

# DESARROLLO DEL MODELO DE BOHR

Bohr (1885 - 1952), trabajando en equipo con Rutherford, se planteó el problema de la estabilidad del átomo y recurrió a una teoría que apenas comenzaba a ser conocida sobre *la naturaleza cuántica de las radiaciones*. En el año 1900 Plank (1858-1947) había formulado la hipótesis de que la energía que puede absorber o emitir la materia en forma de radiación electromagnética es siempre múltiplo de una cantidad a la que llamó "quantum" o "cuanto de energía" (posteriormente llamado **fotón**). En 1905 Einstein dio un paso más en la hipótesis de Planck y planteó que los "cuantos" de energía no se han de considerar sólo cuando un cuerpo absorbe o emite radiación electromagnética, sino que constituyen la propia radiación (es decir, la luz) cuando ésta se propaga. Operativamente, la ley de Planck-Einstein dice que la energía de un "quantum" es  $E = h \cdot n$ , siendo  $n$  la frecuencia de la radiación luminosa y  $h$  una constante universal llamada constante de Plank ( $h = 6.63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ).

Bohr tuvo el acierto de aplicar esta ley al átomo de Rutherford, modificándolo para que pudiera acomodarse a los hechos experimentales relativos a la emisión de luz. En 1913 publicó un trabajo denominado "*Sobre la constitución de átomos y moléculas*", donde desarrolló su propuesta para un nuevo modelo atómico. Dicha propuesta se puede derivar de los siguientes postulados:

I. El electrón gira en torno al núcleo del átomo en una órbita circular. Las órbitas electrónicas son estacionarias y el electrón cuando se mueve en ellas, no radia energía.



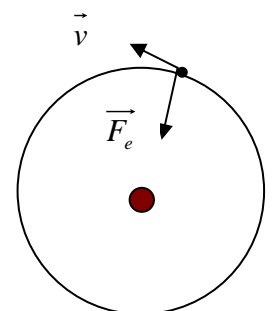
II. El impulso angular del electrón,  $\mathbf{L}$  [ $\mathbf{L} = \mathbf{r} \times \mathbf{p} = \mathbf{r} \times (m \cdot \mathbf{v})$ ], lo que, para una órbita circular, es  $L = r m v$  ] está cuantizado, lo que significa que de las infinitas órbitas que podría tener, sólo son posibles las que cumplen que el impulso angular es un múltiplo entero de  $h/2\pi$  ( $h$  es la constante de Plank).

III. Cuando un electrón "cae" desde una órbita superior, de energía  $E_2$ , a otra inferior, de energía  $E_1$ , la energía liberada se emite en forma de radiación. La frecuencia ( $\nu$ ) de la radiación viene dada por la expresión:  $E_2 - E_1 = h\nu$ .

## DETERMINACIÓN DE LAS ÓRBITAS PERMITIDAS PARA ÁTOMOS CON UN SOLO ELECTRÓN

De acuerdo con el primer postulado dicho electrón gira alrededor del núcleo en una órbita circular estacionaria. En ella, la fuerza de atracción electrostática que ejerce el núcleo sobre el electrón tiene que ser igual al producto de su masa por su aceleración (centrípeta).

$$F_e = \frac{Ke^2}{r^2} = \frac{m_e v^2}{r} \quad [1]$$



Además, de acuerdo con el segundo postulado, las órbitas permitidas son aquellas para las que el impulso angular del electrón se relaciona con un número,  $n$ , que indica el estado de energía:

$$mv_e r = n \frac{h}{2\pi} \quad (n=0, 1, 2, \dots) \quad [2]$$

Combinando las ecuaciones [1] y [2], se obtienen la siguiente expresión del radio,  $r$ , de las órbitas permitidas:

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 e^2 K m_e} n^2 \quad (n=0, 1, 2, \dots) \quad [3]$$

Esta expresión manifiesta el carácter cuantizado de las órbitas electrónicas. Sólo son posibles aquellas que tienen los valores del radio que calcula la ecuación en función del valor del número,  $n$ , o número cuántico principal ( $n=1,2,3..$ )

