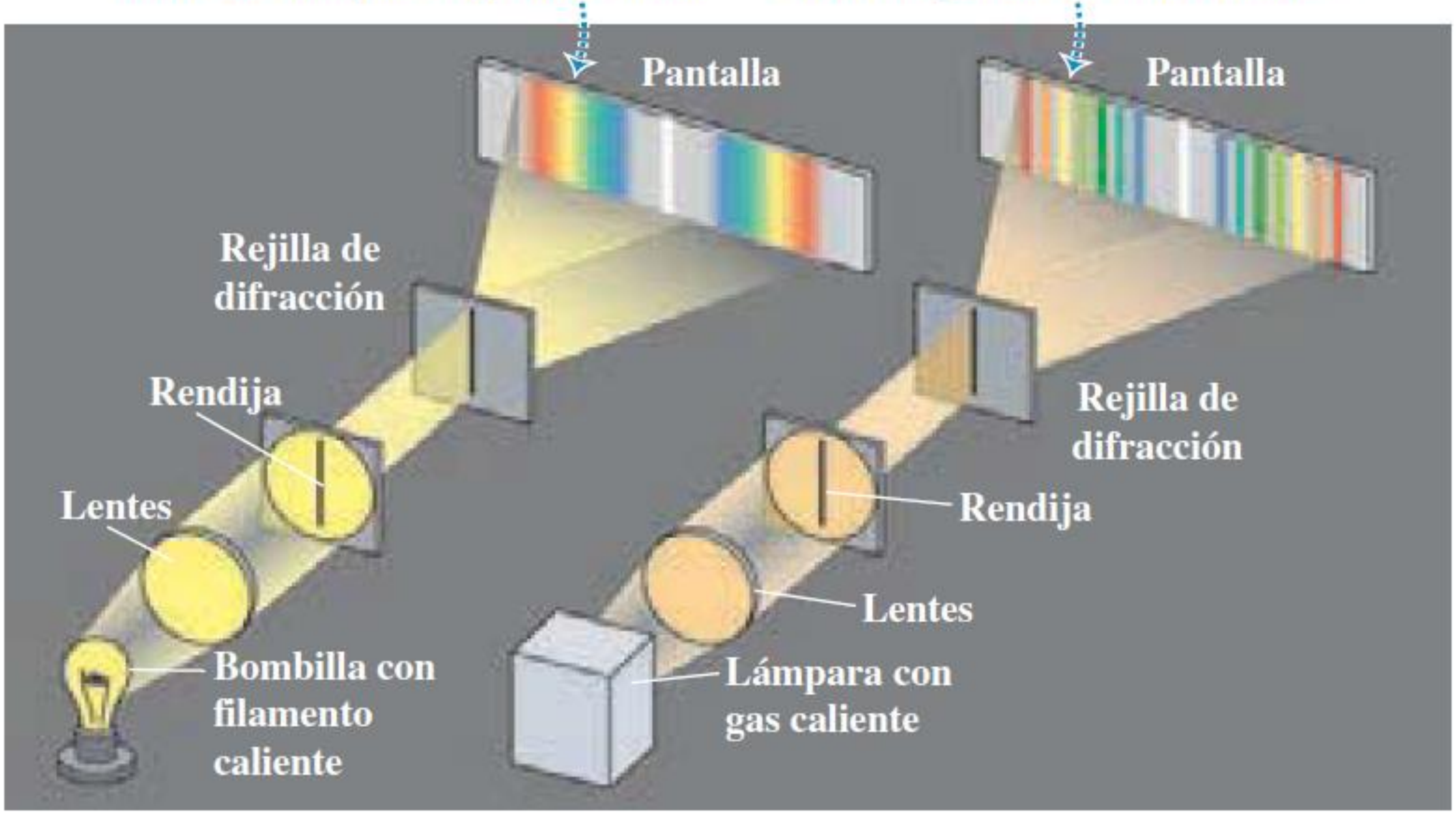
Espectro atómico

a) Espectro continuo: está presente la luz de cualquier longitud de onda.

b) Espectro de líneas: sólo están presentes ciertas longitudes de onda discretas.



