группы А называют

главными, группы В — побочными. Поскольку в больших периодах находятся по 10 переходных металлов, а групп в таблице — 8, в соответствии с идеей Д. И. Менделеева к одной из групп — VIII — относят по три переходных металла в каждом периоде. Эта группа отличается по структуре от остальных.

В группах по мере возрастания номера периода (сверху вниз) наблюдается определенная закономерность в изменении свойств элементов. Например, в группе VIIA (галогены) от фтора к астату уменьшается химическая активность простых веществ, а в группе IA (щелочные металлы) от лития к францию активность увеличивается. В группах IA — VIIA наиболее плавное изменение свойств проявляется у элементов 3—6-го периода, а свойства элементов 2-го периода существенно отличаются от свойств последующих элементов.

Периодическую таблицу Д. И. Менделеева представляют в двух вариантах: длиннопериодном и короткопериодном. В длиннопериодном варианте все элементы периода расположены в один ряд, причем элементы групп А и В образуют отдельные колонки. В короткопериодном варианте 4—7-й периоды разделены на два ряда. В этом случае группы А и В с одинаковыми номерами оказываются в одних и тех же колонках. Обе формы Периодической таблицы равноценны.

На примере элементов 3-го периода проанализируем характер изменения их свойств в периоде (табл. 1.2). Первые два элемента образуют основные оксиды и проявляют постоянную валентность. Следующий за ними элемент третьей группы — алюминий образует амфотерный оксид. В четвертой группе кремний образует кислотный оксид. В следующих трех группах усиливаются кислотные свойства оксидов фосфора, серы и хлора. Таким образом, при переходе в периоде по группам слева направо происходит изменение свойств оксидов от основных к кислотным. Это соответствует понижению металличности в периоде слева направо. Высшая валентность в оксидах для всех элементов периода совпадает с номером группы. В водородных соединениях валентность возрастает от 1 до 4 при переходе от первой к четвертой группе и затем снова уменьшается до 1 в седьмой группе. Аналогично изменяется валентность элементов и в соединениях с галогенами (F, Cl, Br, I).

Периодический закон Д. И. Менделеева уже более ста лет незаменимо служит при исследовании свойств химических элементов, облегчает изучение химии, позволяет предвидеть свойства любого химического элемента и его соединений исходя из свойств более подробно изученных аналогов.

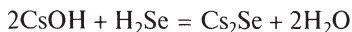
Пример 1.4. Напишите уравнение реакции между гидроксидом цезия и селеноводородом.

Ранее мы не сталкивались с соединениями цезия и селена, но знаем свойства гидроксидов натрия и калия (аналоги гидроксида цезия) и се-

Свойства химических элементов 3-го периода

Характеристика	Номер группы							
	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Химический элемент	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Относительная атомная масса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Простое вещество	Металл	Металл	Металл	Неметалл	Неметалл	Неметалл	Неметалл	Неметалл
Валентность в соединении с водородом	1 NaH	2 MgH ₂	3 AlH ₃	4 SiH ₄	3 PH ₃	2 H ₂ S	1 HCl	0
Валентность в соединении с кислородом	1 Na ₂ O	2 MgO	3 Al ₂ O ₃	4 SiO ₂	5 P ₂ O ₅	6 SO ₃	7 Cl ₂ O ₇	0
Свойства оксида	Основные	Основные	Амфотерные	Кислотные	Кислотные	Кислотные	Кислотные	—
Состав гидроксида	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄	—
Свойства гидроксида	Основные	Основные	Амфотерные	Кислотные	Кислотные	Кислотные	Кислотные	—
<p>Ослабление основных свойств →</p> <p style="text-align: center;">Усиление кислотных свойств →</p>								

роводорода (аналог селеноводорода). По аналогии напишем формулы химических соединений: CsOH , H_2Se . Первое соединение должно проявлять свойства основания, второе — кислоты. Поэтому реакцию можно написать так:



Применять Периодический закон все же следует с достаточной гибкостью и не забывать о том, что химические элементы одной группы не тождественны между собой, а являются аналогами. При переходе от верхнего элемента в группе к стоящим ниже не только происходят количественные изменения в свойствах, но могут появляться и неожиданные свойства. Долгое время считалось, что элементы группы VIIIA — благородные газы имеют валентность, равную нулю, и не образуют молекул. Однако в 1962 г. было получено первое химическое соединение ксенона XePtF_6 . Это произвело большое впечатление на ученых. Теперь известно достаточно много соединений криптона и ксенона с фтором и кислородом. Только гелий, неон и аргон остаются в нашем представлении элементами, не вступающими в химические взаимодействия.



