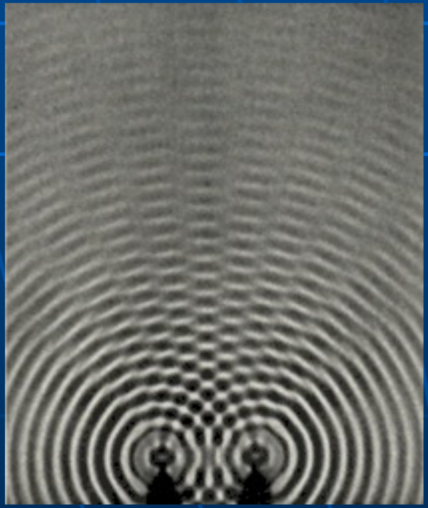
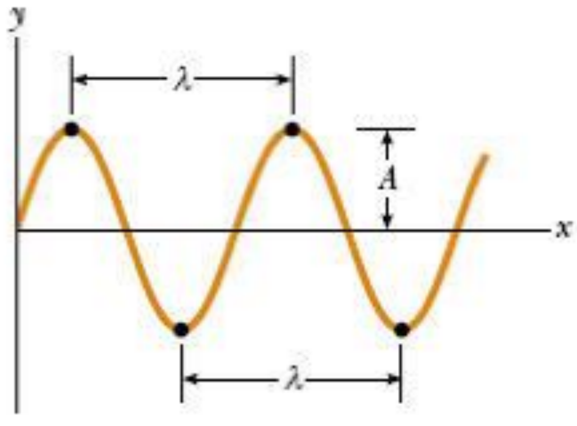
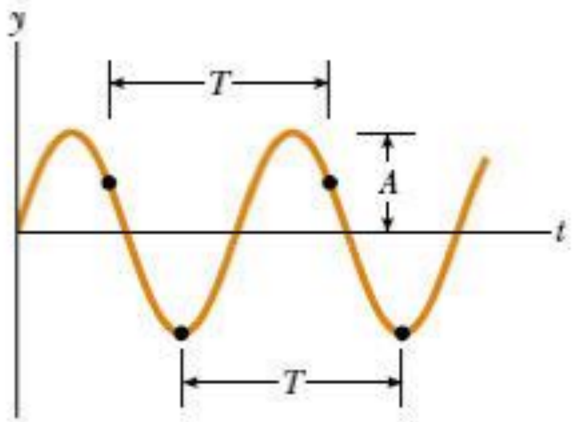
ondas



Descripción matemática de la onda



(a)



(b)

a) la longitud de onda es la distancia entre crestas adjacentes
b)el período es el tiempo requerido para que la onda viaje una distancia de una log. de onda

podemos representar la posición vertical para todo tiempo y posición como :

