

функция ψ_a обращается в нуль, что физически не соответствует никакому состоянию. В общем случае N частиц это видно из формулы (46.10) и в особенности из формулы (46.11), так как, например, при $\psi_a \equiv \psi_b$ получился бы определитель с двумя одинаковыми столбцами, а такой определитель обращается в нуль.

Таким образом, *в системе тождественных фермионов не может быть двух частиц, находящихся в одном и том же состоянии*. Это положение называется *принципом или запретом Паули*, который высказал его для электронов в атоме еще до создания квантовой механики. В первоначальной формулировке принципа Паули утверждал, что *в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковыми четверками квантовых чисел*.

В смысле ясности и точности принцип Паули уступает *принципу антисимметрии волновых функций*. Последний принцип справедлив и при наличии взаимодействия частиц, тогда как в принципе Паули речь идет о состояниях отдельных частиц, о которых, строго говоря, можно говорить лишь в отсутствие взаимодействия. Тем не менее принцип Паули, даже в первоначальной формулировке самого Паули, оказался очень плодотворным, например, для обоснования периодической системы Менделеева, а также некоторых закономерностей в спектрах. Принцип антисимметрии волновых функций фермионов иногда называют *обобщенным принципом Паули*.

Что касается бозонов, то на их состояния *принцип симметрии волновых функций* не накладывает никаких ограничений, аналогичных запрету Паули. В одном и том же состоянии может находиться любое число одинаковых бозонов. Это непосредственно видно из выражений (46.7) и (46.9) для волновых функций таких бозонов.

§ 47. Объяснение периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева

1. Периодическая повторяемость свойств химических элементов, открытая Д. И. Менделеевым (1834—1907) в 1869 г. и отраженная в его *периодической системе*, была объяснена Бором в 1922 г. на основе созданной им теории строения атома. Оказалось, что не атомная масса (атомный вес по старой терминологии), а заряд ядра лежит в основе систематики химических элементов. Если за единицу принять элементарный заряд e , то заряд ядра будет выражаться целым числом, которое принято обозначать через Z . Число Z и определяет номер химического элемента в периодической системе. В этой связи его называют также *порядковым номером* элемента. Заряд ядра численно равен числу электронов в электронной оболочке, окружающей ядро нейтрального атома. Свойства же элемента зависят прежде

всего от числа электронов в электронной оболочке и от ее строения. Что касается химических свойств элемента, то они определяются *наружными электронами* электронной оболочки.

Существенное усовершенствование объяснение периодической системы получило в 1925 г. после открытия *принципа Паули*. Этот принцип определил максимальное число электронов в электронной оболочке атома, которые могут находиться в определенном квантовом состоянии. После этого стало понятным распределение химических элементов по группам и периодам периодической системы, эмпирически угаданное Менделеевым и пополненное затем другими химиками.

В естественном состоянии в природе встречается 90 элементов. Наибольший атомный номер (92) имеет уран. Элементы ₄₃Tc (технеций) и ₆₁Rm (прометий) в естественных состояниях не встречаются. Они радиоактивны, причем период их полураспада (у наиболее важного изотопа ⁹⁹Tc 2,12·10⁵ лет, у изотопов Rm — от нескольких лет до десятков лет) много меньше возраста Земли. Со времени образования Земли эти элементы целиком распались. Образоваться же при радиоактивных превращениях соседних по заряду ядер (из числа встречающихся в природе) они не могли, так как все эти соседние ядра стабильны. Элементы с атомным номером больше 92 называются *трансурановыми*. Они все радиоактивны и также получены искусственно. К настоящему времени получены элементы с порядковыми номерами до 109 включительно.