1. В каком году был открыт Периодический закон?
2. Приведите современную формулировку Периодического закона Д. И. Менделеева.
3. Опишите структуру Периодической таблицы Д. И. Менделеева.
4. Охарактеризуйте положение химических элементов № 3, 16, 31 в Периодической таблице Д. И. Менделеева.
5. Напишите общие формулы водородных соединений и высших оксидов элементов IVA группы Периодической таблицы.
6. На основании положения кальция в Периодической таблице напишите формулы его высшего оксида, гидроксида и хлорида.
7. Укажите элементы в Периодической таблице, названные в честь государств, выдающихся ученых и небесных тел.

1.3. Строение атома

Опыты английского ученого Э. Резерфорда по прохождению α -лучей через металлическую фольгу (1911 г.) показали, что в строении атомов есть сходство с Солнечной системой. Вокруг тяжелого ядра, которое можно сравнить с Солнцем, вращаются электроны, аналогичные планетам. Но коренное отличие состоит в том, что электроны не имеют замкнутых траекторий движения (орбит), подобных орбитам планет.

Атомы поглощают и излучают световую энергию, создавая характерные наборы спектральных линий. Если световой луч проходит через газ и после этого разветвляется в спектр стеклянной

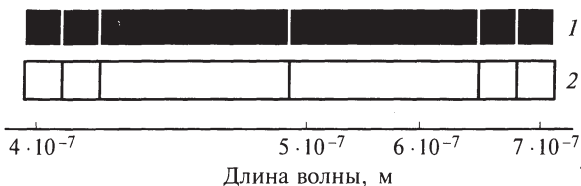


Рис. 1.1. Фрагмент спектра излучения (1) и спектра поглощения (2) водорода

призмой, то на светлом фоне появляются темные линии поглощения, характеризующиеся длиной волны (λ) или частотой (ν): $\nu = c/\lambda$ (c — скорость света). Горячий газ сам излучает световую энергию, давая светлые линии на темном фоне. Это спектр излучения (рис. 1.1). Спектры используют для установления состава газовых смесей, так как каждый химический элемент дает свой неповторимый набор спектральных линий.

Однако для понимания строения атома важно само существование линейчатых спектров. Спектры возникают в результате поглощения и излучения электронами квантов электромагнитного излучения (фотонов) только определенной энергии, которая связана с частотой:

$$E = h\nu, \quad (1.1)$$

где h — постоянная Планка, равная $6,63 \cdot 10^{-34}$ Дж · с.

Следовательно, энергия самих электронов принимает лишь некоторые разрешенные значения и изменяется только скачкообразно. В этом состоит важное отличие характера движения электронов от движения планет.

Еще большее своеобразие в движение электронов в атоме вносят волновые свойства микрочастиц. Экспериментально было обнаружено, что электроны претерпевают дифракцию (рассеяние) при прохождении через отверстия в металле подобно световым волнам. Французский физик Луи де Бройль пришел к выводу, что волновые свойства присущи вообще всем материальным объектам: и микрочастицам, и массивным телам — причем длина волны зависит от скорости (v) и массы (m) данного объекта:

$$\lambda = \frac{h}{mv}. \quad (1.2)$$

Волновые свойства макрообъектов, таких как теннисный мяч, летящая муха, искусственный спутник Земли, не различимы на фоне собственных размеров предмета, и учитывать их практически не требуется. Например, первый искусственный спутник Земли массой 84 кг и диаметром 0,58 м (СССР, 1957 г.) двигался со скоростью 7 900 м/с. Рассчитаем длину волны этого спутника:

$$\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}}{84 \text{ кг} \cdot 7900 \text{ м/с}} = 9,99 \cdot 10^{-40} \text{ м.}$$