$$y(x, t) = f(x - vt)$$

y si el pulso viaja hacia la izquierda

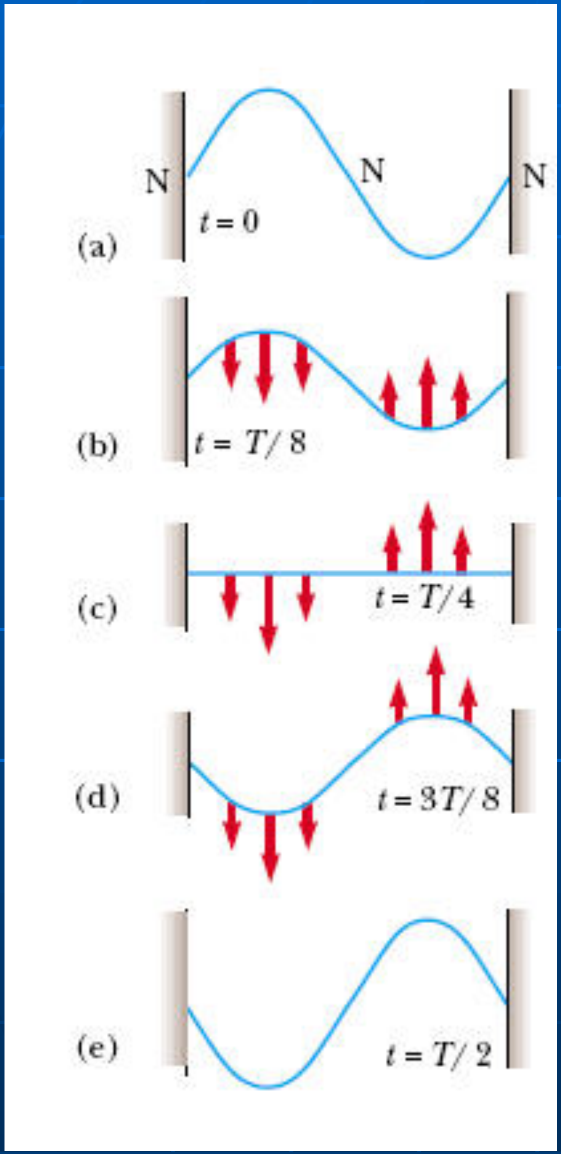
$$y(x, t) = f(x + vt)$$

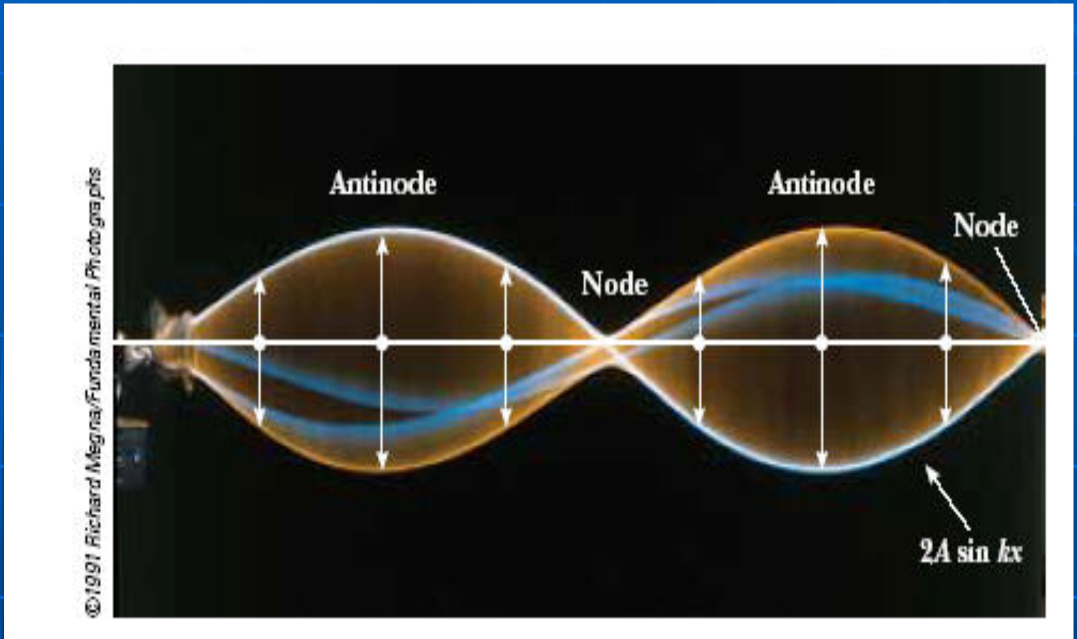
a la función y se le llama función de onda.