El espectro del hidrógeno

Serie de BALMER

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$$

$$R = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Si $n = 3$ en la ecuación

$$\frac{1}{\lambda} = (1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1})\left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9}\right) \quad \text{o bien} \quad \lambda = 656.3 \text{ nm}$$

obtenemos la longitud de onda de la línea H_α:

El espectro del hidrógeno

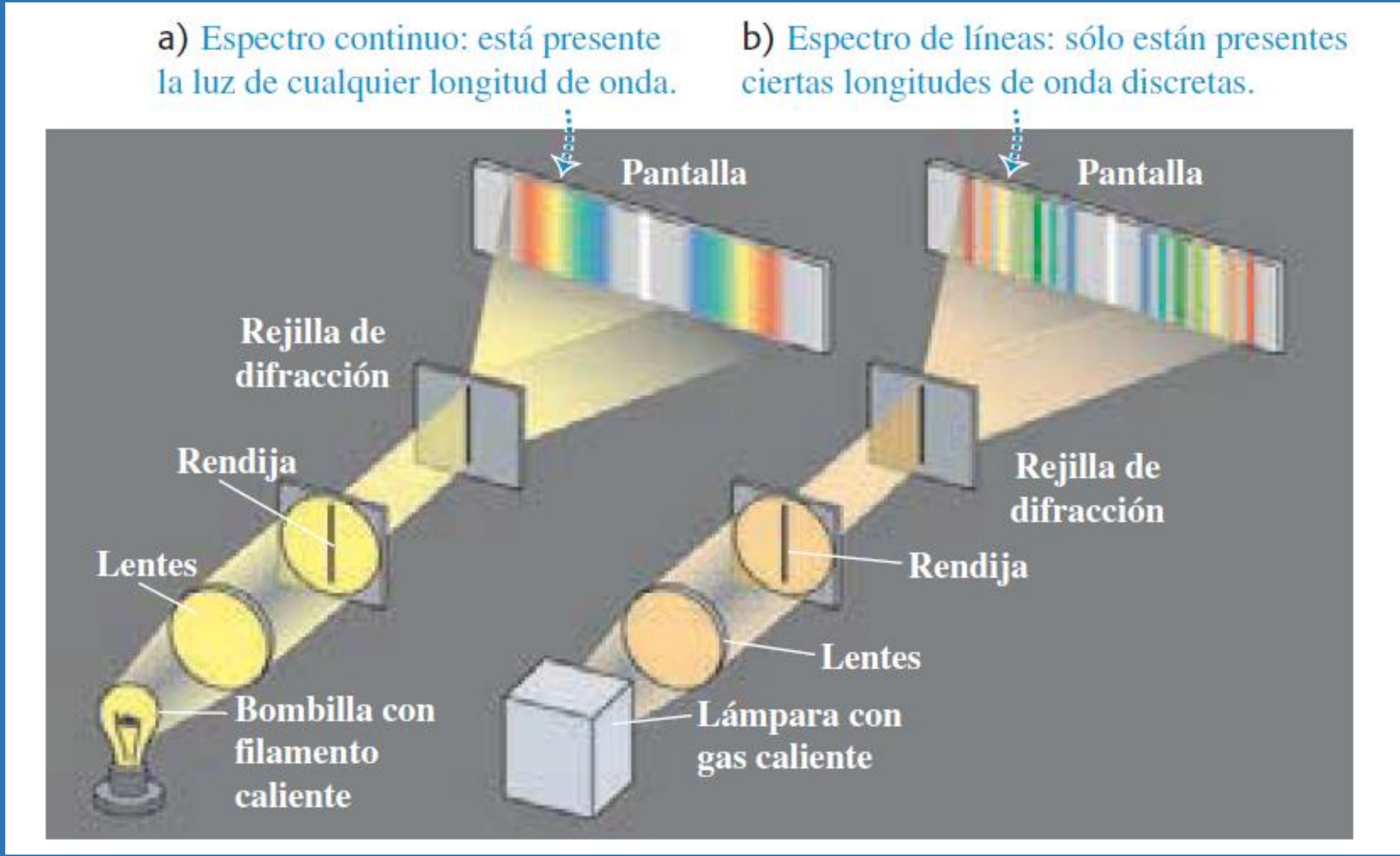
Serie de Lyman: $$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2}\right) \qquad (n = 2, 3, 4, \ldots)$$

