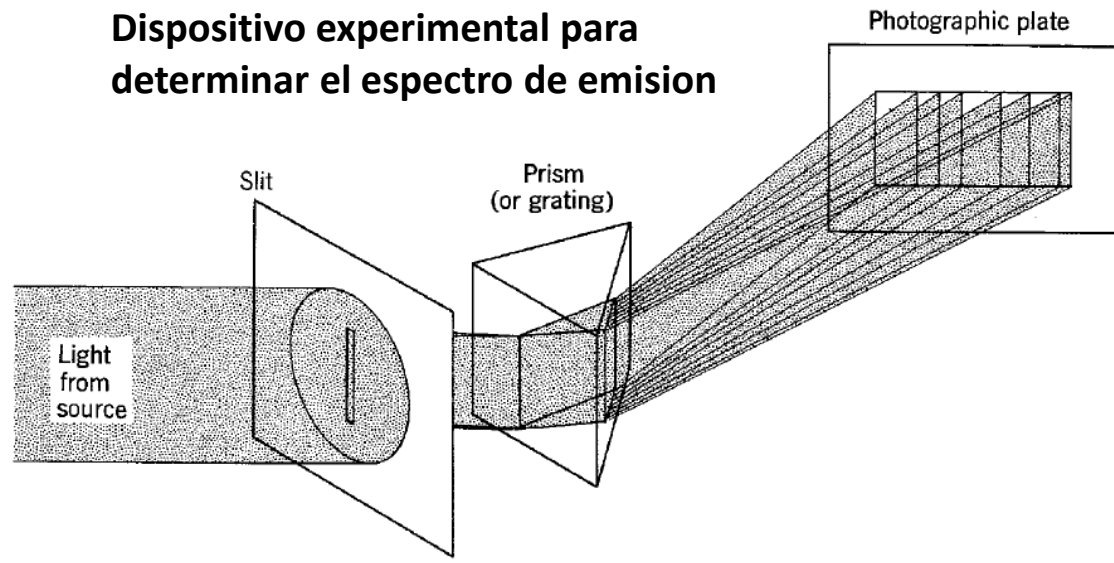


# Espectros de emisión de luz en gases

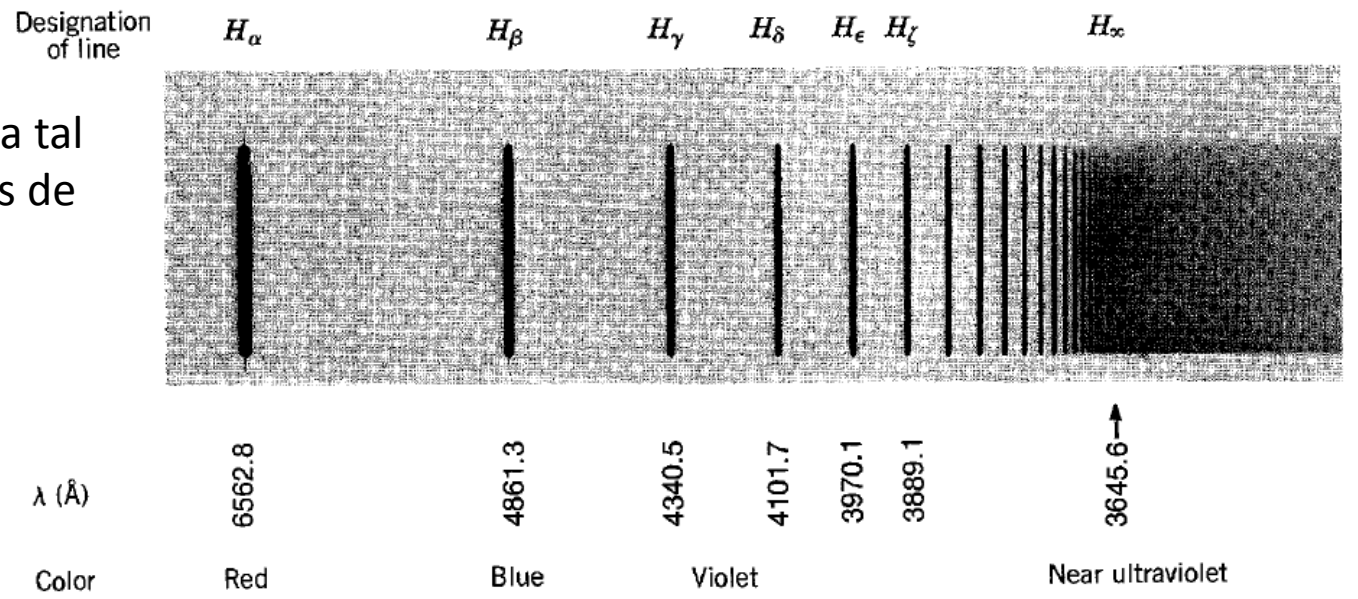
-Contrario a lo que ocurre con un sólido o un líquido, un **gas caliente** emite en determinadas longitudes de onda: el **espectro** esta formado por líneas brillantes bien **definidas**.