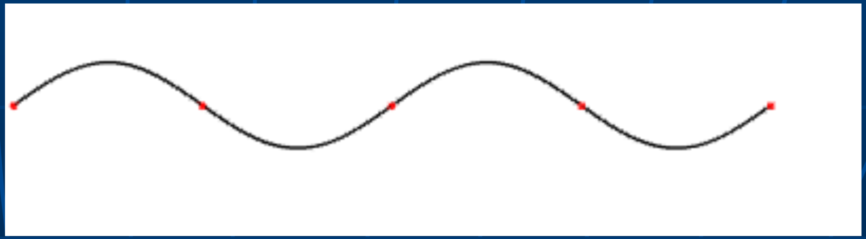
Un pulso que viaja a través de una cuerda con sus extremos fijos es modelado por la ecuación de onda.

La frecuencia es el número de ciclos vibracionales Completos por segundo (1 Hz = s $^{-1}$)

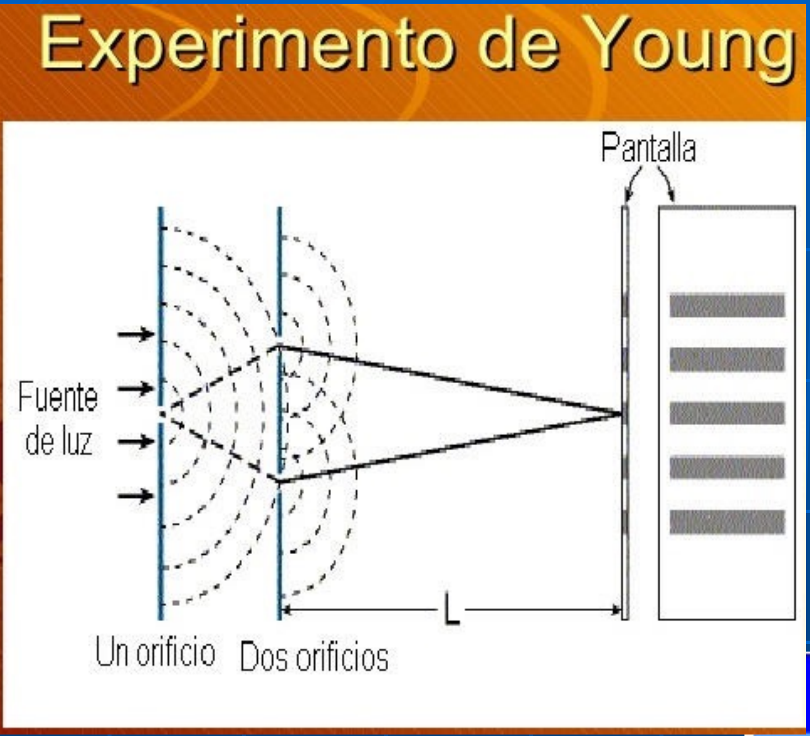
Onda estacionaria

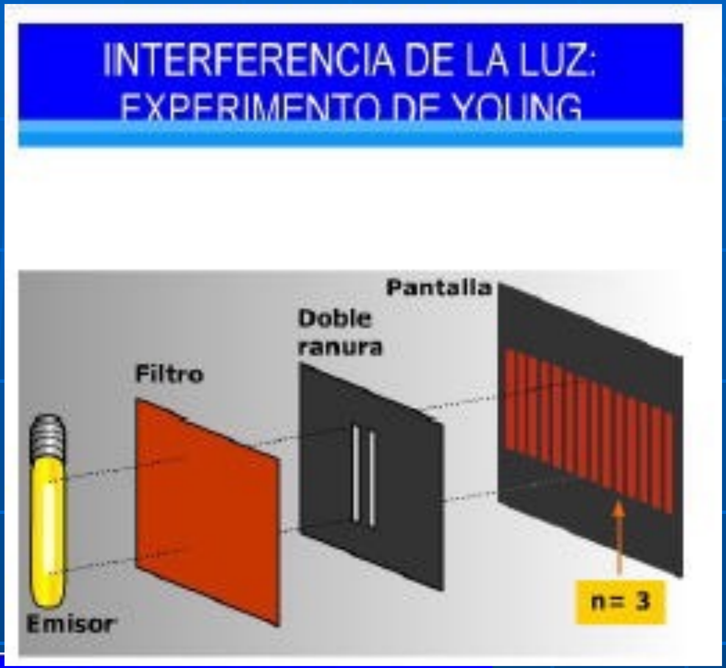


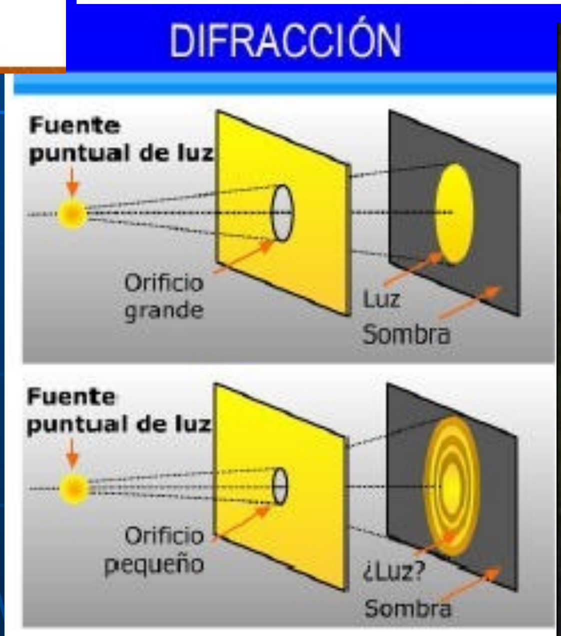




Por que la luz es una onda?