Serie de Paschen: $$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2}\right) \qquad (n = 4, 5, 6, \ldots)$$

Serie de Brackett: $$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2}\right) \qquad (n = 5, 6, 7, \ldots)$$

Serie de Pfund: $$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2}\right) \qquad (n = 6, 7, 8, \ldots)$$

Espectro atómico



Niels Bohr, comprendió este hecho , con dos ideas fundamentales:

- Fotón
- Niveles de energía

SUPOCISIONES DE Bohr:

1) Cada átomo tiene un conjunto de niveles de energía posibles.

2) un átomo puede hacer una *transición* de un nivel de energía a uno de menor energía, al emitir un fotón cuya energía es igual a la *diferencia* de energía entre los niveles inicial y final

$$hf = \frac{hc}{\lambda} = E_i - E_f \qquad \text{(energía del fotón emitido)}$$

Espectro atómico

$$hf = \frac{hc}{\lambda} = E_i - E_f \qquad \text{(energía del fotón emitido)}$$

Bohr

$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right)$$

Balmer

$hc \times \ldots$

$$E = \frac{hc}{\lambda} = hcR\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) = \frac{hcR}{2^2} - \frac{hcR}{n^2}$$

E_f

E_0

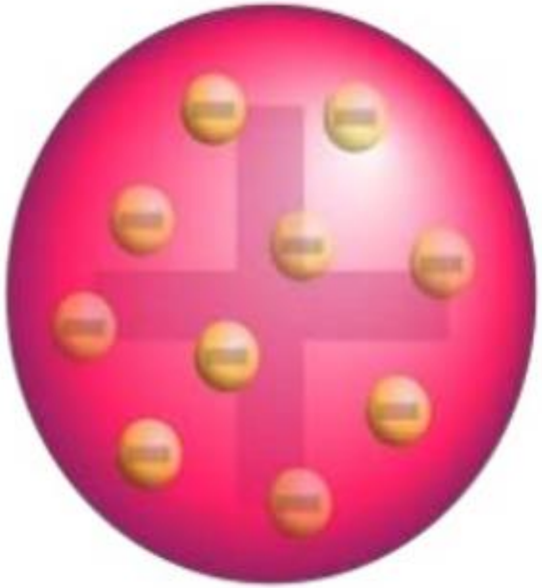
Espectro atómico

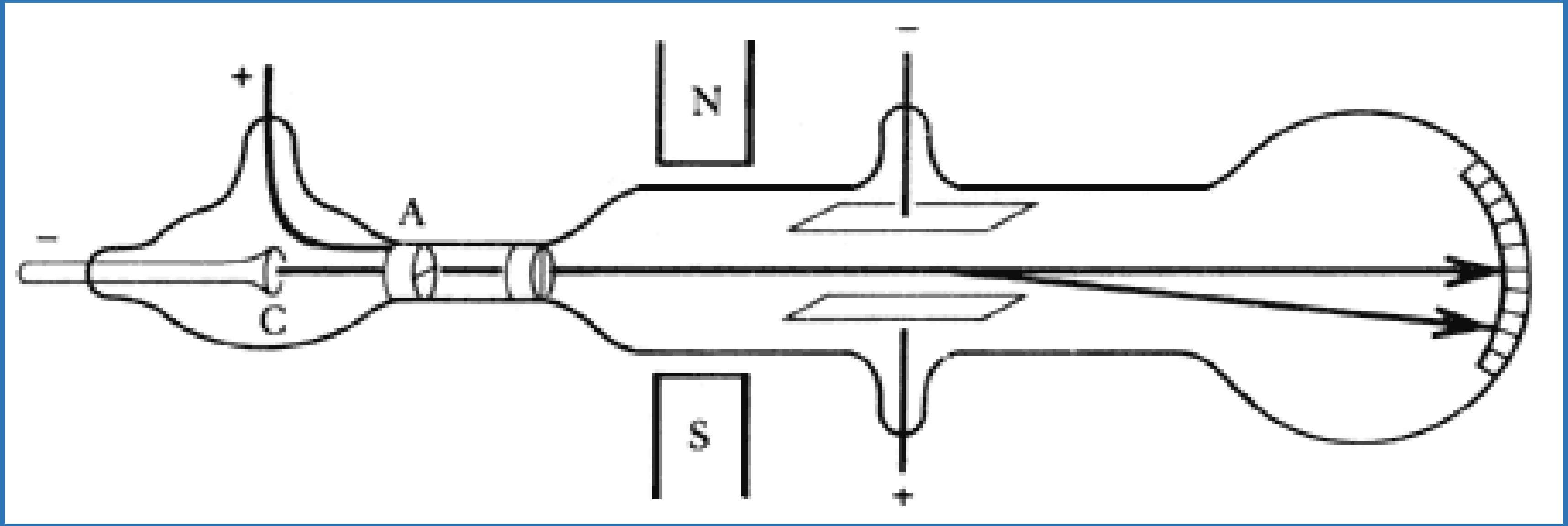
Pareciera nomás que........

