

Max Plank determina que para la luz $\Delta E = h \nu$
 donde ν es la frecuencia de la luz y h es la constante de Plank $h = 6.62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$

En 1913 Niels [Bohr](#), desarrolló su modelo atómico de acuerdo a cuatro postulados fundamentales:

1. Los electrones orbitan el átomo en órbitas circulares a las que corresponden niveles discretos y cuantizados de energía. Por tanto, no todas las órbitas están permitidas, tan sólo un número finito de éstas.
2. Los electrones pueden saltar de un nivel electrónico a otro sin pasar por estados intermedios.
3. El salto de un electrón de un nivel cuántico a otro implica la emisión o absorción de un único cuanto de luz (fotón) cuya energía corresponde a la diferencia de energía entre ambas órbitas.
4. Las órbitas permitidas tienen valores discretos o cuantizados del momento angular orbital L de acuerdo con la siguiente ecuación: $L = n \frac{h}{2\pi}$

Postulado 1: los electrones giran en órbitas estables alrededor del núcleo sin absorber o emitir energía radiante.

Por tanto, la fuerza electromagnética actúa como centrípeta:

$$F_e = \frac{K_e q q'}{r^2} \quad \text{como } q = \text{carga del electrón } e^-, \text{ queda} \quad F_e = K_e \frac{e^2}{r^2}$$

La fuerza centrípeta será $F_c = \frac{m v^2}{r}$ donde m es la masa del electrón m_e

Igualándolas: $K_e \frac{e^2}{r^2} = \frac{m_e v^2}{r}$ y despejando $r = \frac{K_e e^2}{m_e v^2}$

Postulado 4: Sólo son posibles las órbitas en que el momento angular es múltiplo de $h/2\pi$

Para órbitas circulares el momento angular $L = r p = r m v$

Si debe ser múltiplo de $h/2\pi$ y la masa de lo que gira es la masa del electrón, m_e , entonces:

$$L = n \frac{h}{2\pi} \quad \text{y por tanto, } L = r m_e v = n \frac{h}{2\pi}$$

Despejando v tenemos: $v = n \frac{h}{2 \pi r m_e} = n \frac{\hbar}{r m_e} \quad v^2 = n^2 \frac{\hbar^2}{r^2 m_e^2}$

Como el postulado 1 implica que $r = \frac{K_e e^2}{m v^2}$

sustituimos v^2 en esta expresión: $r = \frac{K_e e^2 r^2 m_e^2}{m_e n^2 \hbar^2}$ y despejando $r = n^2 \frac{\hbar^2}{K_e e^2 m_e} = a n^2$

Cuando $n=1$, $r = 0.0529 \text{ nm}$, el radio de Bohr

Postulado 3: Al saltar de órbita, absorbe o emite energía según los cuantos de Plank.

Es decir, el incremento de energía será $\Delta E = h \nu$

Para un electrón, la energía total es $E = E_c + E_p = \frac{1}{2} m_e v^2 - K_e \frac{e^2}{r}$

Pero en el postulado 1 hemos visto que $K_e \frac{e^2}{r^2} = \frac{m_e v^2}{r}$ luego $m_e v^2 = K_e \frac{e^2}{r}$ y por tanto

$E = \frac{1}{2} K_e \frac{e^2}{r} - K_e \frac{e^2}{r} = -K_e \frac{e^2}{2r}$ y si sustituimos el radio del postulado 2:

$r = n^2 \frac{\hbar^2}{K_e e^2 m_e} = a n^2$ tenemos que

$$E = -K_e \frac{e^2}{2r} = -K_e \frac{e^2 K_e e^2 m_e}{2 n^2 \hbar^2} = -K_e^2 \frac{m_e e^4}{2 \hbar^2} \frac{1}{n^2} = -b \frac{1}{n^2}$$

Si un electrón salta entre dos órbitas de números cuánticos n_1 y n_2 , la energía emitida o absorbida será:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = \frac{-K_e^2 m_e e^4}{2 \hbar^2} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = \frac{K_e^2 m_e e^4}{2 \hbar^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = h \nu$$

Este resultado coincidía con el que los espectroscopistas habían encontrado en los espectros del hidrógeno ya que, como para la luz su velocidad c es $c = \lambda \nu$, podemos escribir:

$$1/\lambda = \nu/c = \frac{K_e^2 m_e e^4}{2 \hbar^2 c h} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ donde } R \text{ es la constante de Rydberg}$$