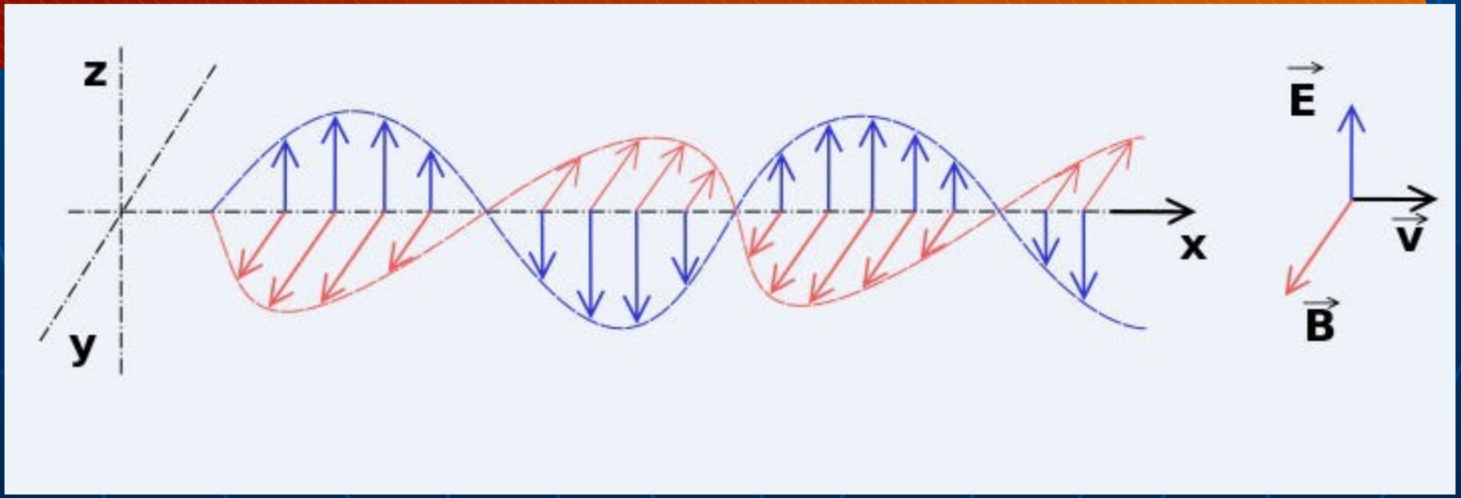




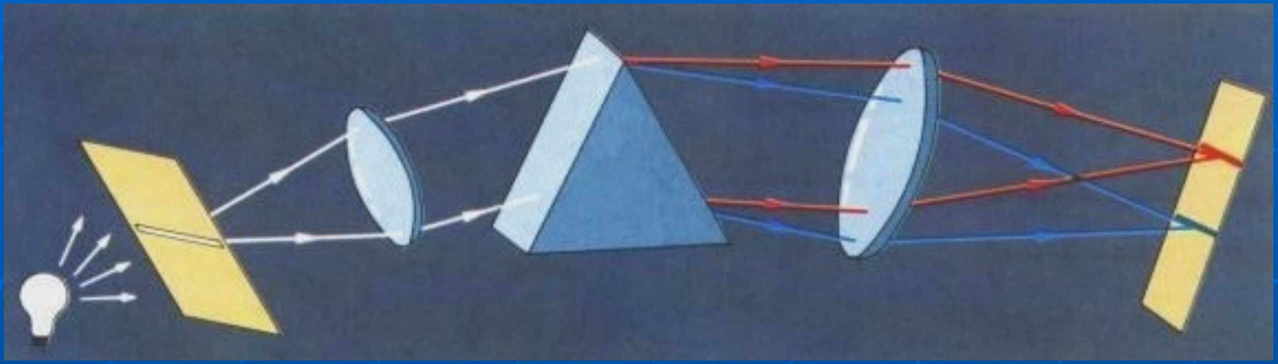
Teoría electromagnética de la luz: Maxwell

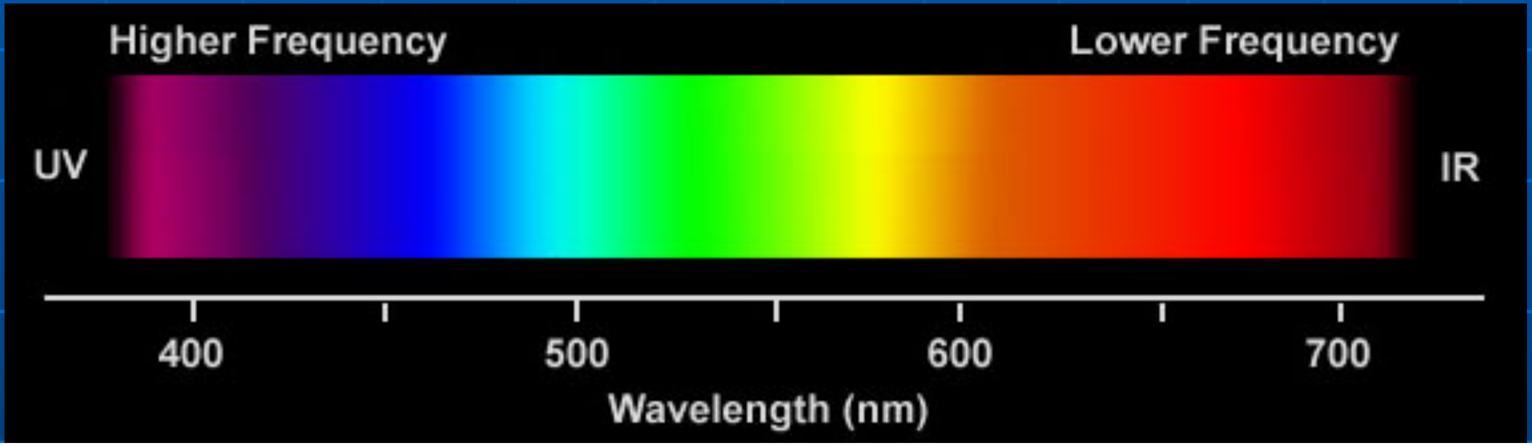
- ***En 1864, Maxwell*** estableció la teoría electromagnética de la luz. Se basó en los estudios de ***Faraday*** del electromagnetismo, y concluyó que las ondas luminosas son de naturaleza electromagnética.

