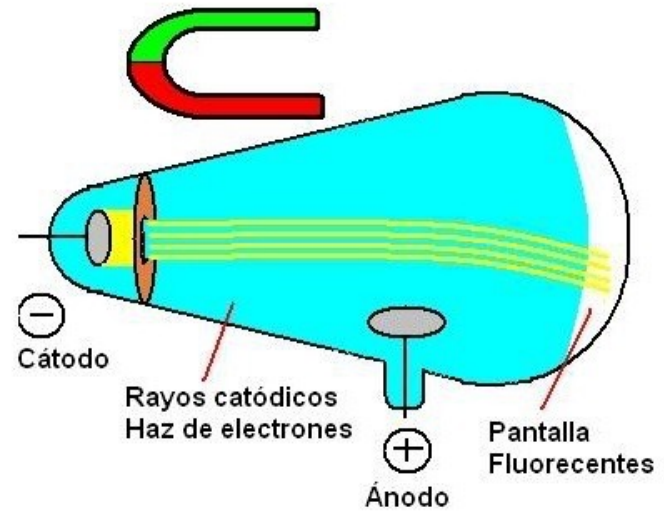
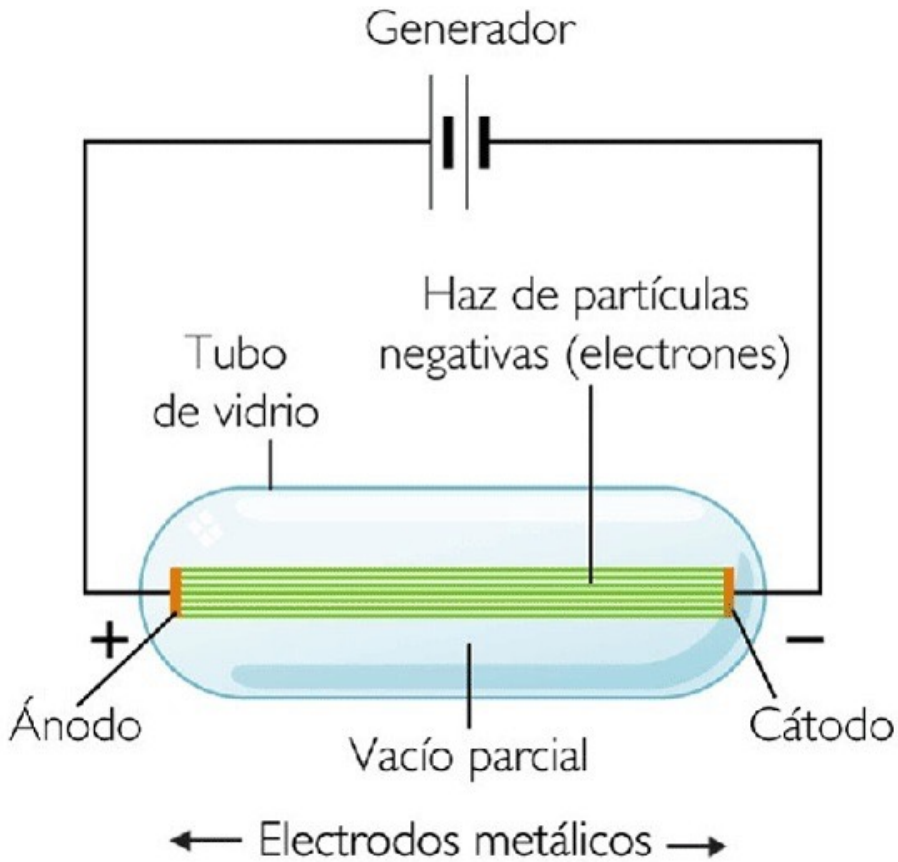
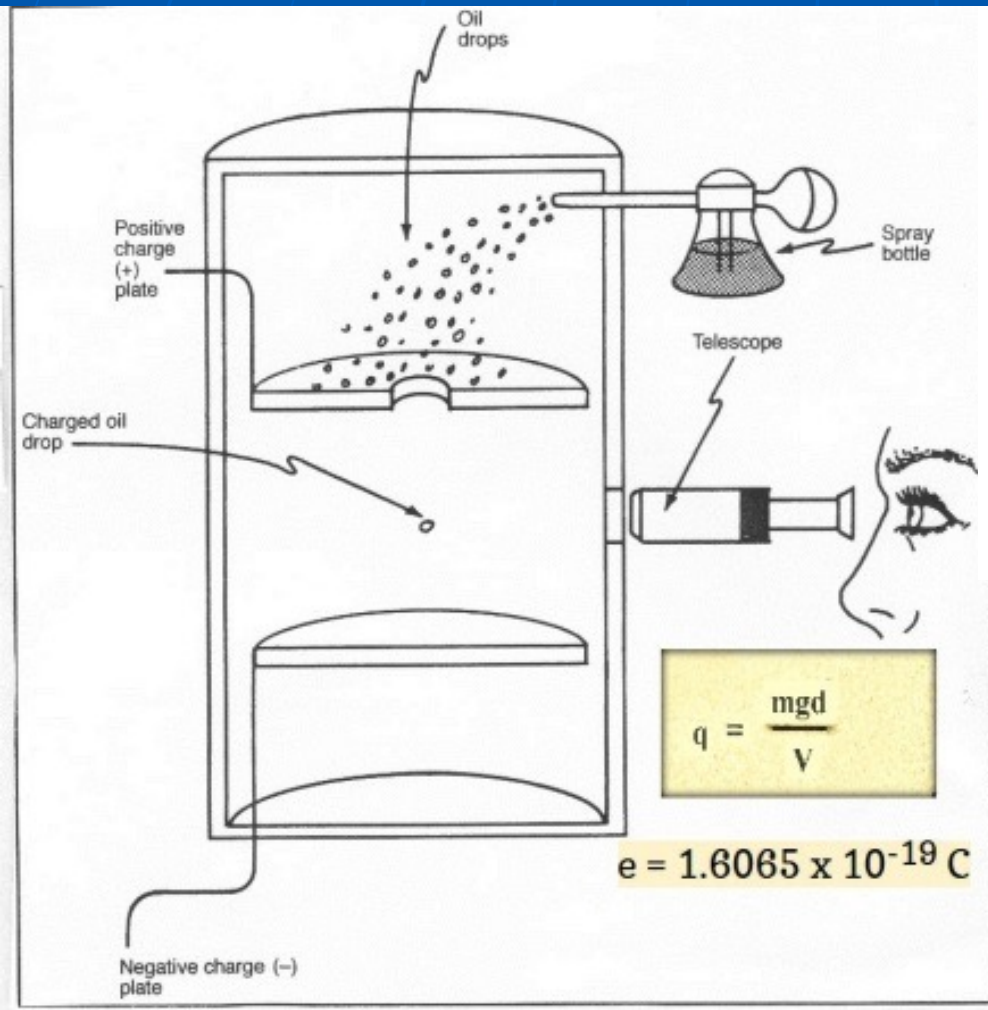