Способы получения трансурановых элементов будут кратко описаны в части 2. Здесь же заметим, что в 1983 г. поступило сообщение о получении учеными ФРГ (Дармштадт) 109-го элемента в количестве одного атома. В 1984 г. в СССР (Дубна) было получено восемь атомов такого элемента. В том же году там же были синтезированы два изотопа 108-го элемента. Названия элементов 102 (нобелий) и 103 (лоуренсий) не являются общепринятыми, так как первоначальные сообщения об их открытии с присвоением им указанных названий не подтвердились. Ученые Дубны предложили 102-й элемент называть жолиотием (Jl) в честь Жолио-Кюри, а 103-й элемент — резерфордием (Rf) в честь Резерфорда. 105-й элемент ими же предложено называть нильсборием (Ns) в честь Нильса Бора. Остальные трансурановые элементы еще не получили названий. Их по примеру Д. И. Менделеева можно было бы назвать экавольфрам, экарений, экасосьмий, экайридий. Приставка «эка» означает, что в периодической системе названные элементы лежат соответственно под вольфрамом, рением, осмием, иридием.

2. Периодическая повторяемость свойств химических элементов является внешним проявлением внутренней структуры электронных оболочек атомов. К выяснению указанной структуры и сводится построение теории периодической системы элементов.

В существующей ныне теории периодической системы характеризуются состояния *отдельных электронов* электронной оболочки атома, а не ее состояние в целом. Это, конечно, недостаток теории. Состояние электронной оболочки должно было бы характеризоваться волновой функцией всех координат ее электронов, причем при наличии взаимодействия между электронами эти координаты не разделяются, т. е. волновая функция не представляется в виде произведения волновых функций отдельных электронов. Это и значит, что точный смысл имеет состояние всей электронной оболочки атома, а не отдельных электронов, из которых она состоит. Но точное нахождение волновой функции системы многих взаимодействующих частиц еще более недоступно методам современной математики, чем решение знаменитой задачи многих (в частности, трех) тел в классической механике. Поэтому-то и приходится вводить приближенное представление о состояниях отдельных электронов.

Состояние отдельного электрона характеризуется четырьмя квантовыми числами, за которые удобно принять n , l , m_l , m_s . Принцип Паули, на котором основана теория периодической системы, тогда будет означать, что *в одном квантовом состоянии может находиться не более одного электрона*. Индивидуализация электронов при этом не используется — существенно только, сколько электронов находится в заданном состоянии (n, l, m_l, m_s) , а не какие это электроны. Если два электрона обменяются своими координатами, то состояние электронной оболочки остается *абсолютно тем же*. Спиновое квантовое число m_s можно исключить из рассмотрения, если учесть, что оно может принимать только два значения: $m_s = \pm 1/2$. Если это сделать, то можно сказать, что *в квантовом состоянии (n, l, m_l) может находиться не более двух электронов*.

3. Совокупность электронов атома с заданным значением главного квантового числа n образует *электронный слой* или просто *слой*. В соответствии с терминологией, принятой в рентгеновской спектроскопии, слои обозначаются прописными буквами латинского алфавита, а именно:

n	1	2	3	4	5
Слой	K	L	M	N	O
Максимальное число электронов в слое	2	8	18	32	50

Совокупность электронов с заданными значениями n и l образует *оболочку*¹⁾. Различные состояния в оболочке отличаются

¹⁾ Термин «оболочка», как это делалось выше, применяется также в смысле совокупности *всех электронов, окружающих атомное ядро*.

значениями квантового числа m_l . Поскольку последнее может принимать значения $m_l = -l, -(l-1), \dots, 0, \dots, +(l-1), +l$, в оболочке с квантовым числом l может находиться не более $2(2l+1)$ электронов. Оболочки обозначаются строчными буквами латинского алфавита, а именно:

l	0	1	2	3	4
Оболочка	s	p	d	f	g
Максимальное число электронов в оболочке	2	6	10	14	18

Символ, указывающий слои, оболочки и числа электронов в каждой оболочке, называется *электронной конфигурацией* атома. Например, $1s^2 2s^2 2p^6$ означает, что в состоянии $n = 1, l = 0$ находятся два электрона, в состоянии $n = 2, l = 0$ — также два электрона, а в состоянии $n = 2, l = 1$ — шесть электронов. Из дальнейшего будет видно, что это — электронная конфигурация неона. Максимальное число электронов в слое с заданным значением n получится суммированием чисел электронов во всех оболочках с допустимыми значениями l , а именно

$$\sum_{l=0}^{n-1} 2(2l+1) = 2n^2. \quad (47.1)$$

Соответствующие числа для различных n были приведены выше.