- Una **ONDA ELECTROMAGNÉTICA** se produ 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.

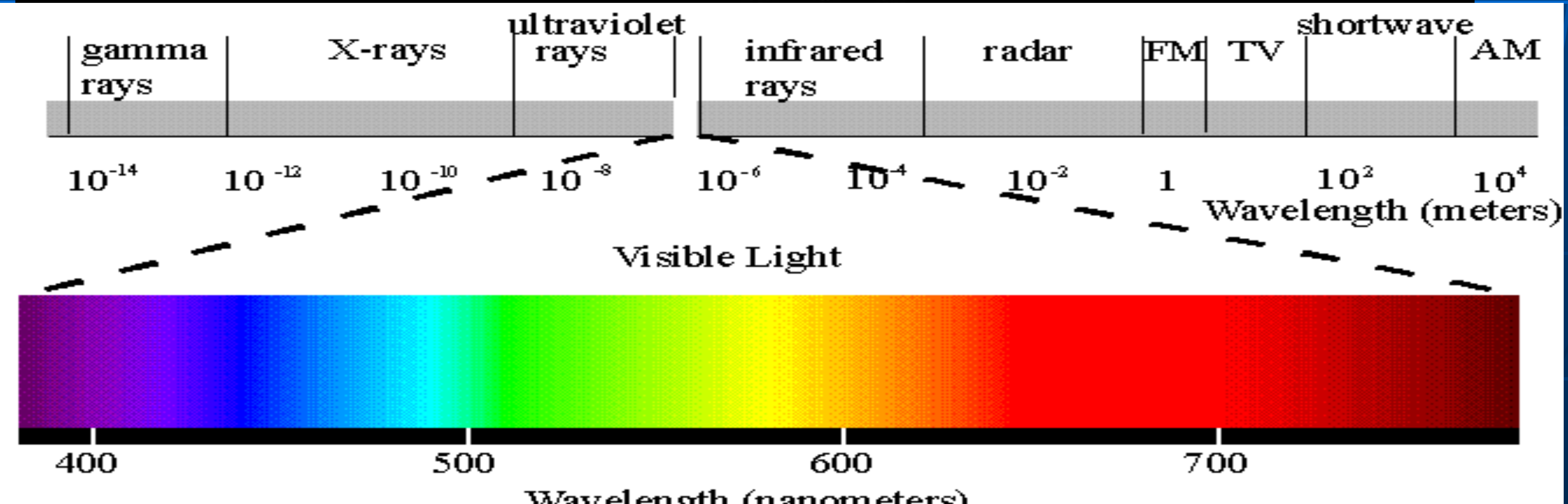