NIVELES DE ENERGÍA DEL ATOMO DE HIDROGENO

$$E_n = -\frac{hcR}{n^2} \qquad (n = 1, 2, 3, 4, \ldots)$$

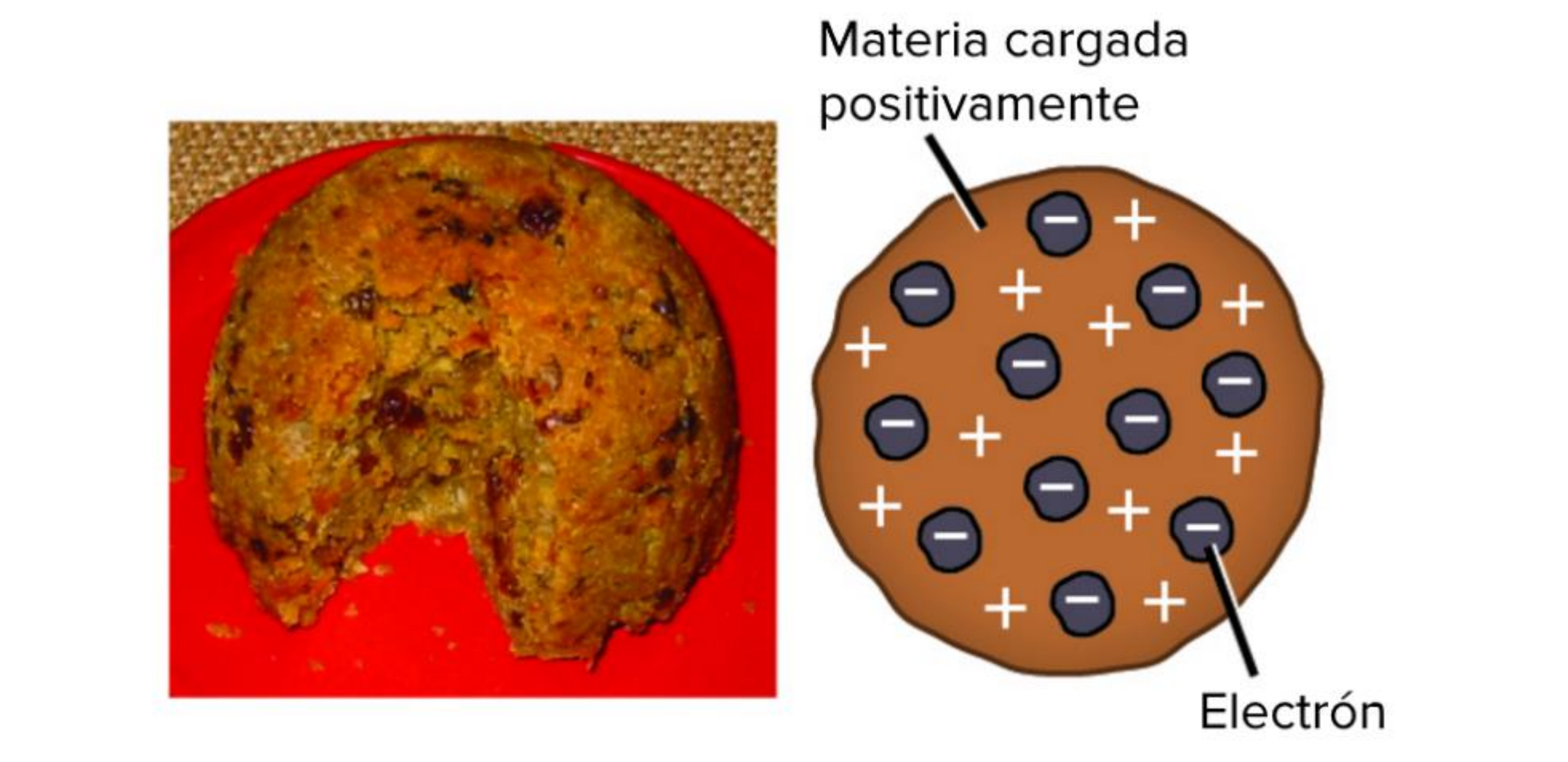
Modelo atómico de Thomson (1904)