4. Посмотрим теперь, как меняются электронные конфигурации при переходе от одного атома к другому в порядке возрастания их атомных номеров Z . При возрастании Z на единицу увеличивается на единицу заряд ядра, а к электронной оболочке атома добавляется один электрон. Принцип, определяющий при этом изменение электронной конфигурации, состоит в том, что вновь получаемая конфигурация из $Z+1$ электронов должна обладать *наименьшей энергией* из всех возможных значений ее, допускаемых квантовой механикой. Иначе говоря, энергия связи вновь присоединяемого электрона в атоме должна быть *максимально возможной*. Однако практическое применение этого принципа требовало бы решения квантовомеханической задачи многих тел, что практически невыполнимо. Поэтому приходится пользоваться эмпирическими данными, в частности химическими и в особенности данными спектроскопии об ионизационных потенциалах атомов. Это придает теории периодической системы полуэмпирический, описательный характер. Лучше было бы говорить не о теории, а об *объяснении* периодической системы, что и отражено в заглавии настоящего параграфа.

Казалось бы, что слои должны заполняться последовательно друг за другом, а в пределах каждого слоя сначала должна заполняться целиком s -оболочка, затем также целиком l -, d - и f -оболочки. В действительности такой «идеальный» порядок заполнения не согласуется с тем, что сформулированным принципом. Нарушение этого порядка объясняется главным образом наличием у электронов орбитальных моментов количества движения $L = \sqrt{l(l+1)}\hbar$. Энергия связи электрона зависит не только от его потенциальной энергии в электрическом поле ядра и окружающей его электронной оболочки, но также от «центробежной энергии»

$$\frac{L^2}{2m_e r^2} \leftarrow \frac{l(l+1)\hbar^2}{2m_e r^2}.$$

где r — расстояние электрона от ядра. «Центробежная» и электрическая энергии имеют противоположные знаки и поэтому действуют в разные стороны. Образно говоря, центробежная сила, возникающая при орбитальном вращении электрона, стремится удалить электрон от ядра. По этой причине каждый из 10 электронов $3d$ -оболочки обладает меньшей энергией связи, чем каждый из двух электронов $4s$ -оболочки. Поэтому-то оболочка $4s$ заполняется электронами раньше, чем оболочка $3d$, хотя главное квантовое число во втором случае меньше, чем в первом. Особенно велика «центробежная энергия» в случае d - и f -оболочек, поскольку для этих оболочек соответственно $l(l+1)=6$ и $l(l+1)=12$. С наличием этих оболочек и связаны отступления от того «идеального» порядка заполнения, о котором говорилось выше.

В действительности слои и оболочки, если отвлечься от некоторых деталей, указанных в табл. 4 (см. ниже), заполняются в следующем порядке:

$1s^2$	2 электрона,
$2s^2 2p^6$	8 электронов,
$3s^2 3p^6$	8 электронов,
$4s^2 3d^{10} 4p^6$	18 электронов,
$5s^2 4d^{10} 5p^6$	18 электронов,
$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$	32 электрона,
$7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$	32 электрона.

5. Слой $n=1$ состоит всего из одной s -оболочки ($l=0$). В водороде на этой оболочке (т. е. в состоянии $1s$) находится лишь один электрон. В атоме гелия к нему присоединяется второй электрон в том же состоянии $1s$. Средняя энергия связи одного электрона в атоме гелия приблизительно в два раза больше, чем средняя энергия связи электрона в атоме водорода. Это

объясняется тем, что заряд ядра гелия вдвое больше заряда ядра водорода, и по этой причине электрон в нормальном состоянии гелия находится на меньшем расстоянии от ядра, чем в атоме водорода. Наличие же второго электрона уменьшает энергию связи первого. Два элемента — водород и гелий — образуют *первый период* периодической системы.