-Además se observa el mismo espectro de líneas en el caso de absorción de luz por gases (el espectro se puede determinar con un dispositivo similar).

-Estos espectros son característicos de cada gas, de forma tal que pueden ser utilizados para determinar distintos tipos de gases (espectroscopía).



A principios del 1900 se pensaba que los espectros de luz ayudarían a explicar la naturaleza de los átomos (esto se debe a que la **emision/absorción** debe corresponderse con una **disminución/aumento** de **energía** en el **átomo**).



**Figure 4-10** A photograph of the visible part of the hydrogen spectrum. (Spectrum from W. Finkelburg, *Structure of Matter*, Springer-Verlag, Heidelberg, 1964.)

# La Fórmula de Balmer

-En 1885 Johann Balmer (un maestro de escuela suizo) halló una formula (mediante prueba y error) para la distribución de las líneas brillantes del hidrógeno:

$$\kappa = 1/\lambda = R_H (1/n_f^2 - 1/n_i^2)$$

$R_H$  =cte de Rydberg

$n_f, n_i$  = número entero final e inicial

-Aunque Balmer la propuso para describir las cuatro líneas del espectro visible del hidrógeno, luego resulto que la misma formula podía ser utilizada en el resto del espectro.

**Table 4-1** The Hydrogen Series

Names	Wavelength Ranges	Formulas
Lyman	Ultraviolet	$\kappa = R_H \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 2, 3, 4, \dots \quad (1906-1914)$
Balmer	Near ultraviolet and visible	$\kappa = R_H \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, 5, \dots \quad (1885)$
Paschen	Infrared	$\kappa = R_H \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 4, 5, 6, \dots \quad (1908)$
Brackett	Infrared	$\kappa = R_H \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 5, 6, 7, \dots \quad (1922)$
Pfund	Infrared	$\kappa = R_H \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 6, 7, 8, \dots$

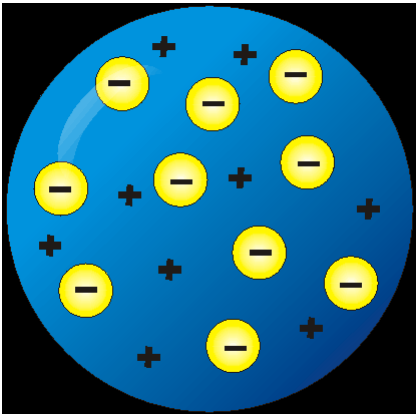
# Modelo de Thomson de la estructura Atómica

- Para 1910 la evidencia experimental mostraba que los átomos, aunque neutrales, contienen carga positiva y negativa (protones y electrones).

- Cómo se distribuía la carga en los átomos?

- Thomson desarrolló un primer modelo, conocido como el modelo del “pan dulce” (plum pudding), donde los electrones estaban distribuidos en determinadas posiciones dentro de una matriz de carga positiva.

Radio del átomo  $\sim 10^{-10}$  mts



- Entonces cuando el átomo está en un estado de energía baja los electrones se encuentran fijos.

- A altas temperaturas los electrones vibrarían emitiendo energía relacionada con el espectro de emisión del átomo.