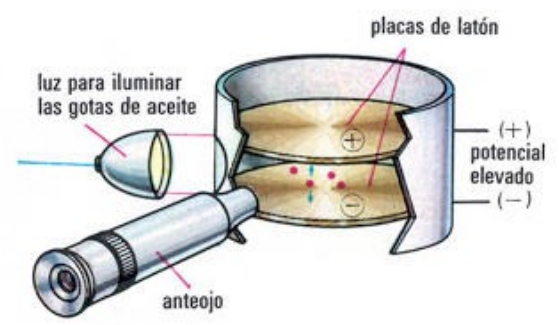
Descubrimiento del electrón



$$\frac{q}{m} = \frac{1.610^{-19}}{9.110^{-31}} = 1.7610^{11} \text{ C / kg}$$

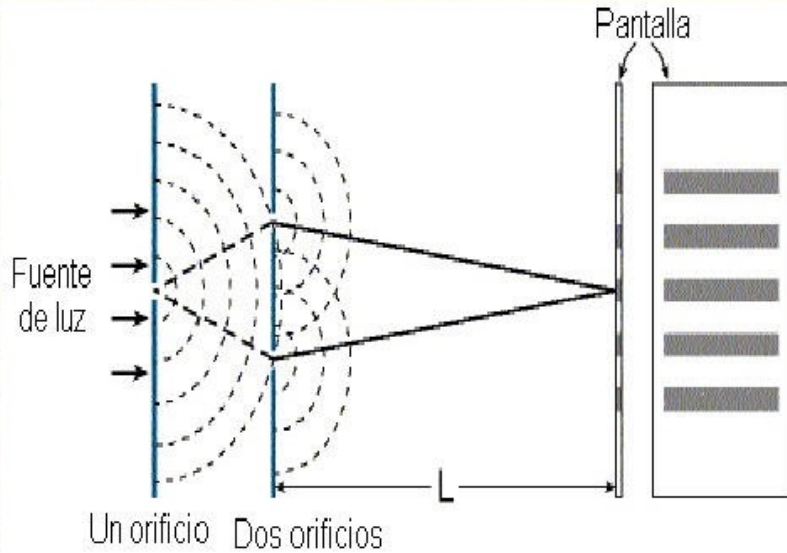


EXPERIMENTO DE MILLIKAN:

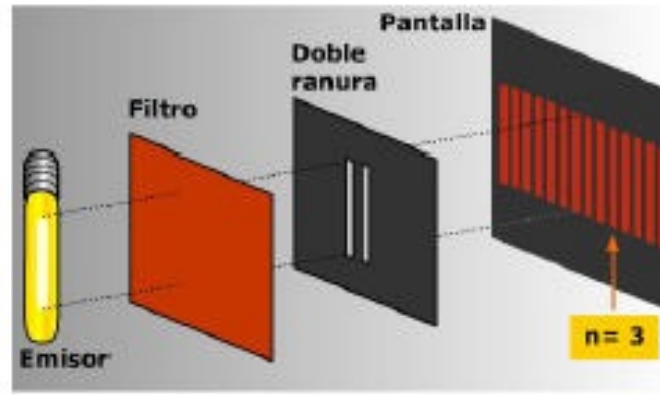


Por que la luz es una onda?

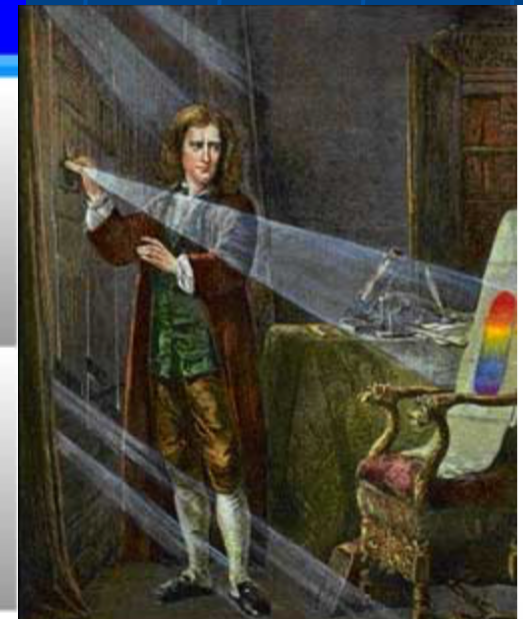
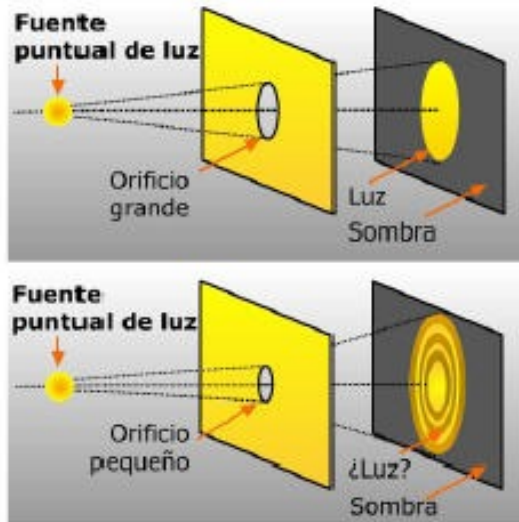
Experimento de Young



INTERFERENCIA DE LA LUZ: EXPERIMENTO DE YOUNG

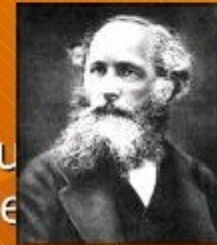


DIFRACCIÓN

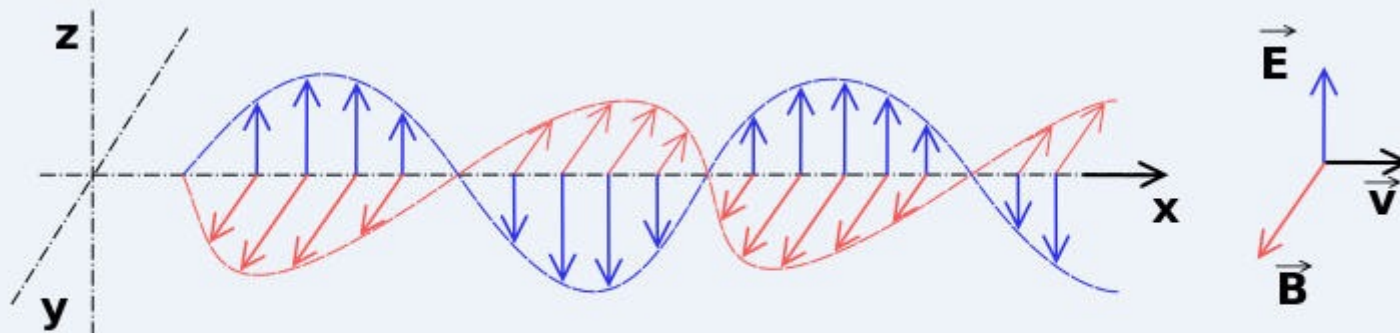


Teoría electromagnética de la luz: Maxwell

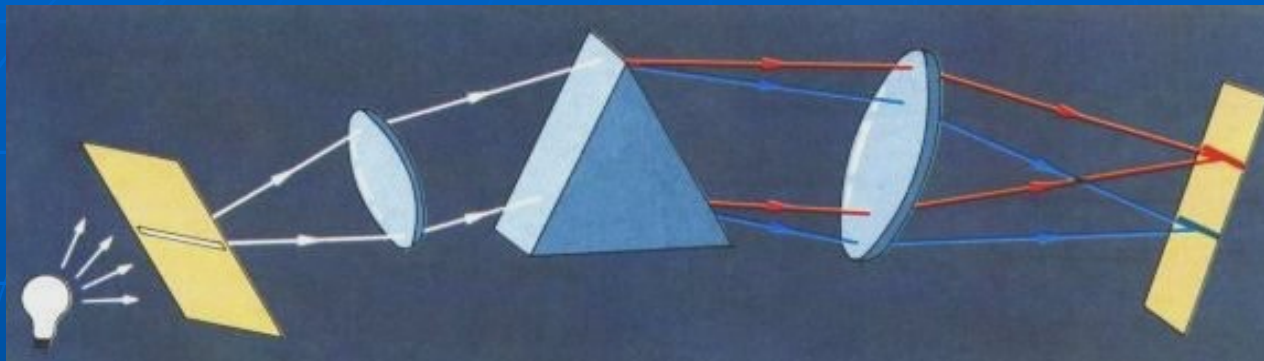
◆ **En 1864, Maxwell** estableció la teoría electromagnética de la luz. Se basó en los estudios de **Faraday** del electromagnetismo, y concluyó que las ondas luminosas son de naturaleza electromagnética.