Присоединим теперь к атому третий электрон, увеличив одновременно на единицу заряд ядра. Третий электрон не может находиться в слое K ($n = 1$), так как этот слой уже целиком заполнен. Он начинает заполнять s -оболочку слоя L ($n = 2$), попадая в состояние $2s$. Получается щелочной металл $_3\text{Li}$. Четвертый электрон также попадает в состояние $2s$ — получается элемент бериллий $_4\text{Be}$. Пятый электрон уже не может быть присоединен к оболочке $2s$, так как она заполнена целиком. Поэтому с бора $_5\text{B}$ начинает заполняться $2p$ -оболочка. В результате последовательно получаются элементы $_6\text{C}$, $_7\text{N}$, $_8\text{O}$, $_9\text{F}$. Построение оболочки $2p$ заканчивается благородным газом $_{10}\text{Ne}$. Так образуется *второй (короткий) период* периодической системы, состоящий из восьми элементов.

Затем, начиная с щелочного элемента $_{11}\text{Na}$, идет заполнение слоя M ($n = 3$). Однако после заполнения s - и p -оболочек оно заканчивается благородным газом $_{18}\text{Ar}$. Получается *третий (опять короткий) период* периодической системы, состоящий также из восьми элементов. С этого места появляются нарушения «идеального» порядка заполнения слоев и оболочек. Именно, сначала заполняется $4s$ -оболочка и только после этого начинается заполнение пропущенной $3d$ -оболочки, да и то при ее заполнении встречаются различные нерегулярности.

6. Порядок заполнения слоев и оболочек указан в табл. 4. В ней приведены электронные конфигурации для каждого элемента. Все элементы разбиты на две половины. Первая половина напечатана слева, а вторая смешена относительно нее вправо. Так же принято поступать в химии с символами тех же элементов при печатании периодической системы, с целью расположить друг под другом элементы со сходными химическими свойствами. В элементах первой половины заполняются s - и p -оболочки. Это заполнение происходит всегда закономерно. Сначала целиком заполняется s -оболочка, а затем также целиком p -оболочка того же слоя. К электронной конфигурации каждого элемента последовательно прибавляется по одному s - или p -электрону — тогда получается электронная конфигурация стоящего после него элемента.

В элементах второй половины идет заполнение d - и f -оболочек. При этом и происходит нарушение «идеального» порядка заполнения, о котором говорилось выше. Так, в *четвертом периоде* за электронной конфигурацией ванадия $4s^23d^3$ следует электронная конфигурация хрома $4s^13d^5$ (конфигурацию аргона

Таблица 4
Электронные конфигурации элементов

Пе- риод	Элемент	Электронная конфигурация	Иониза- ционный потен- циал, В
1	1 H водород 2 He гелий	$1s^1$ $1s^2$	13,539 24,45
2	3 Li литий 4 Be бериллий 5 B бор 6 C углерод 7 N азот 8 O кислород 9 F фтор 10 Ne неон	Конфигурация гелия + $2s^1$ $2s^2$ $2s^2 2p^1$ $2s^2 2p^2$ $2s^2 2p^3$ $2s^2 2p^4$ $2s^2 2p^5$ $2s^2 2p^6$	5,37 9,48 8,4 11,217 14,47 13,56 18,6 21,48
3	11 Na натрий 12 Mg магний 13 Al алюминий 14 Si кремний 15 P фосфор 16 S сера 17 Cl хлор 18 Ar аргон	Конфигурация неона + $3s^1$ $3s^2$ $3s^2 3p^1$ $3s^2 3p^2$ $3s^2 3p^3$ $3s^2 3p^4$ $3s^2 3p^5$ $3s^2 3p^6$	2,12 7,61 5,96 7,39 10,3 10,31 12,96 15,69
4	19 K калий 20 Ca кальций 21 Sc скандий 22 Ti титан 23 V ванадий 24 Cr хром 25 Mn марганец Переходные элементы 26 Fe железо 27 Co кобальт 28 Ni никель	Конфигурация аргона + $4s^1$ $4s^2$ $4s^2 3d^1$ $4s^2 3d^2$ $4s^2 3d^3$ $4s^1 3d^5$ $4s^2 3d^5$ $4s^2 3d^6$ $4s^2 3d^7$ $4s^2 3d^8$	4,32 6,09 6,57 6,80 6,76 6,74 7,40 7,83 7,81 7,61
	29 Cu медь 30 Zn цинк 31 Ga галлий 32 Ge германий 33 As мышьяк 34 Se селен 35 Br бром 36 Kr криптон	$4s^1 3d^{10}$ $4s^2 3d^{10}$ $4s^2 4p^1 3d^{10}$ $4s^2 4p^2 3d^{10}$ $4s^2 4p^3 3d^{10}$ $4s^2 4p^4 3d^{10}$ $4s^2 4p^5 3d^{10}$ $4s^2 4p^6 3d^{10}$	7,62 9,35 5,27 7,85 9,4 11,8 13,94