При указанном диаметре спутника и тем более радиусе его орбиты 7 900 км такая длина волны никак не может проявиться. Иное положение с электроном в атоме. Масса электрона $m = 9,11 \cdot 10^{-31}$ кг, скорость его движения в атоме водорода (по теории Бора) $v = 2,2 \cdot 10^6$ м/с. Вычисляем длину волны электрона:

$$\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}}{9,11 \cdot 10^{-31} \text{ кг} \cdot 2,2 \cdot 10^6 \text{ м/с}} = 3,3 \cdot 10^{-10} \text{ м} = 0,33 \text{ нм.}$$

Сама по себе эта длина волны тоже весьма мала, но ее надо сравнивать с размером атома, где движется электрон. Радиус атома водорода равен лишь 0,053 нм. В этом и состоит чрезвычайно важное отличие системы электрон—ядро от такой системы, как искусственный спутник—Земля. Длина волны электрона в 6 раз превышает радиус атома. Поэтому волновые свойства электрона в атоме не только проявляются, но длина его волны и определяет размер атома — она совпадает с длиной окружности радиусом 0,053 нм.

Наши привычные представления о движении тел не позволяют представить себе совмещение в одном объекте волновых и корпускулярных свойств (*корпускула* — частица). Волновое движение электрона в атоме создает эффект распределения его в некотором объеме, в центре которого находится ядро атома. Движущийся электрон приобретает сходство с облаком пара. Из этой аналогии возникло общепринятое представление об электронных облаках в атоме. Можно вычислить вероятность (P) появления электрона в малом объеме пространства dV . Отношение P/dV называют *плотностью вероятности*, или *плотностью электронного облака*. По мере удаления от ядра плотность электронного облака убывает и на некотором расстоянии может считаться равной нулю. Это расстояние приблизительно соответствует радиусу сферы, в которой вероятность нахождения электрона составляет 90 %.



Область пространства в атоме, соответствующая 90%-й вероятности пребывания электрона, называют *орбиталью*.

Характеристики состояния электрона. Квантовые числа. Полное описание состояния электрона в атоме включает следующие характеристики: энергия электрона, размер и форма орбитали, пространственная ориентация орбитали, спин (направление собственного вращения электрона). Все эти характеристики могут изменяться только скачкообразно. Как следует из квантово-механической теории, они зависят от набора квантовых чисел, которые

ми можно заменить абсолютные значения соответствующих величин. Например, энергия электрона в атоме водорода определяется формулой

$$E = -R \frac{1}{n^2}, \quad (1.3)$$

где n — *главное квантовое число*, принимающее значения натурального ряда чисел: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, ..., ∞ ; постоянная $R = 2,18 \cdot 10^{-18}$ Дж.

Однако в химии при рассмотрении состояния электрона можно не вычислять его энергию по формуле (1.2), а только указать число n .

Некоторые из возможных значений энергии электрона в атоме водорода показаны на рис. 1.2. За нуль принимают энергию свободного электрона, поэтому его энергия в атоме оказывается отрицательной. Пониженная энергия электрона, когда он входит в состав атома, означает невозможность для него покинуть сферу притяжения ядра без получения энергии извне. Увеличение энергии электрона и соответственно главного квантового числа происходит при поглощении им квантов электромагнитного излучения, при этом также растет радиус орбитали (рис. 1.3). Линии в спектрах поглощения и излучения атомов водорода соответствуют разным переходам между энергетическими уровнями.

Рассмотрим второе квантовое число — *орбитальное* (l); оно принимает значения 0 (s), 1 (p), 2 (d), 3 (f), ..., $n - 1$. В скобках даны буквы, которыми заменяют значения орбитального квантового числа для удобства записи. Можно сказать, что орбитальное квантовое число подчинено главному, поскольку принимает ряд значений, максимальное из которых равно $n - 1$.

