В результате получается нормальный зеемановский триплет (рис. 217). Такое явление называется эффектом Пашена — Бака. Этот эффект наблюдается, когда магнитное расщепление линий становится больше мультиплетного расщепления.

§ 76. Распределение электронов в атоме по энергетическим уровням

Каждый электрон в атоме движется в первом приближении в центрально-симметричном некулоновском поле. Состояние электрона в этом случае определяется тремя квантовыми числами: n, l и m, физический смысл которых был выяснен в § 70. В связи с существованием спина электрона к указанным квантовым числам нужно добавить квантовое число m_s, которое может принимать значения $\pm 1/2$ и определяет составляющую спина по заданному направлению. В дальнейшем для магнитного квантового числа мы будем вместо m пользоваться обозначением m_l, чтобы подчеркнуть то обстоятельство, что это число определяет составляющую орбитального момента, величина которого дается квантовым числом l.

Таким образом, состояние каждого электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами:

главным n $(n = 1, 2, 3, \ldots)$,
азимутальным l $(l = 0, 1, 2, \ldots, n-1)$,
магнитным m_l $(m_l = -l, \ldots, -1, 0, +1, \ldots, +l)$,
спиновым m_s $(m_s = +1/2, -1/2)$.

Энергия состояния зависит в основном от чисел n и l. Кроме того, имеется слабая зависимость энергии от чисел m_l и m_s, поскольку их значения связаны с взаимной ориентацией моментов $\mathbf{M}_l$ и $\mathbf{M}_s$, от которой зависит величина взаимодействия между орбитальным и собственным магнитными моментами электрона. За некоторыми исключениями, энергия состояния сильнее возрастает с увеличением числа n, чем с увеличением l. Поэтому, как правило, состояние с бо́льшим n обладает, независимо от значения l, большей энергией.

В нормальном (невозбужденном) состоянии атома электроны должны располагаться на самых низких доступных для них энергетических уровнях. Поэтому, казалось бы, в любом атоме в нормальном состоянии все электроны должны находиться в состоянии $1s$ ($n = 1$, $l = 0$), а основные термы всех атомов должны быть типа S-термов ($L = 0$). Опыт, однако, показывает, что это не так.

Объяснение наблюдаемых типов термов заключается в следующем. Согласно одному из законов квантовой механики, называемому **принципом Паули**[1], в одном и том же атоме (или в какой-либо квантовой системе) не может быть двух электронов, обладающих одинаковой совокупностью четырех квантовых чисел: n, l, m_l и m_s. Иными словами, в одном и том же состоянии не могут находиться одновременно два электрона.

Данному n соответствуют, как мы уже знаем, n^2 состояний, отличающихся значениями l и m_l (см. § 69). Квантовое число m_s может принимать два значения: $\pm 1/2$. Поэтому в состояниях с данным значением n могут находиться в атоме не более $2n^2$ электронов:

$n = 1$ могут иметь 2 электрона,
$n = 2$ могут иметь 8 электронов,
$n = 3$ могут иметь 18 электронов,
$n = 4$ могут иметь 32 электрона,
$n = 5$ могут иметь 50 электронов и т. д.

Совокупность электронов, имеющих одинаковые n и l, образует **оболочку**. Совокупность оболочек с одинаковым n образует **группу** или **слой**. В соответствии с значением n слоям дают обозначения, заимствованные из спектроскопии рентгеновских лучей:

n	1	2	3	4	5	6	7	...
Слой	K	L	M	N	O	P	Q	...

Подразделение возможных состояний электрона в атоме на оболочки и слои показано в табл. 5, в которой вместо обозначений $m_s = \pm 1/2$ применены символы: $\uparrow\downarrow$. Оболочки, как указано в таблице, могут обозначаться двумя способами (например, L_1 либо $2s$).

Для полностью заполненной оболочки характерно равенство нулю суммарного орбитального и спинового

[1]) Этот принцип называют также **принципом запрета** или **принципом исключения**. Он справедлив не только для электронов, но и для других частиц с полуцелым спином.

Таблица 5

Слой	n	l	m_l	m_s	Оболочка	Слой	n	l	m_l	m_s	Оболочка
K	1	0	0	↑↓	K (1s)	N	4	0	0	↑↓	N_1 (4s)
L	2	0	0	↑↓	L_1 (2s)			1	−1 0 +1	↑↓ ↑↓ ↑↓	N_2 (4p)
		1	−1 0 +1	↑↓ ↑↓ ↑↓	L_2 (2p)			2	−2 −1 0 +1 +2	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	N_3 (4d)
M	3	0	0	↑↓	M_1 (3s)			3	−3 −2 −1 0 +1 +2 +3	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	N_4 (4f)
		1	−1 0 +1	↑↓ ↑↓ ↑↓	M_2 (3p)						
		2	−2 −1 0 +1 +2	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	M_3 (3d)						

моментов ($L = 0$; $S = 0$). Следовательно, момент количества движения такой оболочки равен нулю ($J = 0$.) Убедимся в этом на примере $3d$-оболочки. Спины всех десяти электронов, входящих в эту оболочку, попарно компенсируют друг друга, вследствие чего $S = 0$. Квантовое число проекции результирующего орбитального момента M_L этой оболочки на ось z имеет единственное значение $m_L = \sum m_l = 0$. Следовательно, L также равно нулю.

Таким образом, при определении L и S атома заполненные оболочки можно не принимать во внимание.

§ 77. Периодическая система элементов Менделеева

Принцип Паули дает объяснение периодической повторяемости свойств атомов. Проследим построение периодической системы элементов Д. И. Менделеева. Начнем с атома с $Z = 1$, имеющего один электрон. Каждый последующий атом будем получать, увеличивая заряд ядра предыдущего атома на единицу и добавляя к нему один электрон, который мы будем