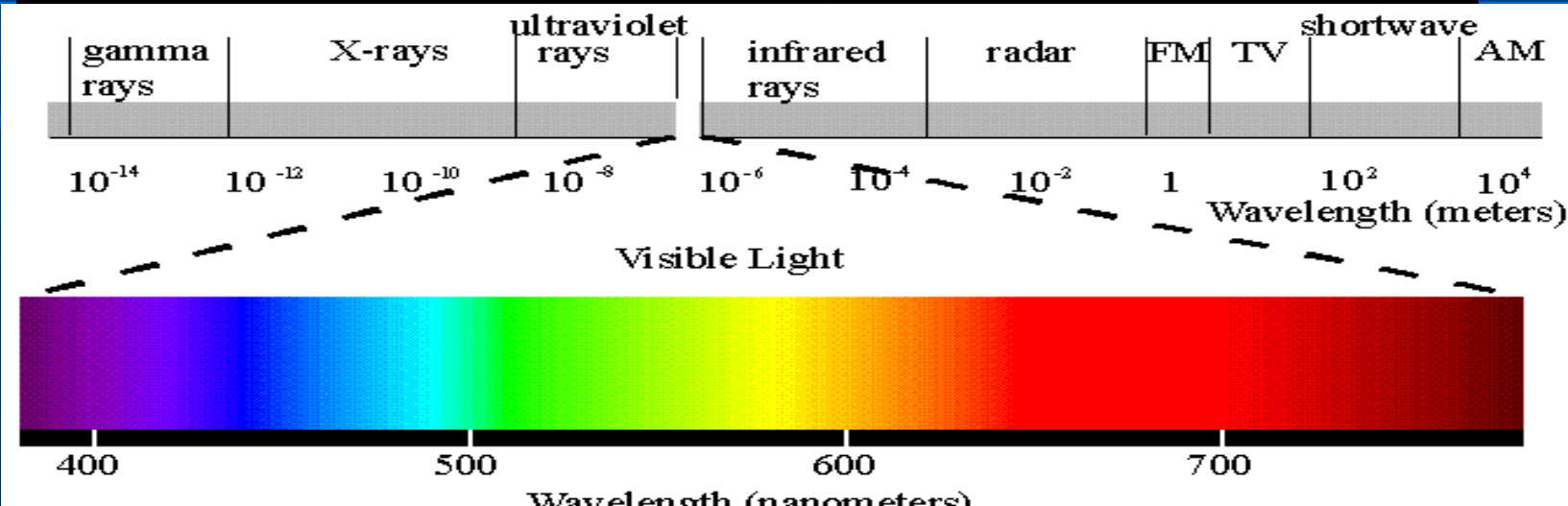
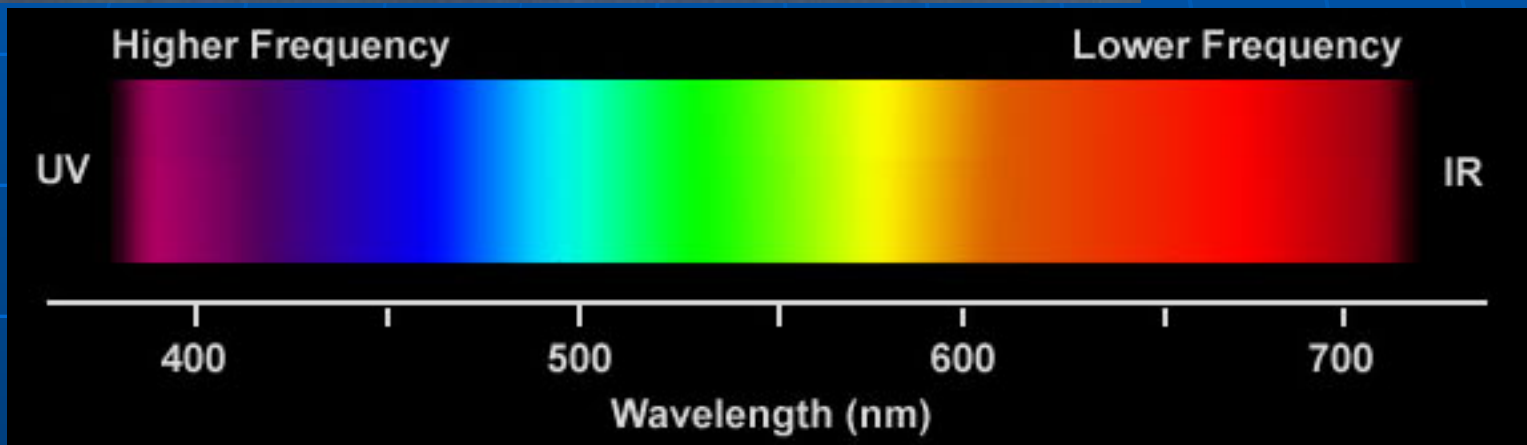
◆ Una **ONDA ELECTROMAGNÉTICA** se produce por la variación en algún lugar del espacio de las propiedades eléctricas y magnéticas de la materia. No necesita ningún medio para propagarse, son ondas transversales.