Орбитальное квантовое число определяет количество движения электрона и связанную с этим форму орбитали (рис. 1.4). Все орбитали s сферические. Орбитали p имеют форму объемной

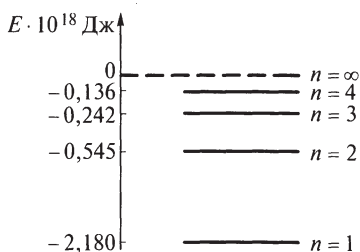


Рис. 1.2. Энергетические уровни электрона в атоме водорода

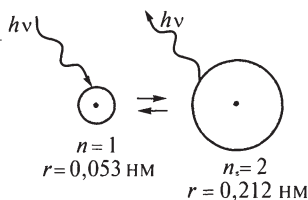


Рис. 1.3. Изменение радиуса (r) орбитали в зависимости от главного квантового числа (n)

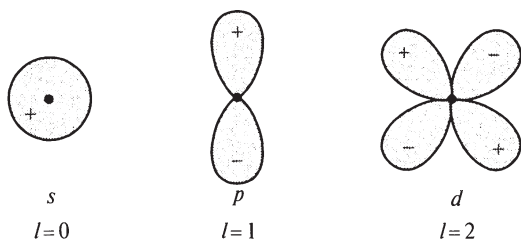


Рис. 1.4. Форма атомных s -, p -, d -орбиталей

восьмерки, их можно сравнить также с гантелью или песочными часами. Орбитали d похожи на лист клевера. Еще более сложна форма f -орбитали. Форма орбиталей имеет важнейшее значение в химии, она определяет пространственное расположение атомов в молекулах.

Водород — единственный атом, энергия электрона которого определяется только главным квантовым числом. Для всех остальных атомов в результате отталкивания между электронами появляется зависимость энергии не только от главного, но и от орбитального квантового числа. Энергетические уровни распадаются на *подуровни*, число которых равно числу значений l (рис. 1.5). Подуровни имеют двойное обозначение: главное квантовое число обозначают цифрой, орбитальное квантовое число — буквой. Таким образом, энергетическому уровню соответствует не одно значение энергии, а набор разных значений по числу значений орбитального квантового числа. Не распадается на подуровни только первый энергетический уровень. Из рис. 1.5 видно, что начиная с $n = 4$ происходит частичное наложение энергетических зон, соответствующих отдельным уровням. Так, подуровень $4s$ расположен ниже, чем подуровень $3d$. Полная последовательность возра-

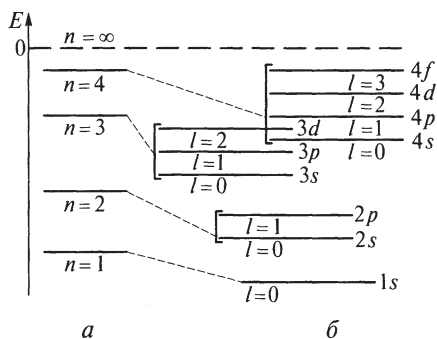


Рис. 1.5. Энергетические уровни электрона в атоме водорода (а) и в остальных атомах (б)

стания энергии подуровней определяется с помощью матрицы, показанной на рис. 1.6. Проходя по колонкам матрицы, начиная с ячейки $1s$, снизу вверх, получаем искомую последовательность.



Представьте последовательность возрастания энергии подуровней в виде ряда: $1s, 2s, 2p, \dots$, закончив его подуровнем $7p$.

Следующее квантовое число называют *магнитным* (m_l). Название связано с расщеплением некоторых спектральных линий атомов в магнитном поле на несколько близко расположенных линий. Это объясняется существованием в атоме электронных состояний, не различающихся по энергии в обычных условиях, но приобретающих разную энергию в магнитном поле. Эти состояния и характеризуются магнитным квантовым числом, принимающим все целочисленные значения от $-l$ до $+l$. Таким образом, магнитное квантовое число связано с орбитальным квантовым числом. Взаимосвязь трех квантовых чисел представлена в табл. 1.3.

Магнитное квантовое число определяет возможную пространственную ориентацию орбиталей. В случае s -орбитали ориентация однозначна, так как при любых поворотах в пространстве сфера совпадает сама с собой, поэтому s -подуровень состоит только из одной орбитали.