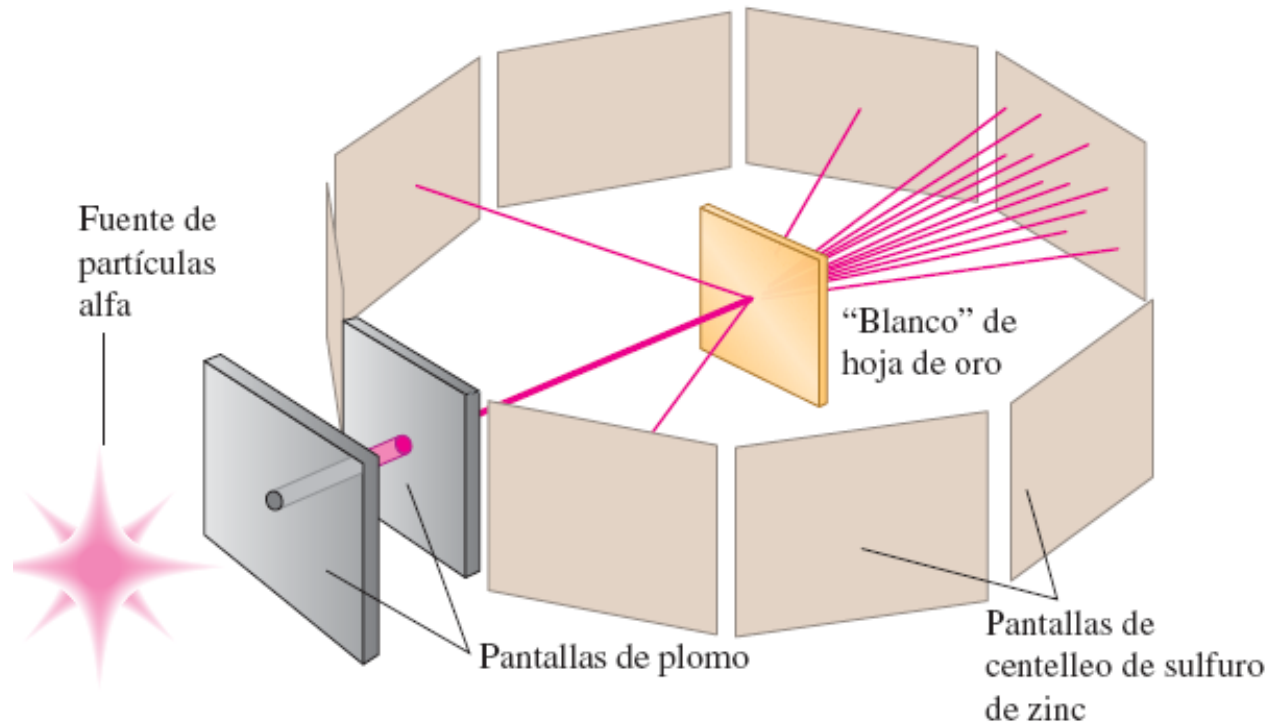
- Sin embargo este modelo predice que los átomos de hidrógeno emitirían solamente en la región ultravioleta del espectro .



# Los experimentos de Rutherford

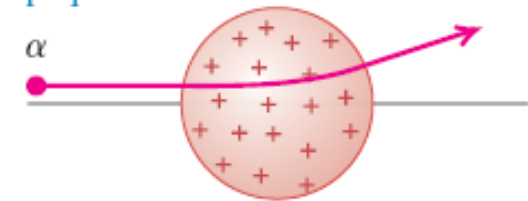


- Rutherford se propuso estudiar en 1911 la distribución de carga en el átomo con experimentos de dispersión de partículas  $\alpha$  en laminas de oro.
- Rutherford mostró que muchas de las partículas eran dispersadas con alto ángulo. Esto sólo se podía dar si la carga positiva del núcleo estuviera condensada en el centro del átomo (radio del núcleo  $\sim 10^{-14}$  mts).

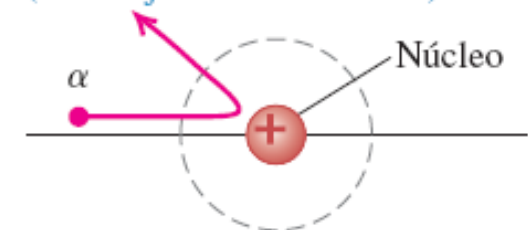


partículas  $\alpha$  = átomos de helio ionizados (con exceso de carga positiva)

a) El modelo del átomo según Thomson: una partícula alfa sólo es dispersada en un ángulo pequeño.



b) Modelo del átomo según Rutherford: una partícula alfa puede ser dispersada por el núcleo compacto y con carga positiva. (El dibujo no está a escala.)