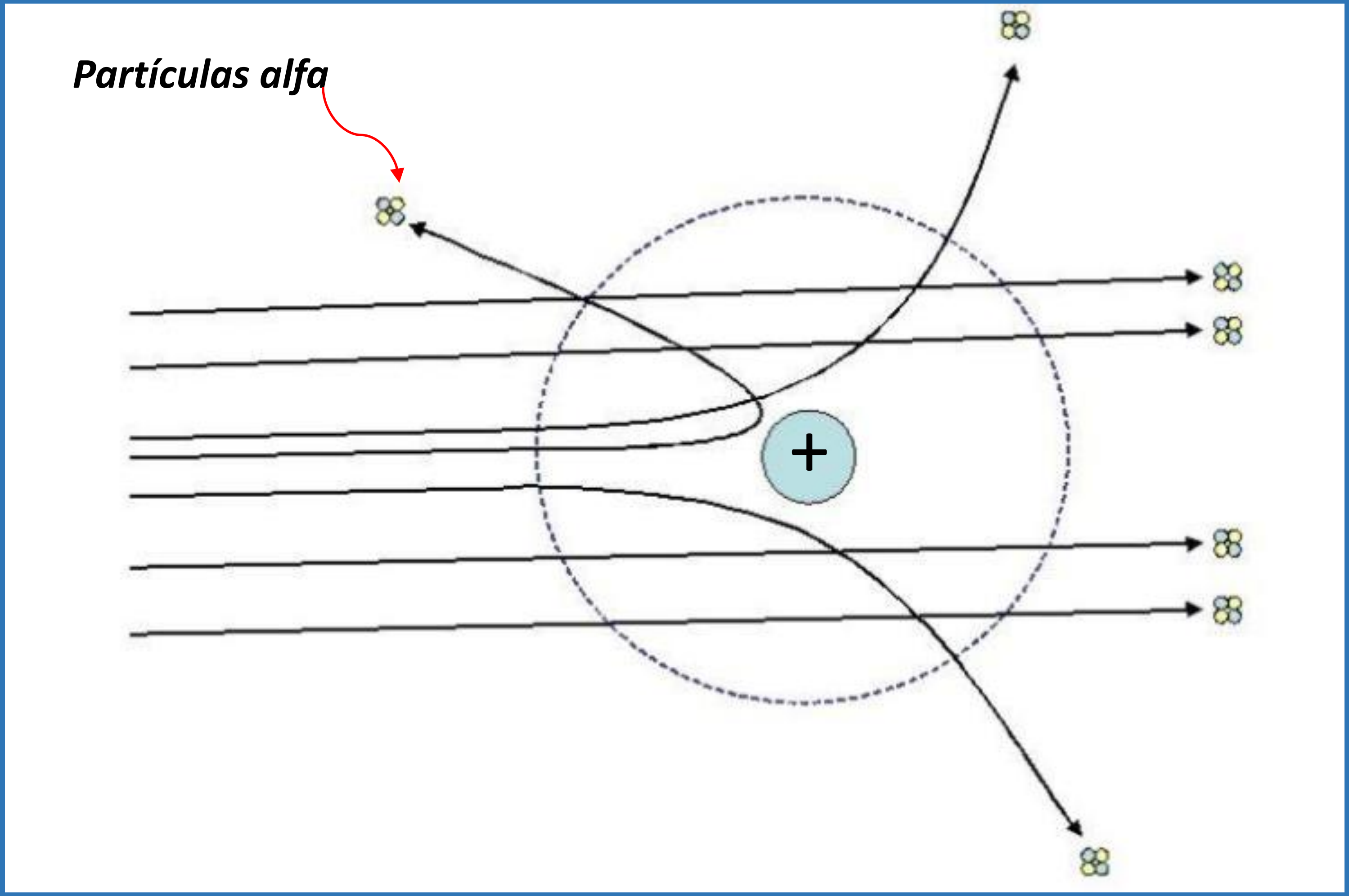


+
−
A
C
N
S
−
+

El modelo del budín de pasas (1904)

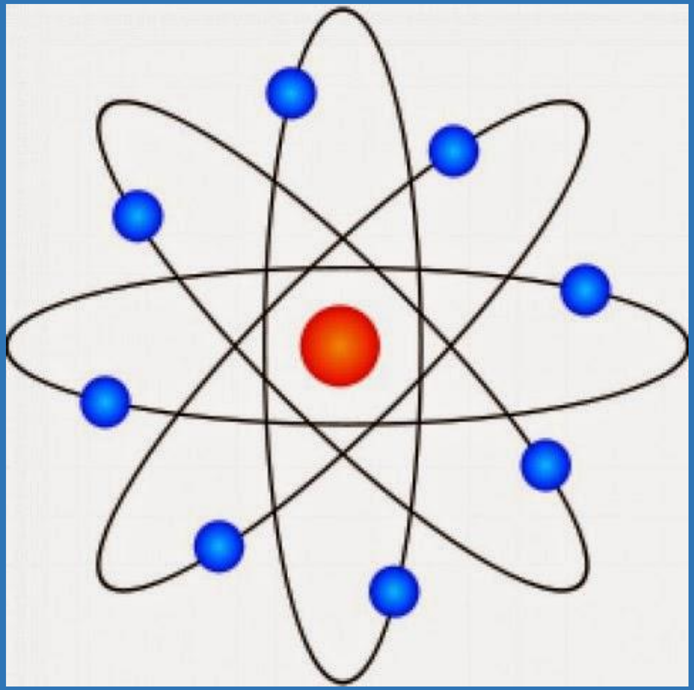