Гантелеобразные p -орбитали ориентируются вдоль трех взаимно перпендикулярных направлений (рис. 1.7), которые можно совместить с осями координат. Таким образом, при трех значениях m_l , соответствующих $l = 1$ (p -подуровень), существуют три различным образом ориентированные орбитали. При $l = 2$ (d -подуровень) имеются 5 орбиталей, так как возможно 5 значений m_l , а при $l = 3$ (f -подуровень) — 7 орбиталей.

Электрон проявляет особое свойство *спин* (англ. *spin* — веретено), которое можно уподобить его вращению вокруг собственной

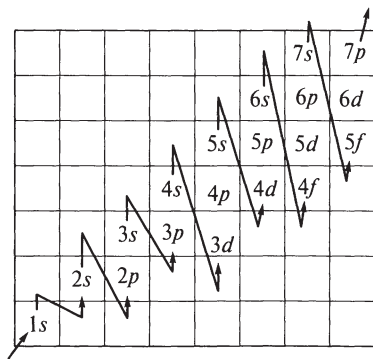


Рис. 1.6. Последовательность возрастания энергии подуровней

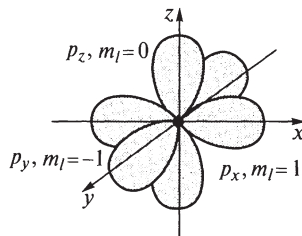


Рис. 1.7. Пространственная ориентация p -орбиталей

Взаимосвязь главного, орбитального и магнитного квантовых чисел

n	l	m_l	n	l	m_l
1	0 (s)	0	4	0 (s)	0
2	0 (s)	0		1 (p)	-1, 0, +1
	1 (p)	-1, 0, +1		2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2
3	0 (s)	0		3 (f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3
	1 (p)	-1, 0, +1			
	2 (d)	-2, -1, 0, +1, +2			

оси (см. табл. 1.1). Проекция спина, называемая *спиновым квантовым числом* (m_s), может принимать два значения: $+1/2$, $-1/2$. Можно считать, что они соответствуют вращению электрона по часовой стрелке и против часовой стрелки:

Направление вращения	По часовой стрелке	Против часовой стрелки
Спиновое квантовое число	$+1/2$	$-1/2$
Обозначение электрона	↑	↓

Структура электронных оболочек атомов. Для того чтобы охарактеризовать состояние электронов атома данного химического элемента, для каждого электрона необходимо знать значения четырех квантовых чисел, характеризующих его состояние. Однако нам пока неизвестно, сколько электронов находится в каждом состоянии, какие состояния более вероятны, какие — менее вероятны. Ответ на эти вопросы дают два важнейших принципа (закона). Первый из них открыт швейцарским физиком В. Паули и назван его именем — *принцип Паули*:



Все электроны в атоме находятся в разных состояниях, т. е. характеризуются разными наборами четырех квантовых чисел.

В данном случае понятием «принцип» обозначен один из фундаментальных законов природы, который делает атом тем, что он есть, — микрочастицей вещества с индивидуальной электронной структурой для каждого химического элемента. Роль принципа Паули в природе становится яснее, если представить себе, что он не действует. Тогда электронное окружение ядра атома теряет структурную определенность. Все электроны скатываются в какое-то одно наиболее выгодное состояние.

Из принципа Паули вытекает следствие, определяющее вместимость орбитали, т.е. число электронов, которые могут образовать единое электронное облако. Выбрав любую из орбиталей, фиксируем три первых квантовых числа. Например, для орбитали $2p_z$: $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 0$. Однако можно изменять еще спиновое квантовое число m_s . Получаем два набора квантовых чисел:

n	l	m_l	m_s
2	1	0	$+1/2$
2	1	0	$-1/2$

Следовательно, орбиталь вмещает не более двух электронов, и в атомах могут быть одно- и двухэлектронные облака.



Два электрона, находящиеся на одной орбитали, называют электронной парой.

Зная вместимость орбитали, легко понять, что вместимость энергетического подуровня равна удвоенному числу орбиталей и может быть рассчитана по общей формуле: $2(2l + 1)$ (табл. 1.4).