Espectro de la luz

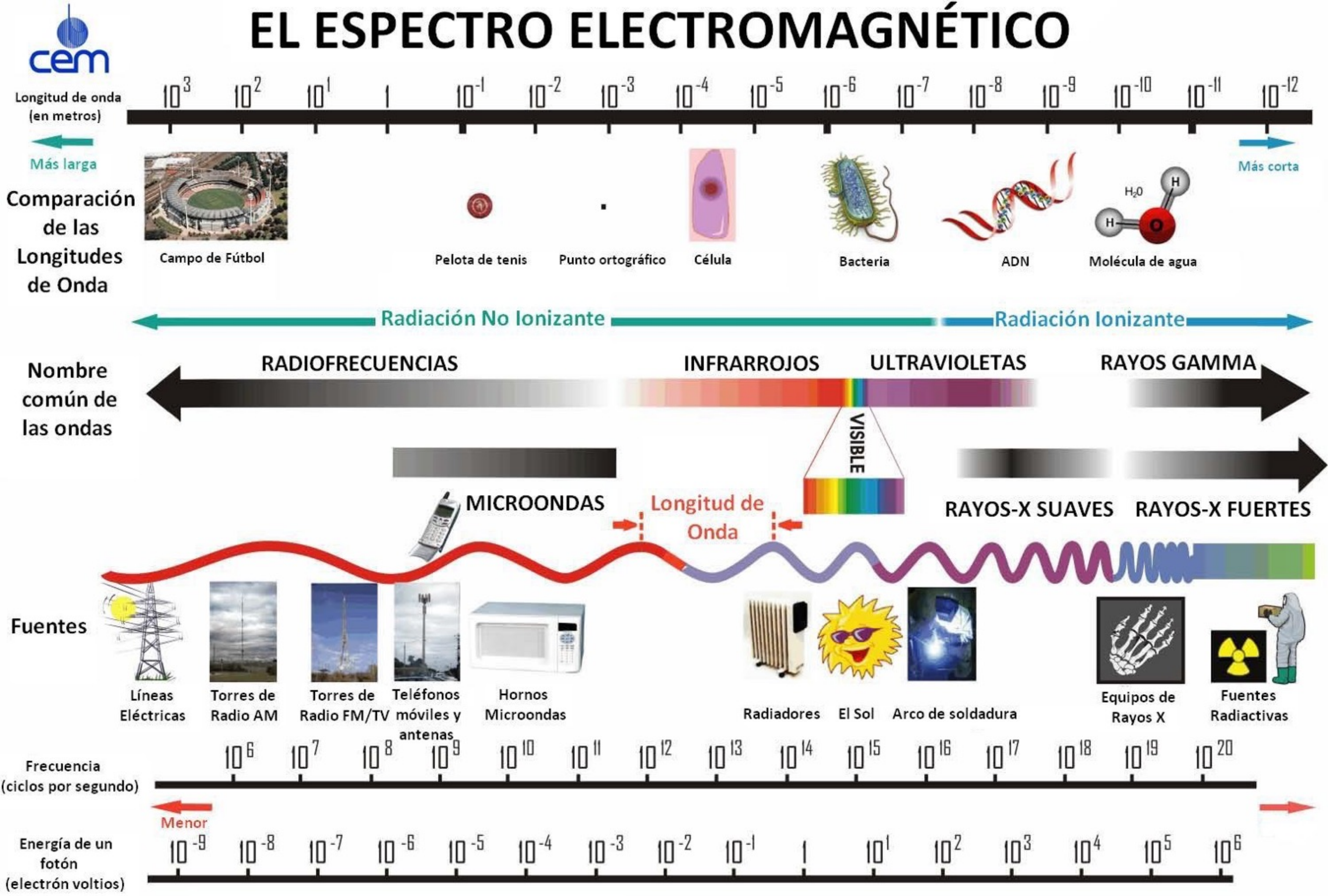




$\nu = c/\lambda$