Modelo Atómico de Rutherford (1911)

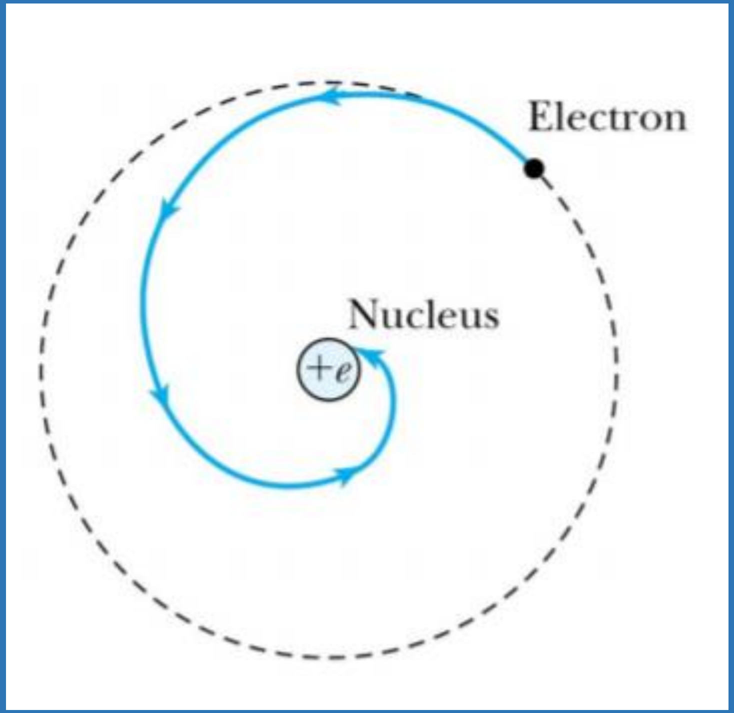


Modelo Atómico de Rutherford (1911)