Таблица 1.4

Максимальное число электронов на разных энергетических подуровнях

Подуровень	Число орбиталей	Максимальное число электронов
$s (l = 0)$	1	2
$p (l = 1)$	3	6
$d (l = 2)$	5	10
$f (l = 3)$	7	14



Совокупность электронов одного энергетического подуровня называют подоболочкой атома.

Вместимость энергетического уровня складывается из вместимости подуровней и может быть рассчитана по общей формуле: $2n^2$ (табл. 1.5).

Таблица 1.5

Максимальное число электронов на разных энергетических уровнях

Уровень	Подуровни	Максимальное число электронов
$K (n = 1)$	s	$2 = 2 \cdot 1^2$
$L (n = 2)$	s, p	$2 + 6 = 8 = 2 \cdot 2^2$
$M (n = 3)$	s, p, d	$2 + 6 + 10 = 18 = 2 \cdot 3^2$
$N (n = 4)$	s, p, d, f	$2 + 6 + 10 + 14 = 32 = 2 \cdot 4^2$



Совокупность электронов одного энергетического уровня называют *оболочкой атома*. Главное квантовое число внешнего энергетического уровня совпадает с номером периода в Периодической таблице.

Реальное заполнение («заселение») орбиталей, подуровней и уровней электронами определяется вторым принципом — *принципом наименьшей энергии*.

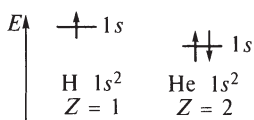


Основному (устойчивому) состоянию атома соответствует минимальная суммарная энергия электронов.

Состояния атома с повышенной энергией называют *возбужденными*. Атом в возбужденном состоянии неустойчив: за очень короткое время ($\sim 10^{-8}$ с) он переходит в основное состояние, излучая кванты энергии.

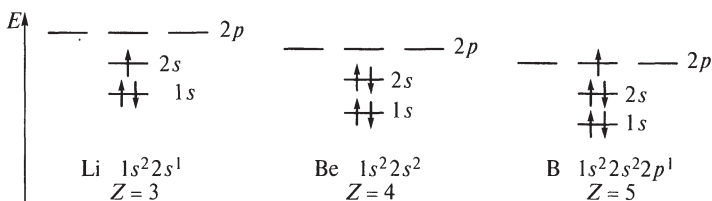
Любая физическая система тем устойчивее, чем меньше ее потенциальная энергия. Поэтому мы неизменно наблюдаем, что брошенное тело падает на землю или скатывается с горки вниз, согнутая пружина выпрямляется и т. д. Также и электронные оболочки атомов находятся в устойчивом состоянии, если общий запас энергии электронов минимален. Набор возможных энергетических состояний атома мы уже знаем (см. с. 18). Рассмотрим, как соответствующие подуровни и уровни заселяются электронами. При этом строго выполняется принцип Паули, который имеет приоритетное значение по отношению к принципу наименьшей энергии и не нарушается. Будем изображать электронную структуру атомов с помощью энергетических диаграмм и электронных формул. Энергетическая диаграмма представляет собой часть общей последовательности подуровней (см. рис. 1.5), содержащую заселенные подуровни. В электронной формуле перечисляются заселенные подуровни в порядке возрастания энергии с указанием числа электронов (верхний индекс справа).

Энергетическая диаграмма для водорода и гелия имеет вид



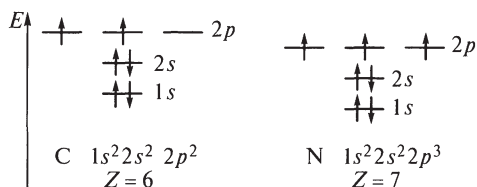
Положение $1s$ -уровня в атоме гелия ниже, чем в атоме водорода, так как заряд ядра (Z) гелия больше, и электроны сильнее притягиваются к ядру. Вместимость первого энергетического уровня в атоме гелия исчерпана. У следующих за гелием элементов заселяется второй энергетический уровень.

Рассмотрим энергетические диаграммы трех элементов, следующих за гелием:



У лития и бериллия заселяется подуровень $2s$. Пятый электрон атома бора начинает заселение подуровня $2p$ в соответствии с принципом Паули.

