

átomos, no se observan armónicas de ninguna clase, por lo que estamos aún lejos de justificar las series espectrales encontradas experimentalmente.

Espectros atómicos. Series espectrales del átomo de hidrógeno

Aunque el modelo de Rutherford proporciona una explicación satisfactoria de los procesos de dispersión de partículas α , no está de acuerdo con los resultados espectrales experimentales, según hemos dicho. Vamos a continuación a conocer cuales eran estos resultados.

En la figura se indica un dispositivo que se emplea para determinar los espectros atómicos.

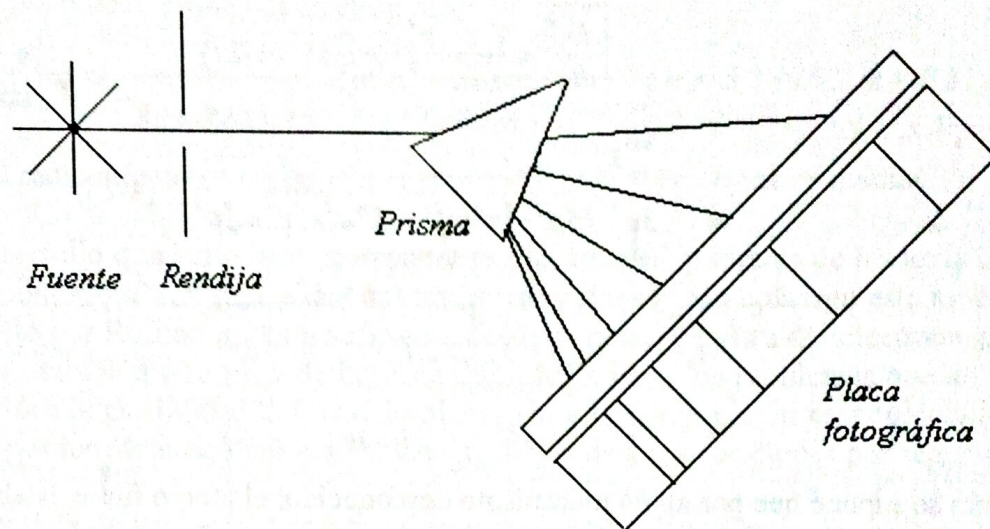


Figura 6 Espectrómetro de prisma

La fuente consiste de un gas monoatómico que es excitado mediante una descarga eléctrica. Al regresar al estado normal, los átomos ceden el exceso de energía emitiendo radiación electromagnética, la que es colimada en una rendija, pasa por un prisma o red de difracción separándose en sus componentes espectrales y se registra en una placa fotográfica. En contraste con el espectro continuo de la radiación electromagnética emitida por los sólidos (radiación térmica), la radiación electromagnética de los átomos libres contiene sólo ciertas longitudes de onda. Cada una de estas componentes se denomina línea espectral, debido a la línea que produce en la placa fotográfica, cuando la luz se difracta en una rendija..

Al estudiar el espectro producido por distintos tipos de átomos, se observa que cada uno de ellos es diferente o sea que es característico de cada tipo de átomo. Esto es de gran importancia práctica pues permite el análisis químico a partir de la espectroscopia.

El espectro del hidrógeno es relativamente sencillo. En la figura 7 se muestra la parte de espectro que se halla aproximadamente en la región visible (luz visible).

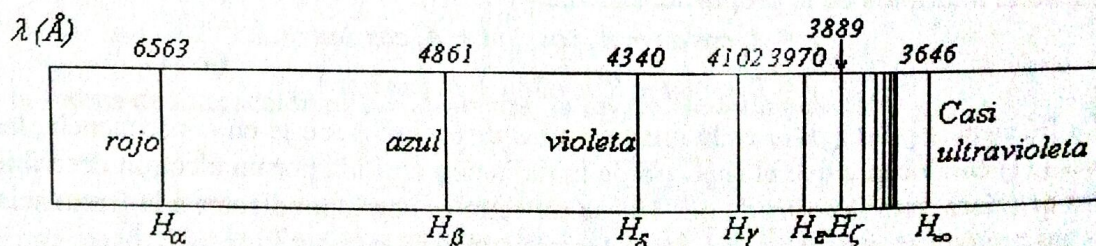


Figura 7 Espectro del hidrógeno

Se observa que las longitudes de onda de las líneas espectrales se aproximan al disminuir la longitud de onda. La serie de líneas converge hacia el límite de la serie que se encuentra en 3646\AA .

La regularidad del espectro llevó a varias personas a buscar una fórmula empírica que representase la longitud de onda de las líneas. Balmer, en 1885, halló la siguiente fórmula.

$$\lambda = 3646 \frac{n^2}{n^2 - 4} \dots n = 3, 4, 5, 6 \dots \quad (4-32)$$

Siendo $n = 3$ para H_α , $n = 4$ para H_β , $n = 5$ para H_γ , etc. Predecía las longitudes de onda con una precisión del 0,1%. Este resultado inició la búsqueda de fórmulas empíricas aplicables a series de líneas. Gran parte de esta teoría fue realizada por Rydberg (1890) quién utilizó el número de onda $k = 1/\lambda$. En función de esta cantidad, la fórmula de Balmer queda:

$$k = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, 5, 6 \dots \quad (4-33)$$

R_H se denomina constante de Rydberg para el hidrógeno. Su valor es:

$$R_H = 109677,576 \pm 0,012 \text{ cm}^{-1} \quad (4-34)$$

Que es un valor obtenido con una gran precisión.

Se encontraron fórmulas de este tipo para distintas series del espectro del hidrógeno.

$$\text{Lyman (ultravioleta)} \quad k = R_H \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 2, 3, 4, 5 \dots \quad (4-35)$$

$$\text{Balmer (casi ultravioleta y visible)} \quad k = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, 5, 6 \dots \quad (4-36)$$

$$\text{Paschen (infrarrojo)} \quad k = R_H \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 4, 5, 6, 7 \dots \quad (4-37)$$

$$\text{Brackett (infrarrojo)} \quad k = R_H \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 5, 6, 7, 8 \dots \quad (4-38)$$

$$\text{Pfund (infrarrojo)} \quad k = R_H \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 6, 7, 8, 9 \dots \quad (4-39)$$

También se estudiaron los espectros alcalinos, la estructura general es:

$$k = R \left[\frac{1}{(m-a)^2} - \frac{1}{(n-b)^2} \right] \quad (4-40)$$

Siendo R la constante de Rydberg para el elemento, a y b constantes, m es un entero que depende de la serie y n es un entero variable. El valor de R es el mismo para todos los elementos dentro del 0,05% y se observa un pequeño incremento al aumentar el peso atómico.

Este es el espectro de emisión. El espectro de absorción puede verse con un dispositivo similar, salvo que se utiliza una fuente de espectro continuo y entre la fuente y el prisma se coloca un recipiente de vidrio que contiene el gas a investigar. En este caso se observa en la placa fotográfica el espectro continuo excepto algunas líneas que han sido suprimidas y que han sido absorbidas por los átomos del gas en el recipiente. Se observa que a cada línea del espectro de absorción le corresponde una en el espectro de emisión.

Modelo de Bohr

En 1913 Bohr propuso una teoría que concordaba cuantitativamente con los datos espec-