## DETERMINACIÓN DE LOS ESTADOS DE ENERGÍA PERMITIDOS

La energía total del electrón, es la suma de su energía cinética más potencial eléctrica:

$$E_c = \frac{m_e v_e^2}{2} \quad E_p = -\frac{ke^2}{r} \quad [4]$$

Al sumar los dos tipos de energía [4], teniendo en cuenta la ecuación [1], se obtiene la siguiente expresión de la energía total del electrón en su órbita:

$$E = E_c + E_p = -\frac{Ke^2}{2r} \quad [5]$$

Sustituimos ahora el radio por el valor hallado en [3], para obtener las energías permitidas para el electrón:

$$E = -\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^2} \frac{1}{n^2} \quad (n=0, 1, 2, \dots) \quad [6]$$

Expresión que indica que sólo están permitidos al electrón determinados estados de energía, cuyo valor depende, como ocurre con los radios de las órbitas, del número cuántico principal,  $n$ .

## DEDUCCIÓN DE LA LEY DE BALMER-RYDBERG DE LOS ESPECTROS ATÓMICOS

A finales del siglo XIX bastantes científicos buscaron regularidades en los espectros de emisión de los átomos, como paso previo necesario a una posible interpretación de los mismos. En 1885 Balmer (1825 - 1898) encontró una fórmula empírica que relaciona las longitudes de onda de las líneas de emisión del hidrógeno. Cuando dio a conocer esa fórmula, Balmer sugirió que quizá fuera un caso especial de otra más general aplicable a otras series de líneas en otros elementos. Rydberg (1854 - 1919) inició entonces la búsqueda de una fórmula con esas características y en 1889, a partir de la gran cantidad de datos disponibles, encontró varias series espectrales que encajaban en la siguiente fórmula empírica, que demostró que era equivalente a la fórmula de Balmer.

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

En esta fórmula de Balmer-Rydberg,  $\lambda$  es la longitud de onda de la raya espectral,  $n_i$  y  $n_f$  son, respectivamente, dos números que indican los estados inicial y final de energía del electrón, y  $R_H$  es la constante de Rydberg. Aunque no da ninguna explicación del fenómeno estudiado, la fórmula de Balmer-Rydberg generó mucha atención en la Comunidad Científica porque se ajustaba muy bien a los datos experimentales y daba la posibilidad de predecir la existencia de nuevas líneas, aún no conocidas. Utilizando dicha fórmula se estableció la existencia de cinco series espectrales para el hidrógeno.

Para deducir la fórmula de Balmer-Rydberg desde el modelo de Bohr, recordamos que, según el tercer postulado, la diferencia entre las energías de dos órbitas electrónicas permitidas  $E_2 - E_1$  es igual a la energía de un fotón de frecuencia  $\nu$  que el electrón absorbe si "salta" a una órbita más alejada o emite si "cae" a una órbita más próxima:

$$E_2 - E_1 = h\nu \quad [1]$$

Por tanto, habiendo obtenido la expresión que proporciona los valores posibles de la energía del electrón en un átomo:

$$E = -\frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{h^2} \frac{1}{n^2} \quad (n = 0, 1, 2, \dots) \quad [2]$$

Basta tener en cuenta la relación entre la frecuencia y la longitud de onda de la luz ( $c = \lambda \cdot \nu$ ) para deducir la siguiente expresión, que proporciona las longitudes de onda que el átomo puede emitir o absorber.

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{ch^3} \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Para comprobar que la expresión obtenida coincide con la ley empírica de Balmer-Rydberg hay que calcular el valor de la constante:

$$R_H = \frac{2\pi^2 K^2 e^4 m_e}{ch^3}$$

Se obtiene  $R_H = 1.09 \cdot 10^7 m$ , que coincide con el valor experimental.

En la Web de Departamento (<http://intercentres.edu.gva.es/iesleonardodavinci/Fisica/fisica.htm>), se pueden ampliar estos desarrollos y acceder a una animación informática sobre las series espectrales del átomo de Hidrógeno.