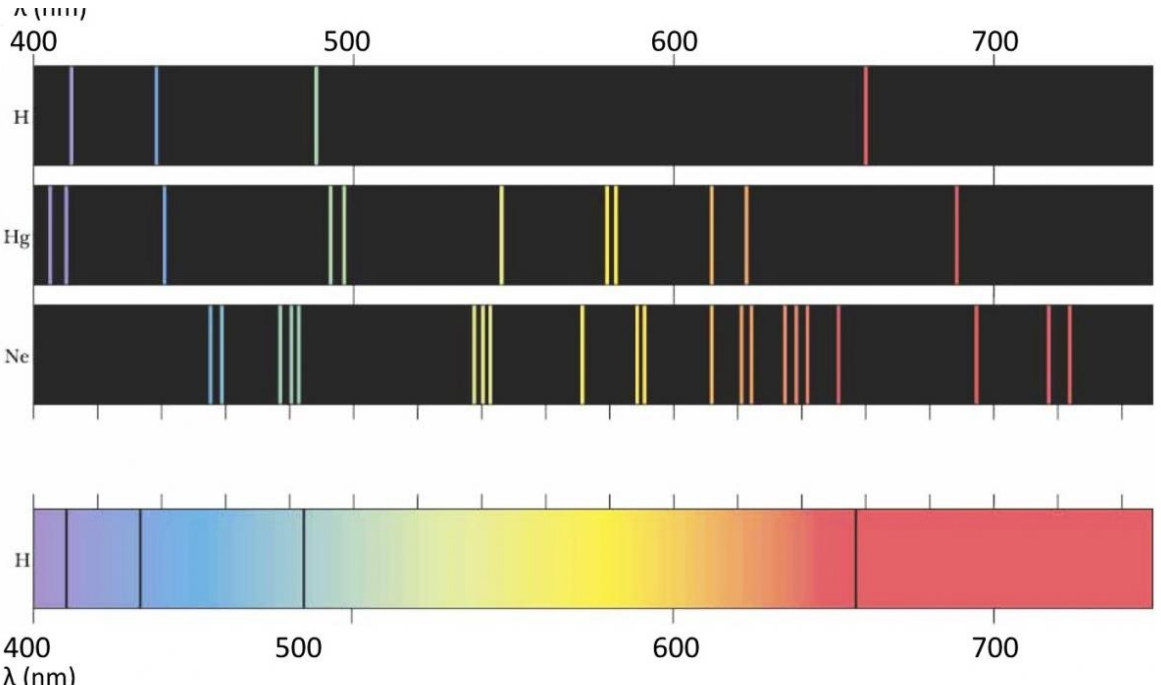
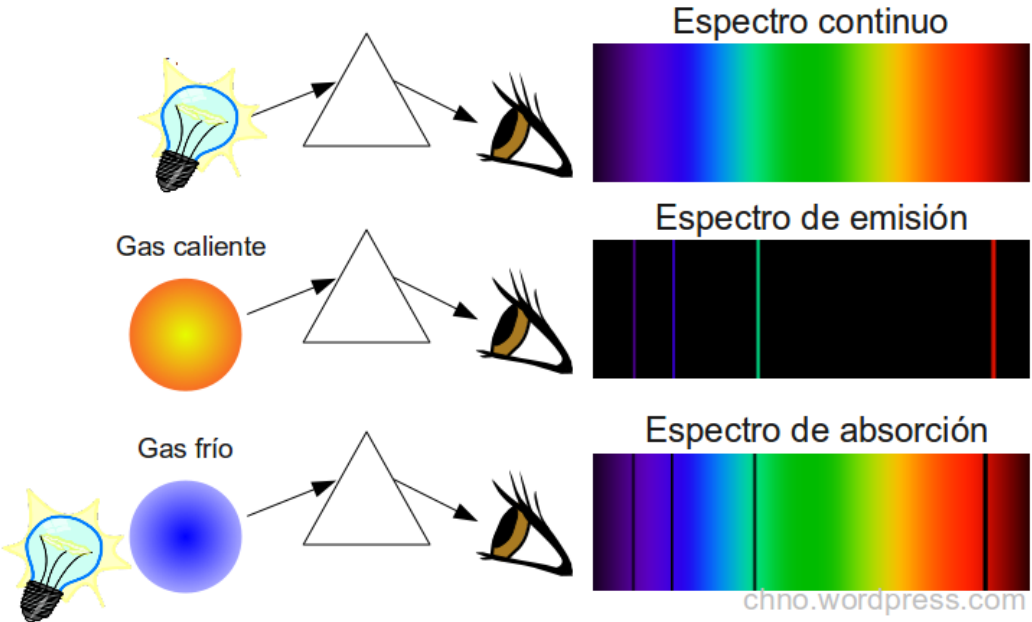
Espectro de la luz

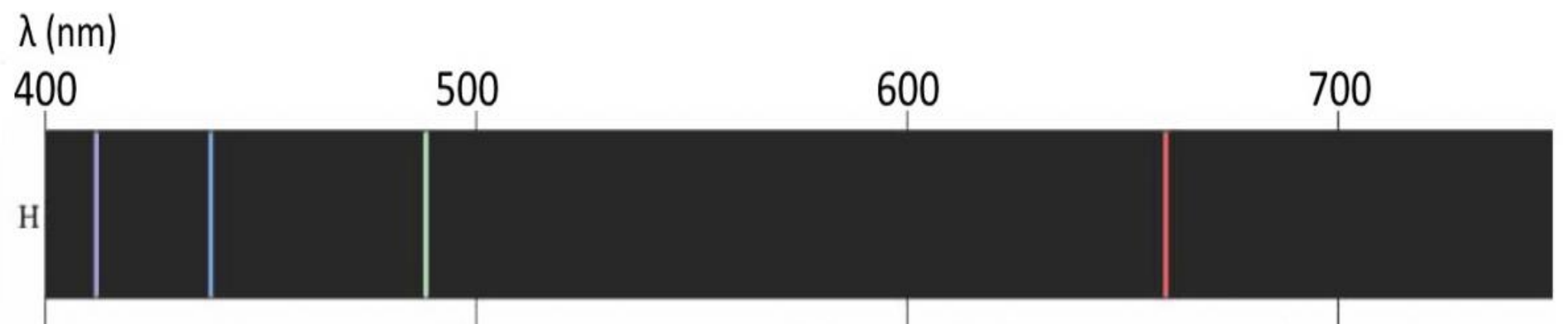


$$\nu = c/\lambda$$



Espectro de los elementos





Balmer examinó las cuatro líneas visibles en el espectro del átomo de hidrógeno; sus longitudes de onda son 410 nm, 434 nm, 486 nm y 656 nm.

$$\lambda = B \left(\frac{m^2}{m^2 - n^2} \right) = B \left(\frac{m^2}{m^2 - 2^2} \right)$$

donde $B=364.56$ nm, $n=2$ y m es un entero que toma los valores: 3, 4, 5, 6, ...

o de otra forma:

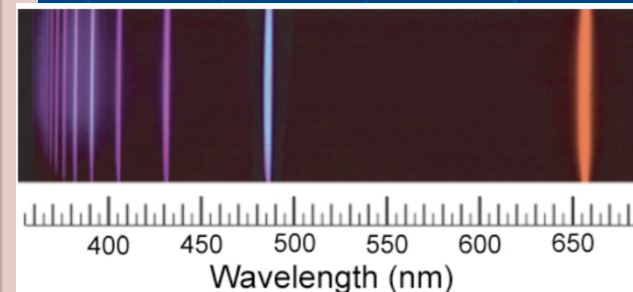
$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, \dots$$

R es la **constante de Rydberg**, cuyo valor es

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

El número n es simplemente un entero; la fórmula anterior da la mayor longitud de onda, 656 nm, cuando $n=3$, y da cada una de las longitudes de onda menores a medida que n aumenta hasta 6.

En realidad el H tiene muchas líneas espectrales en varias regiones del espectro



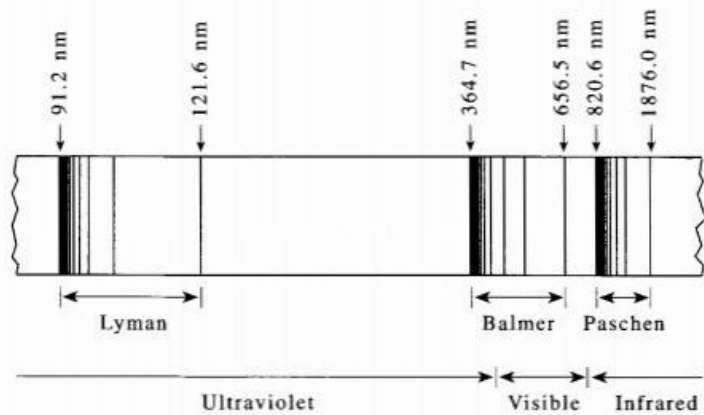


FIGURE 1.7

A schematic representation of the various series in the hydrogen atomic spectrum. The Lyman series lies in the ultraviolet region; the Balmer lies in the visible region; and the Paschen and Brackett series lie in the infrared region (see Table 1.1).

TABLE 1.1

The first four series of lines making up the hydrogen atomic spectrum. The term "near infrared" denotes the part of the infrared region of the spectrum that is near the visible region.