У атомов углерода и азота заселение этого подуровня продолжается:



В электронной структуре этих элементов проявляется еще одна важная закономерность формирования электронных оболочек — *правило Хунда*:



Основному состоянию атома соответствует заселение электронами максимального числа энергетически равноценных орбиталей.

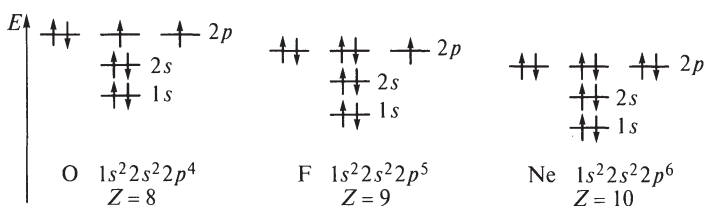
Правило Хунда проявляется в том, что орбитали некоторого подуровня, например $3p$, заселяются сначала по одному электрону. Такие электроны называют *неспаренными*. При рассмотрении диаграммы кажется, что перенос электрона с одной орбитали на другую орбиталь данного подуровня не изменяет его энергию. В действительности, отталкивание между электронами на разных орбиталях меньше, чем на одной орбитали. В результате по мере увеличения числа электронов, т.е. при переходе к каждому последующему элементу, орбитали подуровня заселяются сначала одиночными электронами, а затем возникают электронные пары. Далее при изучении природы химической связи мы увидим, насколько это важно для химии: валентность атомов определяется числом неспаренных электронов. Азот имеет три таких электрона, и он действительно трехвалентен. Это подтверждает формула аммиака NH_3 . Углерод согласно диаграмме двухвалентен. Однако при поглощении сравнительно небольшого количества энергии он переходит в возбужденное состояние, в котором имеет 4 неспарен-

ных электрона. Свободный атом может пребывать в возбужденном состоянии лишь очень короткое время. Но, оказываясь в составе молекулы, атом получает добавочные электроны для заселения орбиталей. После этого исключается возможность перехода в основное состояние, и атом остается четырехвалентным. Фактически энергия, затраченная на возбуждение электрона, компенсируется энергией образования дополнительных химических связей.



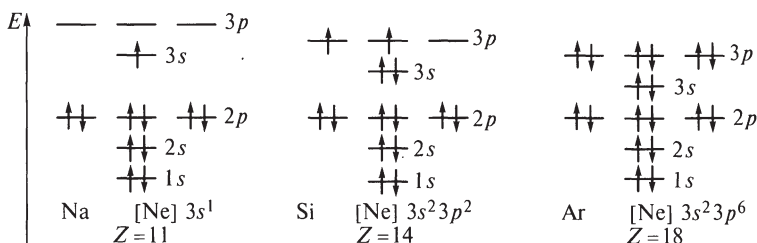
Нарисуйте энергетическую диаграмму атома углерода в возбужденном состоянии.

Заселение $2p$ -орбиталей вторыми электронами происходит у кислорода, фтора и неона:



У атомов этих элементов уменьшается число неспаренных электронов и соответственно уменьшается валентность: кислород двухвалентен, фтор одновалентен, неон не образует химических связей.

Таким образом, у атомов элементов от лития до неона заселяется электронами второй энергетический уровень, именно поэтому они составляют второй период Периодической таблицы. У следующего за неоном натрия начинается заселение третьего энергетического уровня, и формируется третий период по мере заселения подуровней $3s$ и $3p$. Электронные формулы элементов от натрия до аргона можно представить в сокращенной форме, обозначив повторяющийся у них набор электронов неона как $[Ne]$. В качестве примера приведем сокращенные электронные формулы и энергетические диаграммы натрия, кремния и аргона:





Напишите сокращенные электронные формулы фосфора и хлора.