MODELO PLANETARIO



Colapso atómico



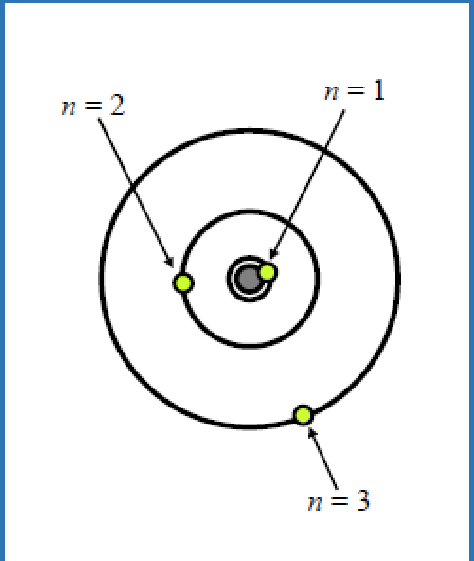
Modelo Atómico de Bohr (1913)

Suposiciones generales de Bohr

1. Los electrones se mueven en trayectorias circulares bajo la influencia de la fuerza de Coulomb

2. Estados estacionarios, en los cuales los electrones no irradian energía.
Tienen energías bien definidas. Pueden ocurrir transiciones, dando energía: $E = E_f - E_0$

3. El momento angular del estado n es: $L = n\hbar$



Modelo Atómico de Bohr (1913)

El momento angular es:

$$L = m\text{v}r = n\hbar$$

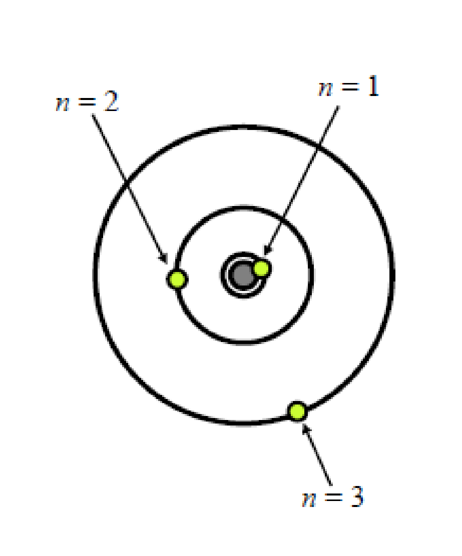
Por lo tanto la velocidad es: $\text{v} = n\hbar / mr$

Pero: $\text{v} = \dfrac{e}{\sqrt{4\pi\varepsilon_0 mr}}$

Por lo tanto: $\dfrac{n^2\hbar^2}{m^2 r^2} = \dfrac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 mr}$

Resolviendo para r_n: $\boxed{r_n = n^2 a_0}$

donde: $\boxed{a_0 \equiv \dfrac{4\pi\varepsilon_0\hbar^2}{me^2}}$



Modelo Atómico de Bohr (1913)

Energías del átomo de hidrógeno

$$E = EC + EP = \frac{1}{2} m\mathrm{v}^2 + \frac{-e^2}{4\pi\varepsilon_0 r}$$

$$\mathrm{v} = \frac{e}{\sqrt{4\pi\varepsilon_0 m r}}$$

$$E = \frac{e^2}{8\pi\varepsilon_0 r} - \frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r} \Rightarrow \boxed{E = -\frac{e^2}{8\pi\varepsilon_0 r}}$$

$$\boxed{r_n = n^2 a_0}$$

Bohr - Balmer

$$E_n = -\frac{hcR}{n^2}$$

LIMITACIONES
Modelo Atómico de Bohr

Funciona solo para átomos de un solo electrón (“hidrogenoides”).

No puede explicar el enlace de átomos en las moléculas