Series name	n_1	n_2	Region of spectrum
Lyman	1	2, 3, 4, ...	Ultraviolet
Balmer	2	3, 4, 5, ...	Visible
Paschen	3	4, 5, 6, ...	Near infrared
Brackett	4	5, 6, 7, ...	Infrared

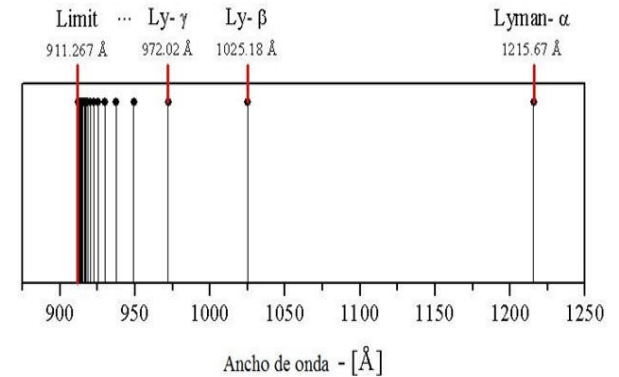
$$\frac{1}{\lambda} = 109\,680 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{cm}^{-1} \quad (n_2 > n_1)$$

Determinar λ de la primera y de la última línea de la serie de Lyman.

- primera línea : $n=1, p=2$. $\lambda_1 = 1.2156 \times 10^{-5} \text{ cm} = 125.1 \text{ nm}$ (UV)
- última línea : $n=1, p \rightarrow \infty$, $\lambda_{\infty} = 9.11 \times 10^{-6} \text{ cm} = 91.16 \text{ nm}$ (UV).

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

Si $n=1$ y los valores para $n = 2, 3, 4, \dots, \infty$, tenemos la serie de Lyman



- primera línea en $\lambda_1 = 125.1 \text{ nm}$ (UV)
- última línea, $\lambda_{\infty} = 91.1 \text{ nm}$ (UV)

Radiación de cuerpo negro

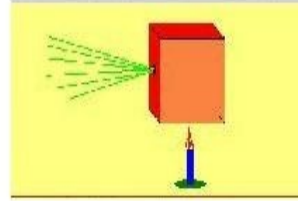
El interior del cuerpo está en equilibrio. La radiación que se observa está en equilibrio. Es la radiación de un "cuerpo negro".

El espectro de la radiación emitida se determina por las amplitudes y frecuencias de las ondas electromagnéticas estacionarias del cuerpo.

La teoría clásica del electromagnetismo no podía explicar el espectro de la radiación.

La proposición de Planck (1900) de que la energía está cuantizada, $E = nh\nu$ da el espectro correcto.

$$h = 6.62 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

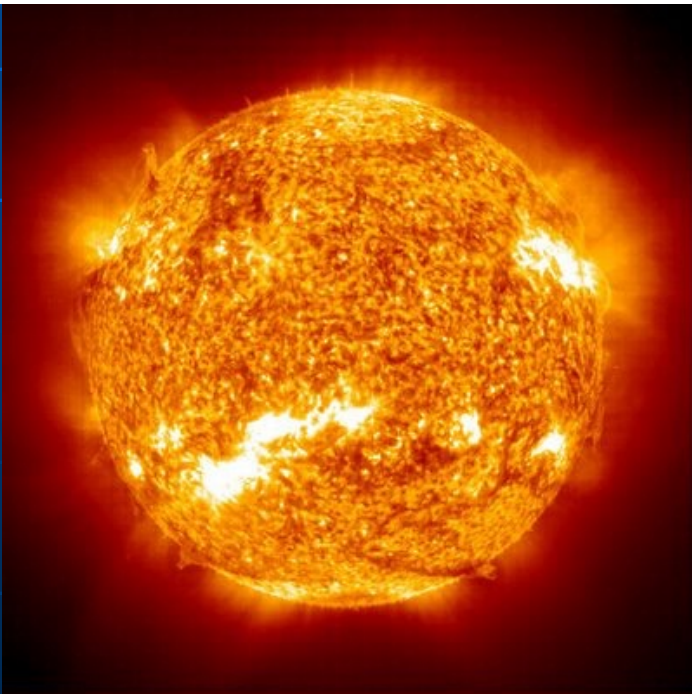
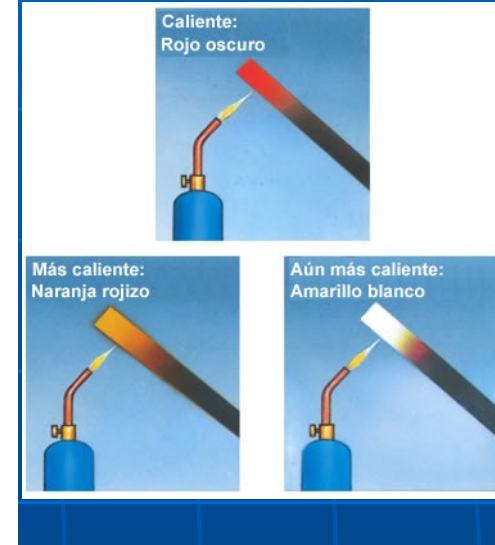


Energía emitida

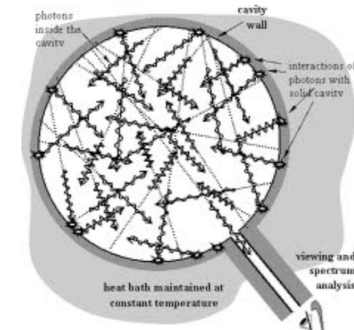
$$E = \Delta n h \nu$$

$$E = nh\nu,$$

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

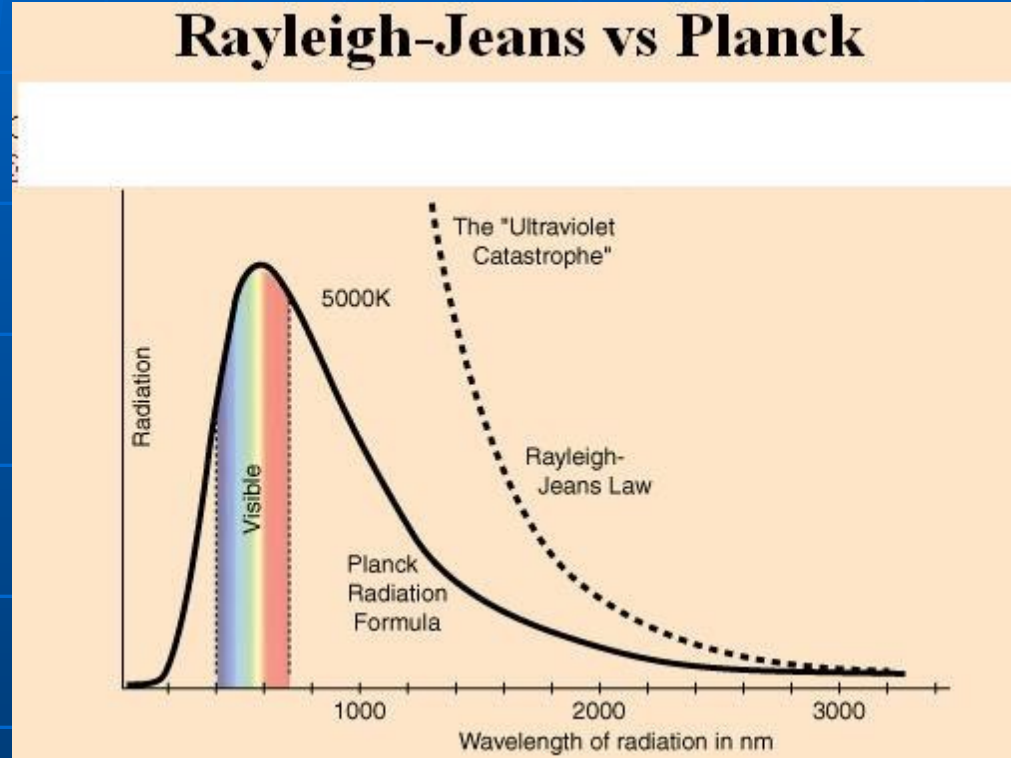
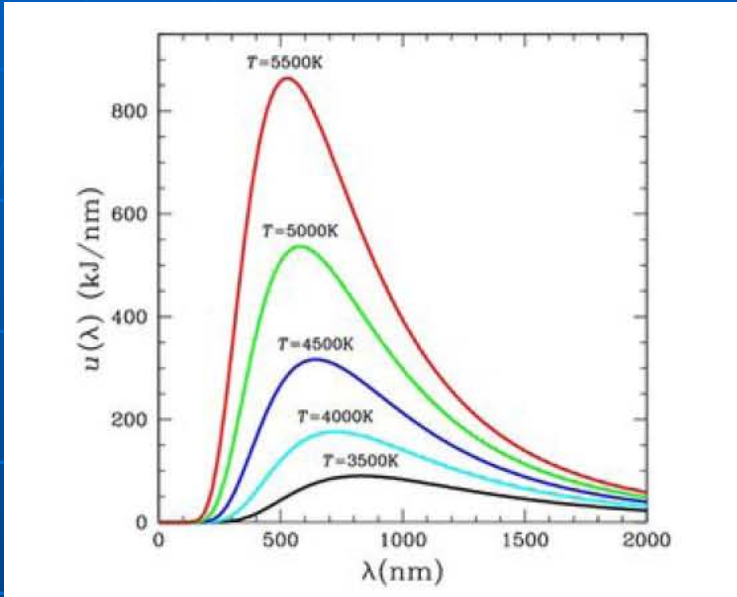