Число химических элементов во втором и третьем периодах определяется суммарной вместимостью s - и p -подуровней, составляющей восемь электронов. Таким образом, получает физическое объяснение наличие в Периодической таблице именно восьми групп. Становится понятной и причина наблюдаемого сходства свойств химических элементов в группах. Сравнивая энергетические диаграммы элементов одной группы: лития и натрия, бора и алюминия и т.д., обнаруживаем, что у них одинаковая заселенность внешнего (самого высокого) энергетического уровня. Из этого вытекает в первую очередь одинаковая валентность атомов, чем и обусловлено сходство химических свойств. Однако электронные структуры атомов, взятые в целом, различны. От периода к периоду увеличивается число электронных оболочек. Поэтому, как уже отмечалось, наряду со сходством наблюдается и определенная направленность в изменении свойств химических элементов.

Из электронных формул и энергетических диаграмм атомов видно, что в группах IA и IIA электроны заполняют внешний s -подуровень, а в группах IIIA—VIIA — внешний p -подуровень. В связи с этим первые две группы рассматривают как *блок s -элементов*, а остальные — как *блок p -элементов*. В Периодических таблицах символы s - и p -элементов обычно показаны разным цветом.

В четвертом и последующих периодах Периодической таблицы имеются также элементы, у которых электронами заселяются d - и f -подуровни. Они входят в *блоки d -элементов* (переходные металлы) и *f -элементов* (лантаноиды и актиноиды). Группы В состоят только из d -элементов.

Таким образом, анализ электронных структур химических элементов 1—3-го периодов позволил выявить физическую сущность Периодического закона. У атомов в соответствии с законами квантовой механики периодически повторяются одинаковые электронные конфигурации внешнего уровня. Этим определяется периодичность изменения свойств атомов и химических элементов.



1. Чем отличается движение электрона в атоме от движения обычных тел?

2. Охарактеризуйте понятие «атомная орбиталь».

3. Какую характеристику состояния электрона описывает главное квантовое число? Какие значения принимает главное квантовое число?

4. Какую характеристику состояния электрона описывает орбитальное квантовое число? Какие значения оно может принимать?

5. Какую форму имеют орбитали при значениях $l = 0$ и $l = 1$?
6. Дайте определение понятия «энергетический подуровень».
7. Как рассчитывают число атомных орбиталей на определенном энергетическом подуровне?
8. Как определяют число подуровней на энергетическом уровне?
9. Какой фактор определяет магнитное квантовое число?
10. Какой фактор определяет спиновое квантовое число?
11. Сформулируйте принцип Паули.
12. Какой фактор определяет максимальное число электронов на энергетическом уровне и подуровне?
13. Напишите электронные формулы и постройте энергетические диаграммы атомов кремния и алюминия.
14. Напишите электронные формулы и постройте энергетические диаграммы ионов Mg^{2+} и F^- . Какие атомы имеют такое же электронное строение?

1.4. Периодически изменяющиеся свойства атомов

Свойства атомов изменяются периодически. В периоде слева направо наблюдается ослабление металлических свойств простых веществ. Так, в третьем периоде после очень активного металла натрия находится умеренно активный магний. Их оксиды проявляют основные свойства. Далее идет металл алюминий с амфотерными свойствами и кремний, имеющий лишь слабые признаки металличности. Простые вещества следующих элементов периода: кремний, фосфор и сера — являются неметаллами; в этом ряду прослеживается усиление неметаллических свойств. Период заканчивается благородным газом аргоном, а следующий за ним элемент — активный металл калий начинает четвертый период. Металлические свойства простых веществ обусловлены наличием большого числа свободных орбиталей, энергетически доступных для заселения электронами. Таких орбиталей становится все больше у тяжелых элементов (5—7-й периоды). Поэтому в группах металличность усиливается при переходе сверху вниз.

К периодическим свойствам относится и размер (радиус) атома. Внешняя граница атома расплывчата, так как плотность электронных облаков плавно убывает по мере удаления от ядра. Данные о радиусах атомов получают из определения расстояний между ними в молекулах и кристаллических структурах. Проведены также расчеты на основе уравнений квантовой механики. На рис. 1.8 показано изменение атомных радиусов в зависимости от заряда ядра. От водорода к гелию радиус несколько увеличивается, а затем резко увеличивается у лития. Это объясняется появлением второго энергетического уровня. Во втором периоде от лития к неону по мере увеличения заряда ядра радиусы уменьшаются. В то же время увеличение числа электронов на данном энергетическом