

Figura 1.7

Esta adsorción (o emisión) discontinua de la radiación por parte del hidrógeno no podía ser justificada por la teoría clásica siendo de nuevo la cuantización de Planck la que resuelve el problema. Así, la ecuación (1.12) nos permite obtener la posición de las líneas espectrales en consonancia con las ecuaciones empíricas disponibles (por ejemplo, la ecuación de Balmer) así como de otras líneas no visualizadas por caer fuera de zona visible (4200-7000 Å) del espectro de radiación electromagnética.

Si analizamos el espectro completo de emisión del átomo de hidrógeno y lo relacionamos con un diagrama de niveles de energía, vemos que las líneas aparecen agrupadas, perteneciendo al mismo grupo (serie espectral) todas aquellas que proceden de transiciones  $n_i \rightarrow n_j$  con un mismo nivel de llegada ( $n_j$  constante). Las líneas de cada serie se van juntado a medida que aumenta el número de onda, por lo que llegará un valor a partir del cual las líneas se superpondrán, lo que se conoce como continuo de esa serie. Así, por ejemplo, la serie de Balmer está formada por líneas que aparecen en la zona visible y ultravioleta del espectro electromagnético y que proceden de transiciones entre niveles con  $n_j = 2$  y  $n_i = 3, 4, \dots, \infty$ . Otros transiciones a  $n_j \neq 2$  conducirán a las diferentes series espectrales del hidrógeno dadas en la tabla 1.3.

Tabla 1.3

Serie	Fecha	$n_j$	$n_i$	zona espectro
Lyman	1906	1	2, 3, 4,..	UV
Balmer	1885	2	3, 4, 5,..	UV-Visible
Paschen	1908	3	4, 5, 6,..	IR cercano
Brackett	1922	4	5, 6, 7,..	IR medio
Pfund	1924	5	6, 7, 8,..	IR lejano

Una propiedad importante que se extrae del análisis del espectro del hidrógeno es el *potencial de ionización*, que se define como la energía necesaria para arrancarle ( $n_j = \infty$ ) el electrón al hidrógeno en su estado fundamental ( $n_i = 1$ ), el cual coincide con el continuo de la serie de Lyman y adquiere el valor de la constante de Rydberg.

La sencillez del modelo de Bóhr y los buenos resultados que proporciona para la posición de las líneas espectrales del hidrógeno y para los valores de la constante de Rydberg ( $R_H = 109678 \text{ cm}^{-1}$ ) y del potencial de ionización ( $I = 13.59 \text{ eV}$ ), hace que este modelo sea bastante utilizado en el estudio de la estructura atómica del hidrógeno. No obstante, está aún lejos de representar correctamente a todos los átomos. Así, el modelo de Bóhr falla cuando se estudia el espectro de átomos polielectrónicos o se intenta explicar el desdoblamiento que experimentan las líneas espectrales al aplicar un

campo magnético externo (efecto Zeeman) y la intensidad de dichas líneas espectrales. Por consiguiente será necesario utilizar otra mecánica de trabajo que, basándose en la cuantización de Planck, nos permita describir mejor la estructura de los átomos y moléculas.

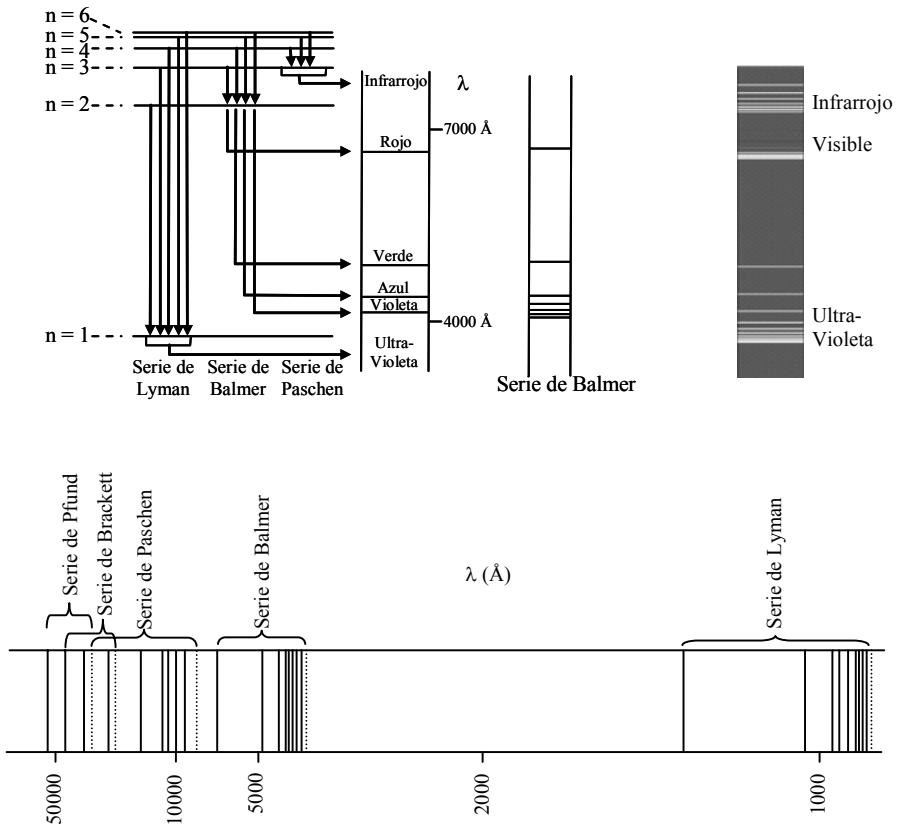


Figura 1.8

**Ejercicio 1.4.** Se ha determinado experimentalmente que la segunda línea de la serie de Lyman del espectro de emisión del hidrógeno está situada a  $97492 \text{ cm}^{-1}$ . a) Verifique este valor usando las expresiones derivadas del modelo de Bohr, b) calcule las energías (en u.a.) de las órbitas implicadas en el tránsito, y c) ¿a qué distancia (en  $\text{\AA}$ ) del núcleo se encuentra el electrón antes del tránsito?