- Hole in a perfect cavity acts effectively as a perfect blackbody
- Light entering the hole has essentially zero chance to escape



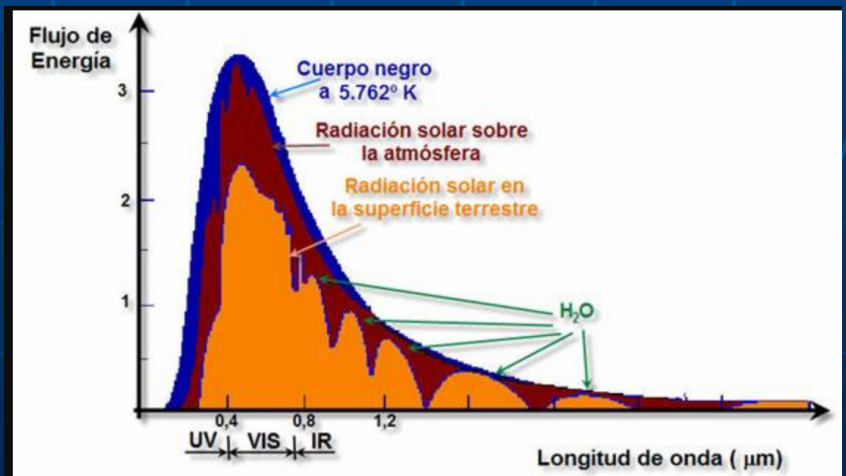
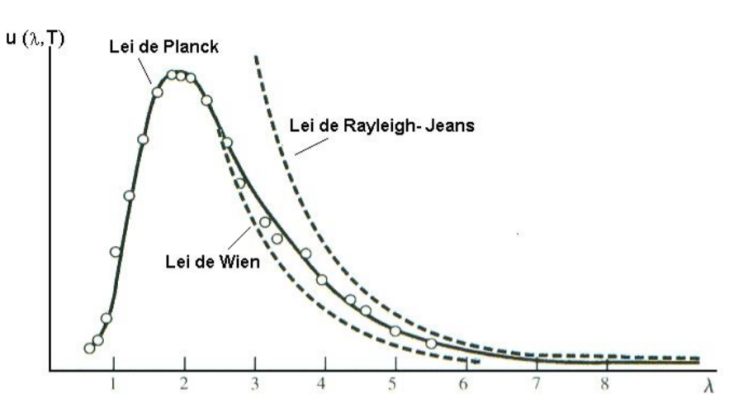
Cuantización de la energía

$$E = nh\nu$$

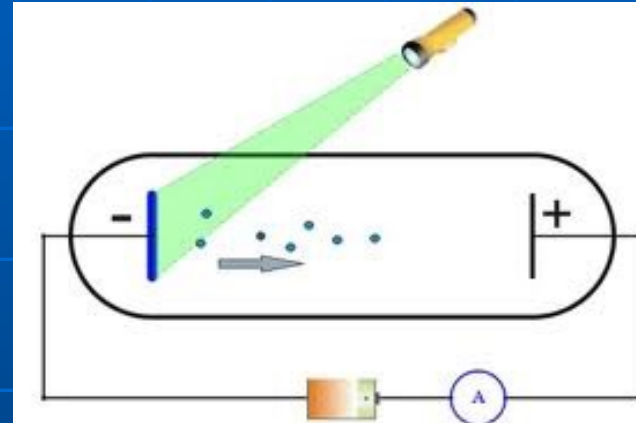
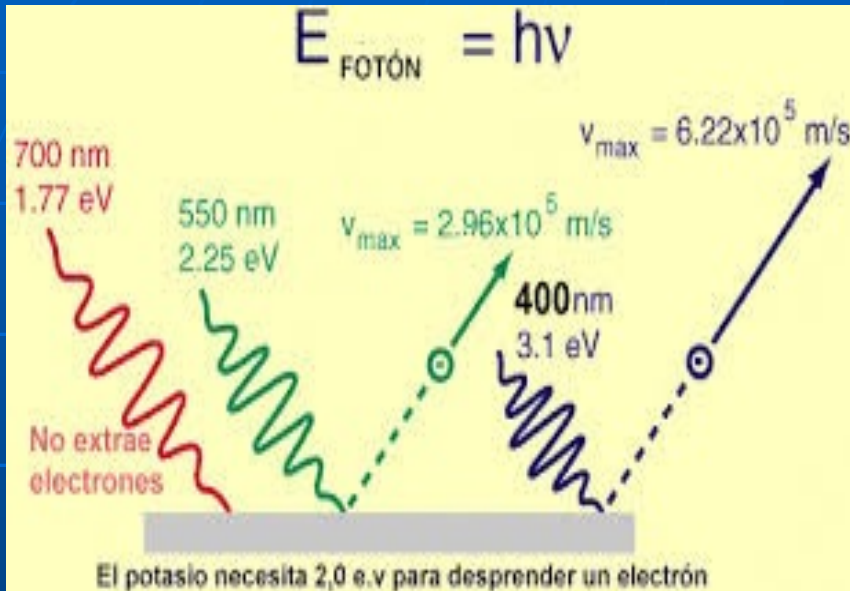


Energía por unidad de volumen y por unidad de longitud de onda

$$S_\lambda = \frac{8\pi hc}{\lambda^5} \frac{1}{e^{hc/\lambda kT} - 1}$$



Efecto fotoeléctrico y fotón



$$E = h\nu$$

EFFECTO FOTOELÉCTRICO

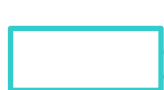
$$1 \text{ eV} = 1.6 \times 10^{-19} \text{ J}$$

El fotón tiene energía $E = h\nu$

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} ; E_{\text{enlace}} = W_0 \text{ función trabajo}$$

Energía cinética máxima = $K = E_{\text{fotón}} - E_{\text{enlace}} = h\nu - E_{\text{enlace}}$

Solo se emiten electrones para longitudes de onda menores que las de corte:



$$\lambda_c = \frac{hc}{E_{\text{enlace}}}$$

ó frecuencia de corte: $\nu = \frac{c}{\lambda_c}$

Los electrones se emiten casi instantáneamente al aplicar la luz sobre el metal

Photoelectric effect (Quantum)