Продолжение табл. 4

Период	Элемент	Электронная конфигурация	Ионизационный потенциал, В
5	37 Rb рубидий	$5s^1$	4,16
	38 Sr стронций	$5s^2$	5,67
	39 Y иттрий	$5s^2 4d^1$	6,5
	40 Zr цирконий	$5s^2 4d^2$	
	41 Nb ниобий	$5s^2 4d^4$	
	42 Mo молибден	$5s^1 4d^5$	7,65
	43 Tc технеций	$5s^2 4d^5$	
	44 Ru рутений	$5s^1 4d^7$	7,7
	45 Rh родий	$5s^2 4d^8$	7,7
	46 Pd палладий	$4d^{10}$	8,5
	47 Ag серебро	$5s^1 4d^{10}$	7,54
	48 Cd кадмий	$5s^2 4d^{10}$	8,95
	49 In индий	$5s^2 5p^1 4d^{10}$	5,76
	50 Sn олово	$5s^2 5p^2 4d^{10}$	7,37
	51 Sb сульфур	$5s^2 5p^3 4d^{10}$	8,5
	52 Te теллур	$5s^2 5p^4 4d^{10}$	
	53 I иод	$5s^2 5p^5 4d^{10}$	10,44
	54 Xe ксенон	$5s^2 5p^6 4d^{10}$	12,08
6	55 Cs цезий	Конфигурация ксенона +	
	56 Ba барий	$6s^1$	3,88
	57 La лантан	$6s^2$	5,19
	58 Ce церий	$6s^2 5d^1$	
	59 Pr празеодим	$6s^2 4f^3$	
	60 Nd неодим	$6s^2 4f^4$	
	61 Pm прометий	$6s^2 4f^5$	
	62 Sm самарий	$6s^2 4f^6$	
	63 Eu европий	$6s^2 4f^7$	
	64 Gd гадолиний	$6s^2 5d^1 4f^7$	
	65 Tb тербий	$6s^2 5d^1 4f^8$	
	66 Dy диспрозий	$6s^2 4f^{10}$	
	67 Ho голмий	$6s^2 4f^{11}$	
	68 Er эрбий	$6s^2 4f^{12}$	
	69 Tm тулий	$6s^2 4f^{13}$	
	70 Yb иттербий	$6s^2 4f^{14}$	
	71 Lu лютесций	$6s^2 5d^1 4f^{14}$	
Переходные элементы	72 Hf гафний	$6s^2 5d^2 4f^{14}$	
	73 Ta tantal	$6s^2 5d^3 4f^{14}$	
	74 W вольфрам	$6s^2 5d^4 4f^{14}$	
	75 Re рений	$6s^2 5d^5 4f^{14}$	
	76 Os осмий	$6s^1 5d^7 4f^{14}$	
	77 Ir иридий	$6s^2 5d^7 4f^{14}$	
	78 Pt платина	$6s^1 5d^9 4f^{14}$	