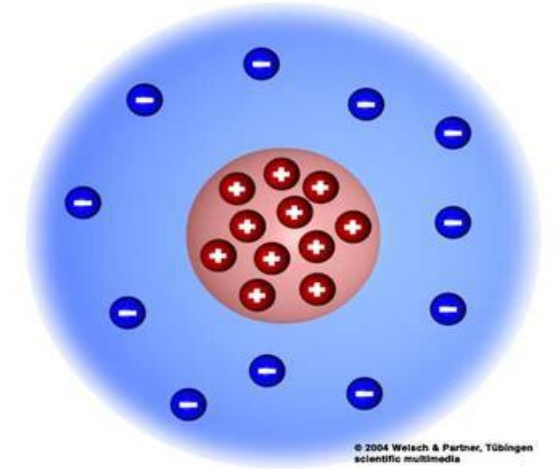


# Modelo planetario de Rutherford

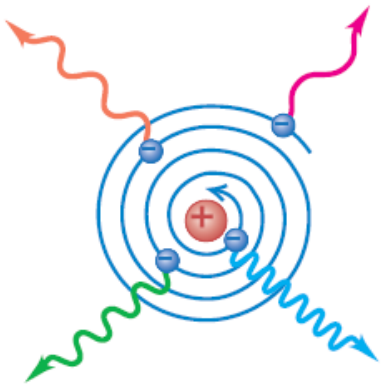
- Los experimentos de Rutherford mostraron que la carga positiva del átomo estaba concentrada en el centro del núcleo.

- Pero no hay forma de que esta átomo sea estable:

1) Si los electrons estan quietos entonces caerían instantaneamente hacia el núcleo



2) Otra posibilidad es un modelo planetario del átomo, con electrones que orbiten alrededor del núcleo.



**Sin embargo, un modelo planetario sería inestable (clásicamente) ya que el electron perdería energía por radiación!**



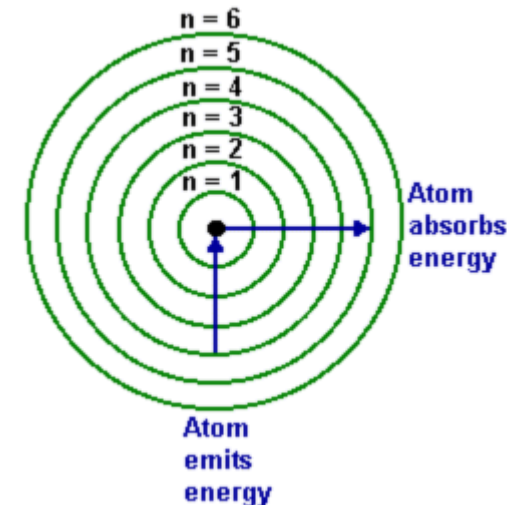
# El Modelo de Bohr

- En 1913 Bohr (físico danés trabajando en Manchester con Rutherford) propone un modelo atómico con ingredientes clásicos y revolucionarios.

- El modelo de atómico de Bohr del hidrógeno estaba basado en los siguientes postulados:

- 1) El electron se mueve alrededor del núcleo siguiendo una órbita circular. Las leyes de interacción entre el electrón y el núcleo siguen la mecánica clásica.
- 2) En lugar de una infinidad de posibles orbitas, el electrón sólo puede girar en determinadas órbitas, denominadas estados estacionarios. En estos estados el momento angular del electron esta cuantizado, siendo un múltiplo de  $h/2\pi$ .
- 3) Un electrón no pierde energía al girar en estas órbitas estacionarias.
- 4) El **átomo emite** o **absorbe energía** cuando el electron “salta” entre estas orbitas estacionarias. El cambio de energía  $E_f - E_i$  es proporcional a la frecuencia de la luz emitida. (combina con el resultado de Einstein).

$$\nu = \frac{E_i - E_f}{h}$$



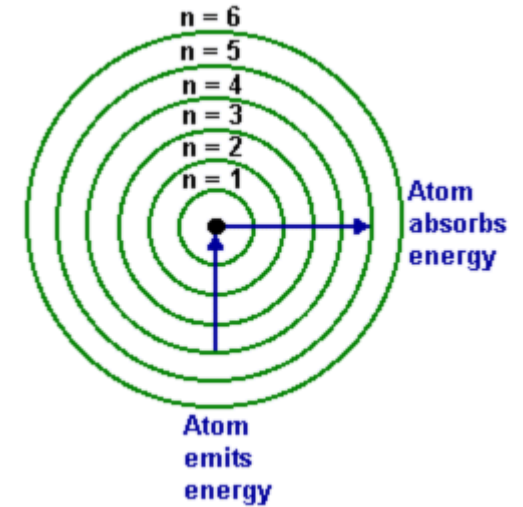
# Radios de las órbitas

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r}$$

postulado 1  
(interacción clásica electrón núcleo)

$$mvr = n\hbar$$

postulado 2  
(cuantización momento angular)