- Example: laser sobre Na

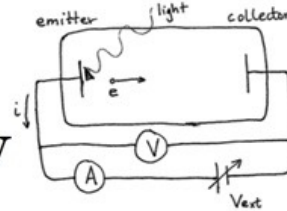
$$\lambda = 600 \text{ nm} \quad E_{\text{bind}} = 2.3 \text{ eV}$$

- Photon energy

$$E_{\text{ph}} = \frac{hc}{\lambda} = \frac{1240 \text{ eV nm}}{600 \text{ nm}} = 2.07 \text{ eV}$$

- la luz roja no da energía suficiente
- longitud de corte (umbral)

$$\lambda_c = \frac{hc}{E_{\text{bind}}} = \frac{1240 \text{ eV nm}}{2.3 \text{ eV}} = 539 \text{ nm}$$



$$\nu = c/\lambda = 5.56 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

Quantum Nature of Light



- Newton puts forth corpuscular theory of light
 - Explains reflection and refraction
- Experiments reveal interference phenomena
 - Young's double slit -> Light is a wave!
 - Maxwell equations -> Light is a wave!
 - Diffraction and interference -> Light is a wave!
- Quantized radiation -> Light is a wave!?
 - Photoelectric effect
 - Blackbody radiation
 - Compton scattering



Photoelectric effect



- 1887 – Hertz observes PE
- 1905 – Einstein proposes light quanta to describe PE
- 1915 – Millikan performs careful experiments of PE and verifies validity of Einstein model

Modelo de Bohr.

La radiación de energía (en forma de un fotón) solo ocurre cuando el átomo hace una transición de un estado de energía E_i a otro con energía E_f tal que

$$E_i - E_f = h\nu$$

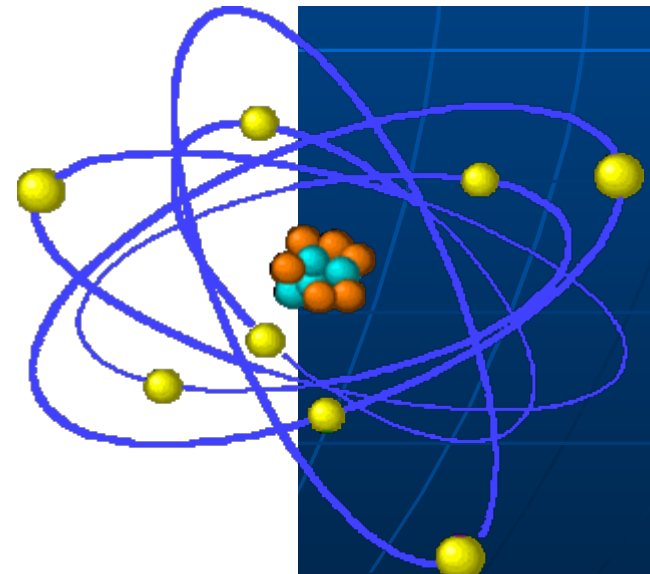
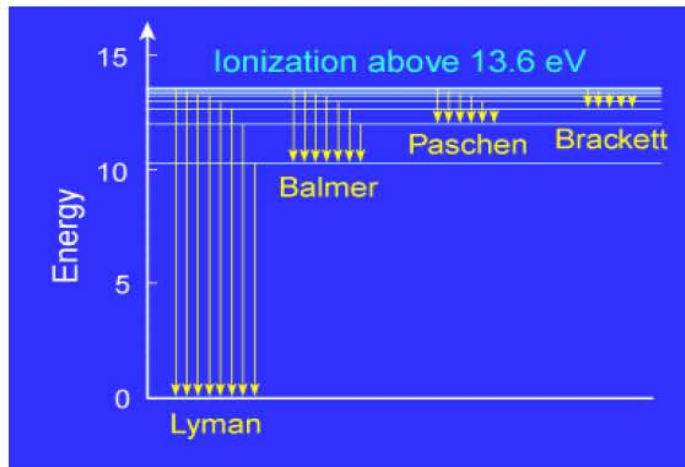
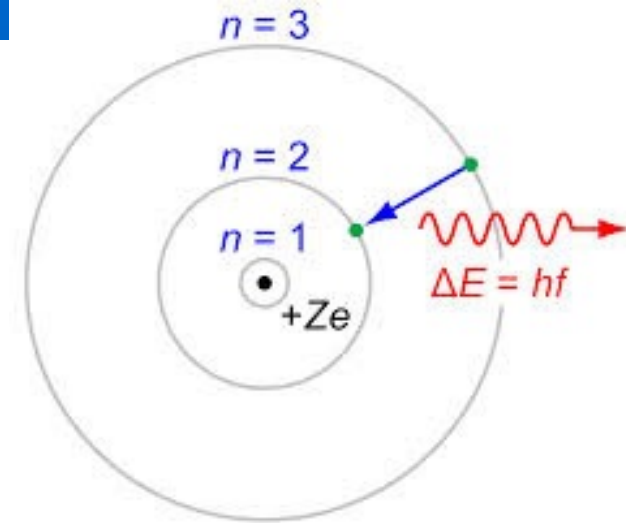
Al proponer que el momento angular está cuantizado, encuentra que los diferentes niveles de energía son :

$$E_n = -R_y/n^2$$

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

$$R_y = 13.6 \text{ eV}$$

$$E_n = -\frac{mZ^2e^4}{8\varepsilon_0^2h^2} \left(\frac{1}{n^2} \right) = -\frac{R_y}{n^2}, \quad R_y = 13.65 \text{ eV}, \quad n = 1, 2, 3, \dots$$



1.3 Modelo de Bohr:

1. Se refiere a órbitas clásicas y circulares.
2. El momento angular está cuantizado en estados estacionarios permitidos:

$$L = m_e v r = n \hbar$$

3. Proporciona órbitas y niveles de energía permitidos:

$$r_n = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{m_e e^2} n^2 = a_0 n^2$$

$$E_n = -\frac{E_1}{n^2}$$

4. La emisión y absorción de luz ocurre solo por transiciones entre estados estacionarios:

$$E_{n+1} - E_n = \hbar \nu$$

$$E_1 = -13.6 \text{ eV} = -21.76 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$a_0 = 5.6 \times 10^{-11} \text{ m, radio de Bohr}$$