Продолжение табл. 4

Период	Элемент	Электронная конфигурация	Ионизационный потенциал, В
6	79 Au золото 80 Hg ртуть	Конфигурация ксенона + $6s^1 5d^{10} 4f^{14}$ $6s^2 5d^{10} 4f^{14}$ $6s^2 6p^1 5d^{10} 4f^{14}$ $6s^2 6p^2 5d^{10} 4f^{14}$ $6s^2 6p^3 5d^{10} 4f^{14}$ $6s^2 6p^4 5d^{10} 4f^{14}$ $6s^2 6p^5 5d^{10} 4f^{14}$ $6s^2 6p^6 5d^{10} 4f^{14}$	9,20 10,59 7,39 8,0 10,69
81 Tl таллий 82 Pb свинец 83 Bi висмут 84 Po полоний 85 At астат 86 Rn радон			
87 Fr франций 88 Ra радиум	89 Ac актиний	Конфигурация радона + $7s^1$ $7s^2$ $7s^2 6d^1$ $7s^2 6d^2$ $7s^2 6d^1 5f^2$ $7s^2 6d^1 5f^3$ $7s^2 6d^1 5f^4$ $7s^2 5f^6$ $7s^2 5f^7$ $7s^2 6d^1 5f^7$ $7s^2 6d^1 5f^8$ $7s^2 5f^{10}$ $7s^2 5f^{11}$ $7s^2 5f^{12}$ $7s^2 5f^{13}$ $7s^2 5f^{14}$ $7s^2 6d^1 5f^{14}$ $7s^2 6d^2 5f^{14}$ $7s^2 6d^3 5f^{14}$ $7s^2 6d^4 5f^{14}$ $7s^2 6d^5 5f^{14}$	
Актиниды	90 Th торий 91 Pa протактиний 92 U уран 93 Np нептуний 94 Pu плутоний 95 Am америций 96 Cm кюрий 97 Bk берклий 98 Cf калифорний 99 Es эйнштейний 100 Fm фермий 101 Md менделевий 102 (No нобелий) 103 Lr лоуренсий 104 (Ku курчатовий) 105 (Ns нильсборий) 106 107		

для краткости опускаем), т. е. в $3d$ -оболочке число электронов увеличивается сразу на два, причем один электрон заимствуется из $4s$ -оболочки. В конфигурации следующего элемента марганца $4s^2 3d^5$ новый электрон присоединяется не к $3d$ -, а к $4s$ -оболочке, восстанавливая в ней прежнее число электронов. Аналогичные нарушения идеального порядка, как легко проследить по табл. 4, происходят и при заполнении остальных d -, а также f -оболочек.

Каждый период периодической системы начинается со щелочного металла, в электронной конфигурации которого имеется только один наружный s -электрон. Из всех элементов атомы

щелочных металлов обладают наименьшими ионизационными потенциалами. Поэтому эти атомы легко могут отдавать наружные *s*-электроны и присоединять их к атомам других элементов. Этим объясняется большая химическая активность щелочных металлов.

Каждый период заканчивается атомом благородных газов He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. У этих атомов (за исключением He) наружная *s*—*p*-оболочка состоит из восьми электронов, образующих особенно компактную, симметричную иочно связанную систему. Поэтому у атомов благородных газов ионизационные потенциалы максимальны. Этим и объясняется их химическая пассивность — они не вступают (или практически не вступают) в химические соединения с другими атомами. Наоборот, элементы соседней седьмой группы периодической системы — фтор, хлор, бром, иод — химически очень активны. Это потому, что у них наружная *s*—*p*-оболочка состоит из семи электронов и может быть легко дополнена до замкнутой оболочки путем присоединения недостающего восьмого электрона.

Каждый полупериод периодической системы заканчивается так называемыми *переходными элементами*, обведенными в табл. 4 пунктирными рамками. Это триады: (железо, кобальт, никель), (рутений, родий, палладий), (осмий, иридий, платина), помещаемые обычно в одну клетку периодической системы.