Combinando:

$$r = 4\pi\epsilon_0 \frac{n^2\hbar^2}{mZe^2}$$

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$v = \frac{n\hbar}{mr} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{n\hbar}$$

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

Entonces para el estado fundamental (n=1)

$$r = 5.3 \times 10^{-11} \text{ m} \simeq 0.5 \text{ \AA}.$$

# Energía de las órbitas

Dadas las energías potencial y cinéticas de la órbita circular:

$$V = - \int_r^{\infty} \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} dr = - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$
$$K = \frac{1}{2} mv^2 = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 2r}$$

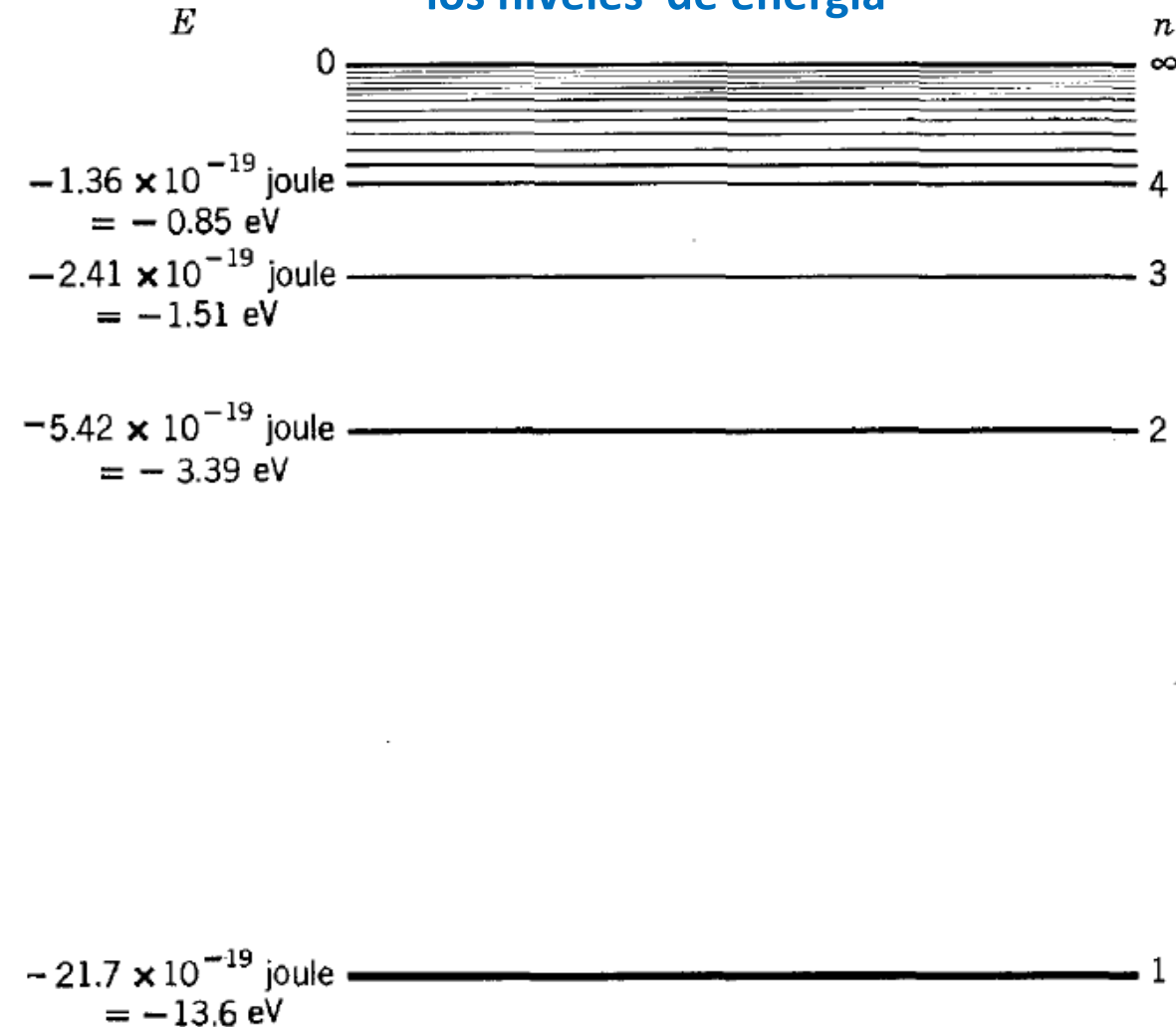
Combinando:

$$E = K + V = - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 2r} = -K$$

$$E = - \frac{mZ^2 e^4}{(4\pi\epsilon_0)^2 2\hbar^2} \frac{1}{n^2}$$

La cuantización del momento angular conduce a la cuantización de la energía

## Representación gráfica de los niveles de energía





# Emisión y absorción de Luz

-Del postulado 4 tenemos

$$\nu = \frac{E_i - E_f}{h} = + \left( \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \right)^2 \frac{mZ^2e^4}{4\pi\hbar^3} \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

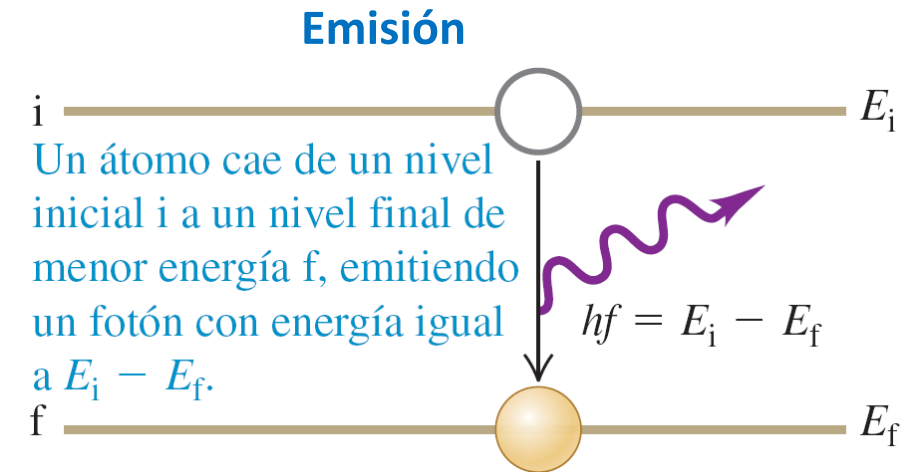
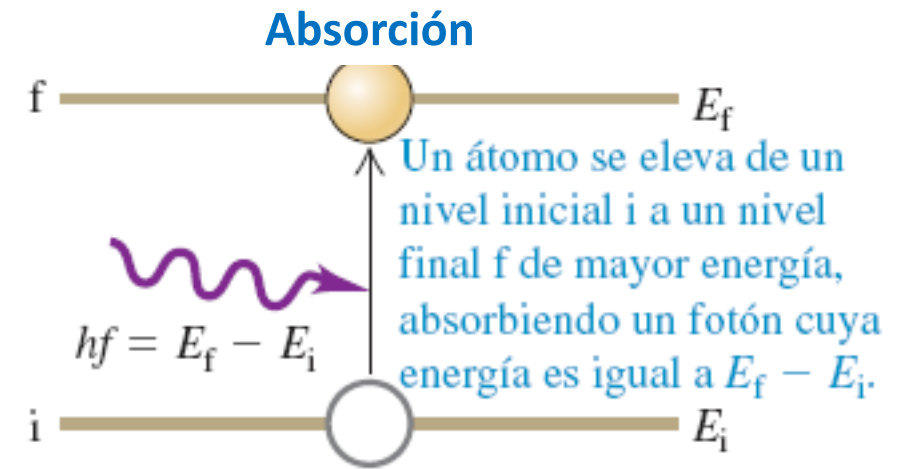
-Entonces:

$$\kappa = R_\infty Z^2 \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

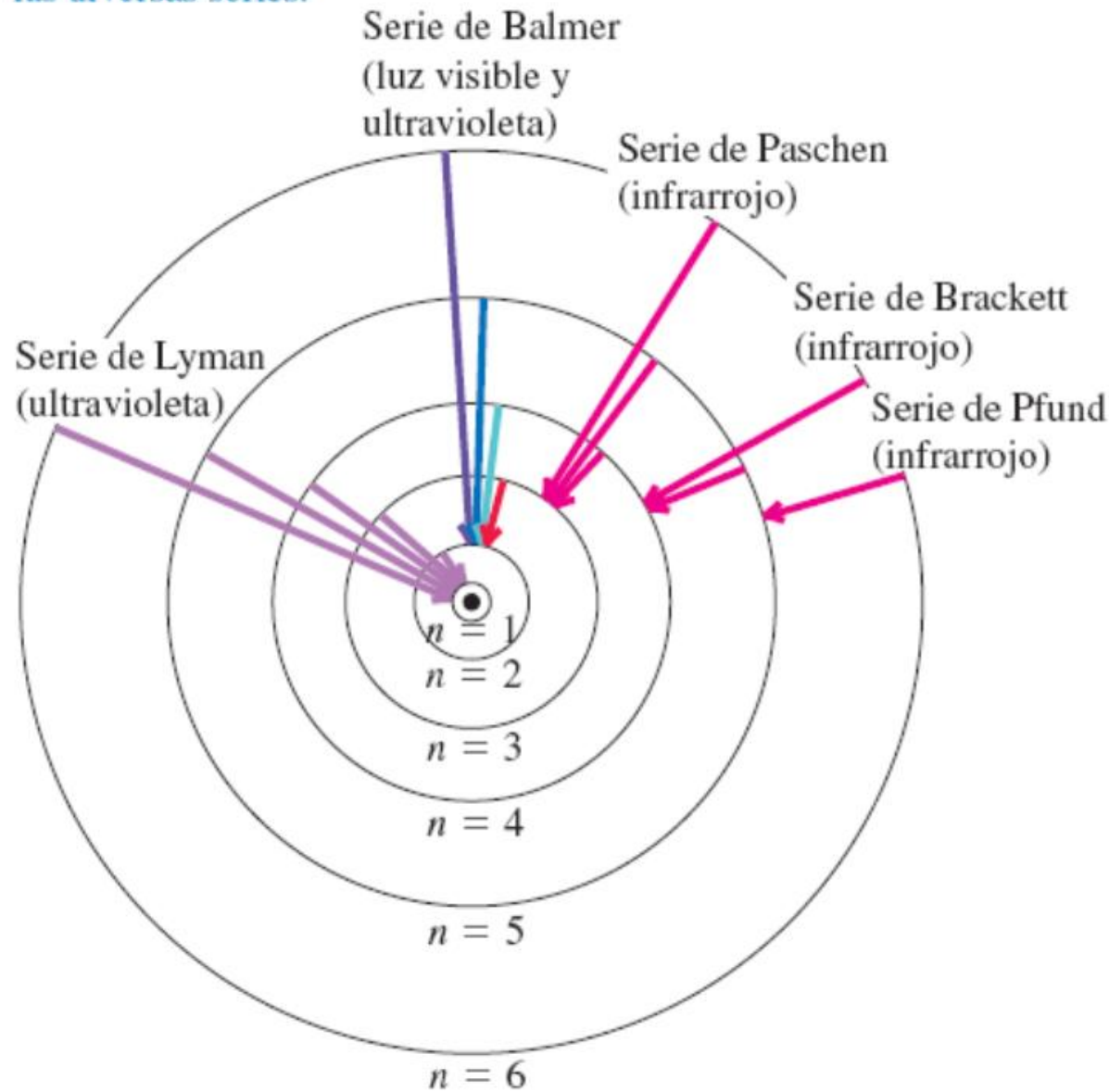
$$\text{where } R_\infty \equiv \left( \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \right)^2 \frac{me^4}{4\pi\hbar^3 c}$$

$$\kappa = 1/\lambda = \nu/c,$$

Entonces el modelo atómico de Bohr explica la formula de Balmer y el espectro de emisión y absorción del átomo de hidrógeno.



a) Órbitas “permitidas” de un electrón para el modelo de un átomo de hidrógeno, según Bohr (no está a escala). Las flechas indican las transiciones causantes de algunas de las líneas de las diversas series.



b) Diagrama de niveles de energía para el hidrógeno; muestra algunas transiciones correspondientes a las diversas series.