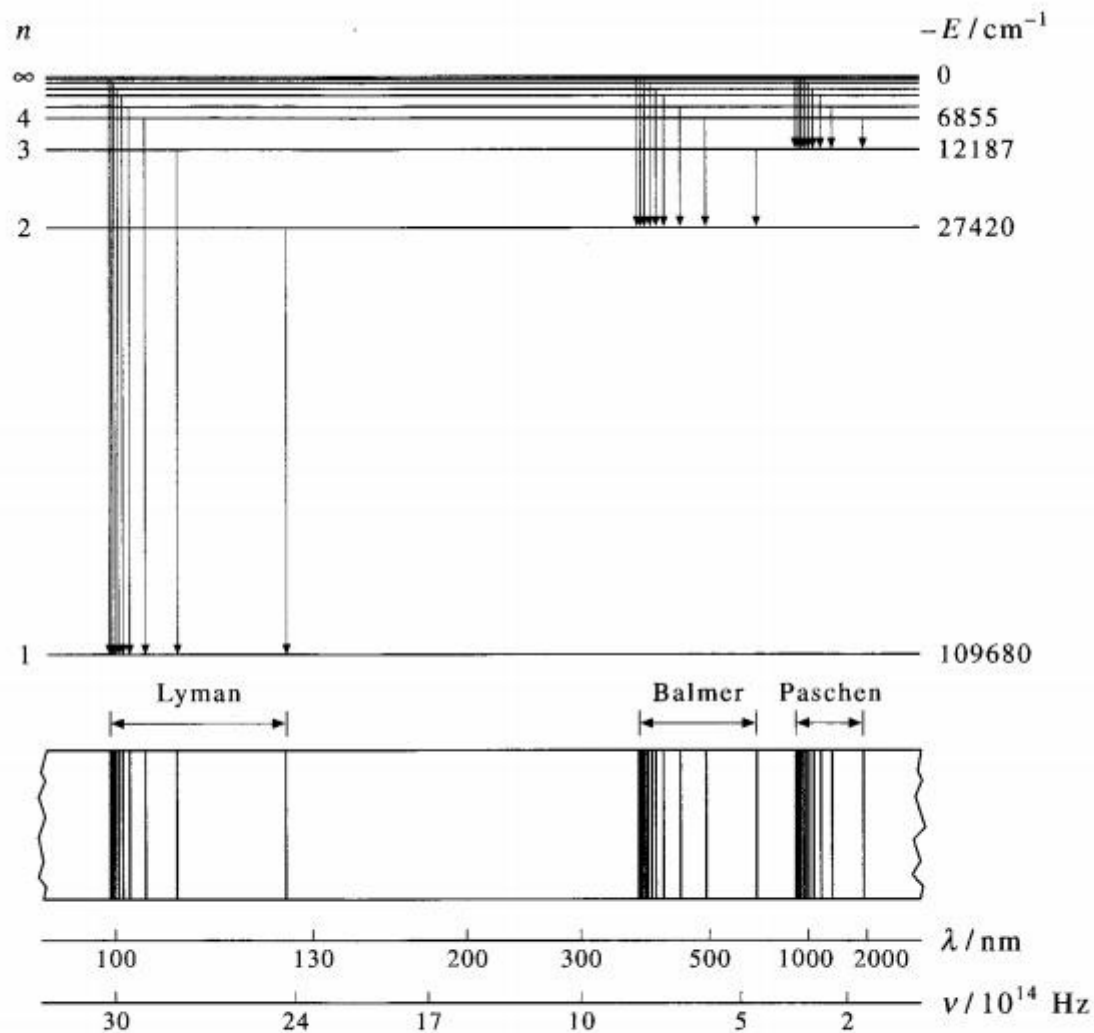


FIGURE 1.10

The energy-level diagram for the hydrogen atom, showing how transitions from higher states into some particular state lead to the observed spectral series for hydrogen.

Deficiencias del modelo de Bohr:

1. No se puede aplicar a átomos multielectrónicos
- 2.2. No predice la llamada estructura fina de las líneas de emisión
3. No se puede calcular las intensidades de las líneas de emisión
4. No da un valor correcto del momento angular

Fué importantísimo para el estudio posterior de la estructura atómica !

2.1 Ondas Materiales.

Hemos visto anteriormente que Einstein propuso que la energía transportada por los fotones era $E = h\nu$. Si consideramos además su expresión $E = mc^2$, que sale de la teoría de la relatividad especial, tendremos

$$h\nu = mc^2$$

y usando la relación para el momento lineal $p = mc$, tendremos

$$h\nu = pc,$$

y finalmente

$$\lambda = \frac{h}{p} \quad (2.1)$$

De Broglie propuso en 1924 que esta relación es válida para todas las partículas materiales. "Una partícula que viaja con momento lineal p tiene asociada una onda de longitud de onda $\lambda = \{h/p\}$."

Considere una partícula de polvo de masa $m \sim 10^{-15}$ kg y diámetro $d \sim 1\mu$ que se mueve a velocidad $v \sim 1\text{mm/s} = 10^{-3}$ m/s,

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{6.6 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}}{10^{-15} \text{ kg} \times 10^{-3} \text{ m/s}} = 6.6 \times 10^{-6} \text{ A}$$

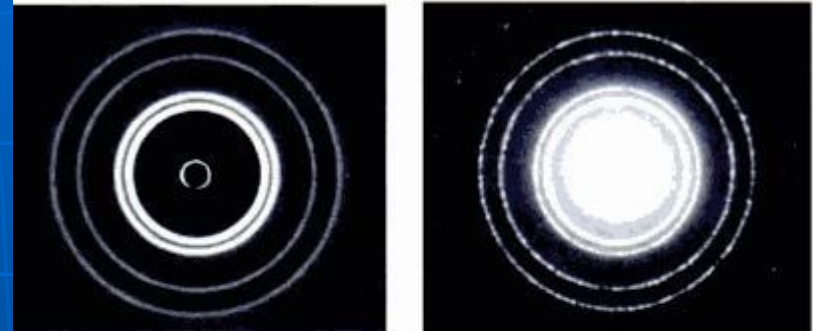
Es una longitud de onda completamente despreciable en la escala de la partícula.

Pero si consideramos un neutrón que se mueve a una velocidad correspondiente a la energía térmica promedio:

$$\frac{mv^2}{2} = \frac{p^2}{2m} = \frac{3}{2}kT$$

$k =$ cte. de Boltzmann = 1.38×10^{-23} J/K, tendremos para $T = 300$ K,

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{\sqrt{3mkT}} = 1.4 \text{ A}$$



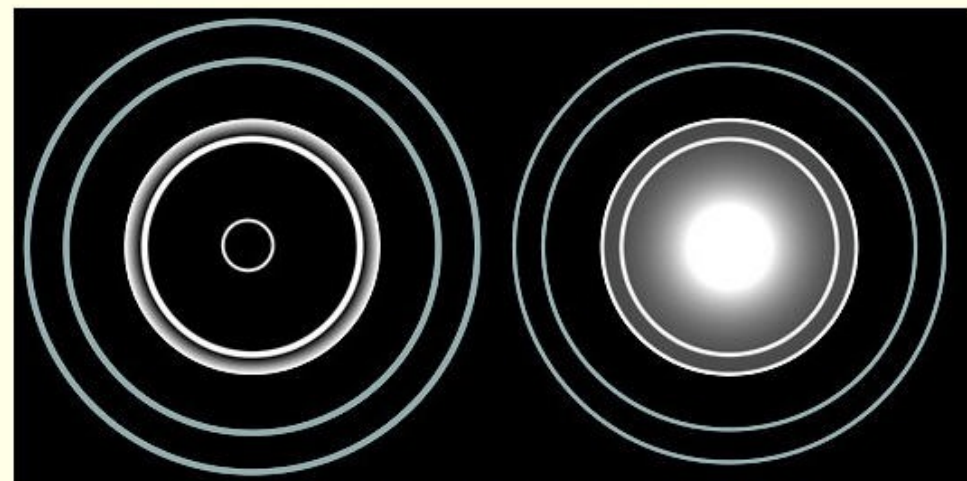
(a)

(b)

Figura 4.23.

Espectros (a) de rayos-X y (b) de difracción electrónica del papel de aluminio.

El papel de aluminio está constituido por una enorme cantidad de diminutos cristales responsables de la difracción. El par de anillos de mayor



- de Broglie wavelength

$$\lambda_{dB} = \frac{h}{p}$$

- Why not observed in everyday life?



$$m = 0.16 \text{ kg}$$

$$v = 161.26 \text{ km/h}$$

$$\sim 44.8 \text{ m/s}$$

$$\lambda_{\text{cricket}} = \frac{h}{mv}$$

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{(0.16 \text{ kg})(44.8 \text{ m/s})}$$

$$= 9.2 \times 10^{-35} \text{ m}$$



$$m = 92 \text{ kg}$$

$$v = 44.72 \text{ km/h}$$

$$\sim 12.42 \text{ m/s}$$

$$\lambda_{\text{Bolt}} = \frac{h}{mv}$$

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{(92 \text{ kg})(12.4 \text{ m/s})}$$

$$= 5.8 \times 10^{-37} \text{ m}$$

La relación de de Broglie solo debe aplicarse a objetos microscópicos