Особого внимания заслуживают 14 элементов от церия до лютения включительно, называемые *редкими землями* или *лантанидами*. В них происходит заполнение внутренней 4*f*-оболочки. Поскольку при этом наружные оболочки практически остаются без изменения, все элементы редких земель обладают весьма близкими химическими свойствами, и поэтому их трудно отличить один от другого. Лантаниды в табл. 4 обведены сплошной рамкой.

Представляет интерес история открытия элемента 72 (гафния). Этот элемент до 1922 г. не был известен, но место для него ошибочно оставляли среди редких земель. Однако Бор указал, что по теоретическим соображениям элементы редких земель должны заканчиваться 71-м элементом (лютецием), а элемент 72 по химическим свойствам должен быть аналогом циркония ($Z = 40$). После этого указания его стали искать и действительно обнаружили в циркониевых рудах.

Подобно лантанидам ведут себя *актиниды*. Так называют 14 элементов, большинство из которых получено искусственно. Это — элементы от тория до лоуренсия включительно. В табл. 4 они также обведены сплошной рамкой. В них происходит заполнение внутренней 5*f*-оболочки, в то время как наружные оболочки практически остаются незатронутыми. Поэтому, как и лантаниды, актиниды обладают весьма близкими химическими свойствами.

Мы оборвали периодическую систему на элементе 109, искусственно полученном к настоящему времени. Это, конечно, не означает, что в дальнейшем не могут быть получены элементы с большими атомными номерами.

7. Успехи теории периодической системы химических элементов несомненны. Однако необходимо иметь в виду и принципиальные недостатки существующей теории. Один из них был уже указан в пункте 2. Добавим к нему следующее. Электроны в каждой оболочке атома характеризуются орбитальными квантовыми числами l . Это предполагает сохранение численного значения орбитального момента количества движения для каждого электрона. Но закон сохранения момента количества движения справедлив для частицы, движущейся в центрально-симметричном силовом поле, и не имеет места в других случаях. Поле же, в котором движется электрон в атоме, создается ядром и остальными электронами. Оно не обладает сферической симметрией. Даже в случае одного наружного электрона, когда все внутренние оболочки заполнены, сферическая симметрия получается в результате квантовомеханического усреднения. В уравнение же Шредингера, определяющее движение электронов, входит не усредненная потенциальная энергия, а потенциальная энергия, понимаемая классически, как функция координат всех (точечных) электронов (см. § 21, пункт 3).

§ 48. Рентгеновские лучи

1. Рентгеновские лучи в рентгеновских трубках получаются при торможении ускоренных электронов на аноде (в старых трубках — на антикатоде; см. т. III, § 117). Волновые свойства рентгеновских лучей были установлены в 1912 г. Лауз и его сотрудниками Фридрихом (1883—1968) и Книппингом (1883—1935), осуществившими дифракцию этих лучей в кристаллах (см. т. IV, § 61). Еще раньше, в 1905 г., Баркла (1877—1944)

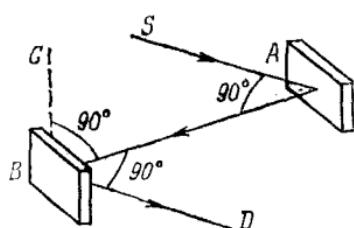


Рис. 86

установил, что если рентгеновские лучи действительно являются волнами, то эти волны должны быть *поперечными*. В опыте Баркла пучок рентгеновских лучей S (рис. 86) рассеивался на теле A . Наличие рассеяния обнаруживалось с помощью ионизационной камеры — рентгеновские лучи, попадая в камеру, производили ионизацию воздуха, делая его проводящим. Рас- сеянное под углом 90° излучение попадало на тело B и вновь рассеивалось. Оказалось, что интенсивность вновь рассеянного излучения в направлении BC , перпендикулярном к плоскости SAB , равна нулю, тогда как в других направлениях, в частности в направлении BD , антипараллельном SA , рассеяние происходило.

Из этого опыта следует, что рентгеновские лучи — это волны, распространяющиеся в поперечном направлении. Их называют *поперечными волнами*.