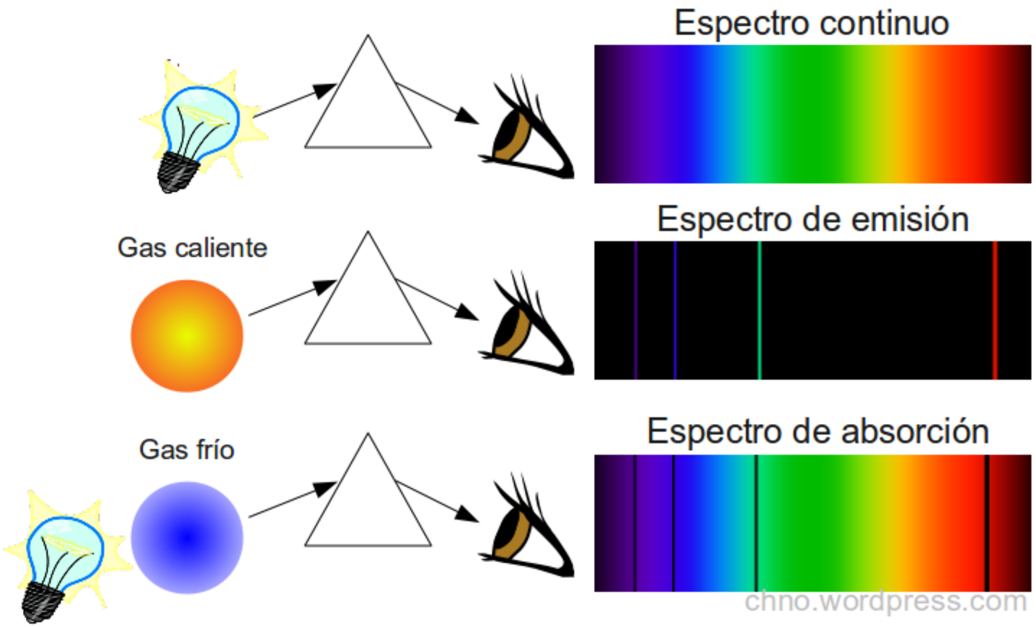


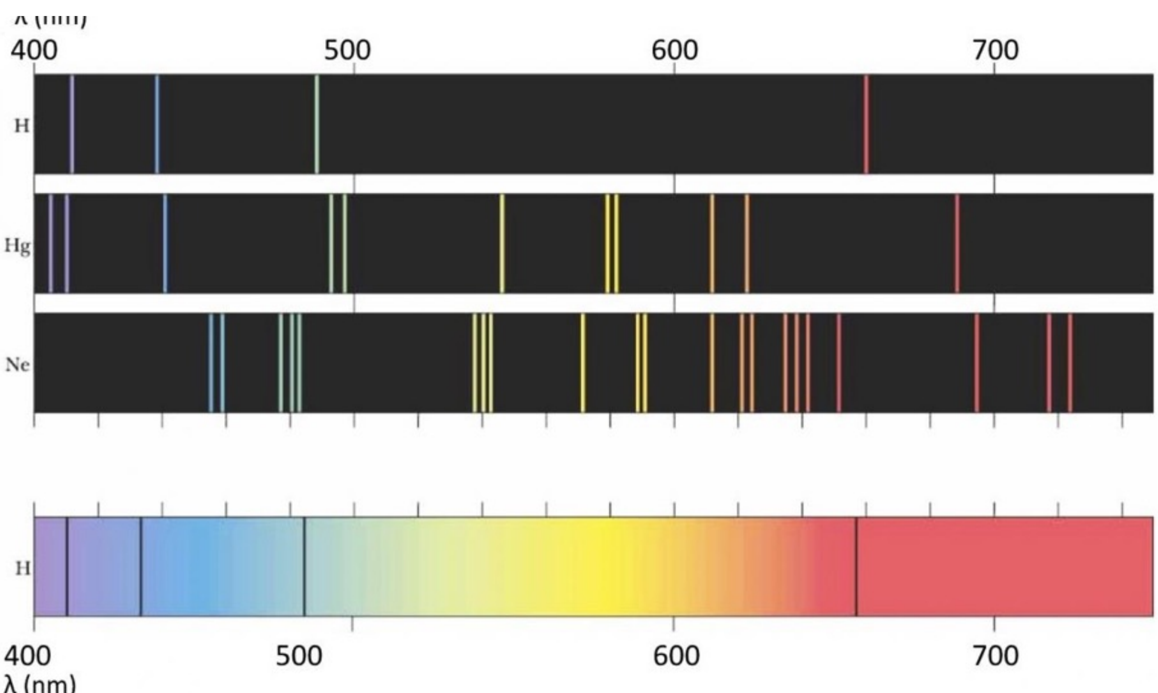
EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

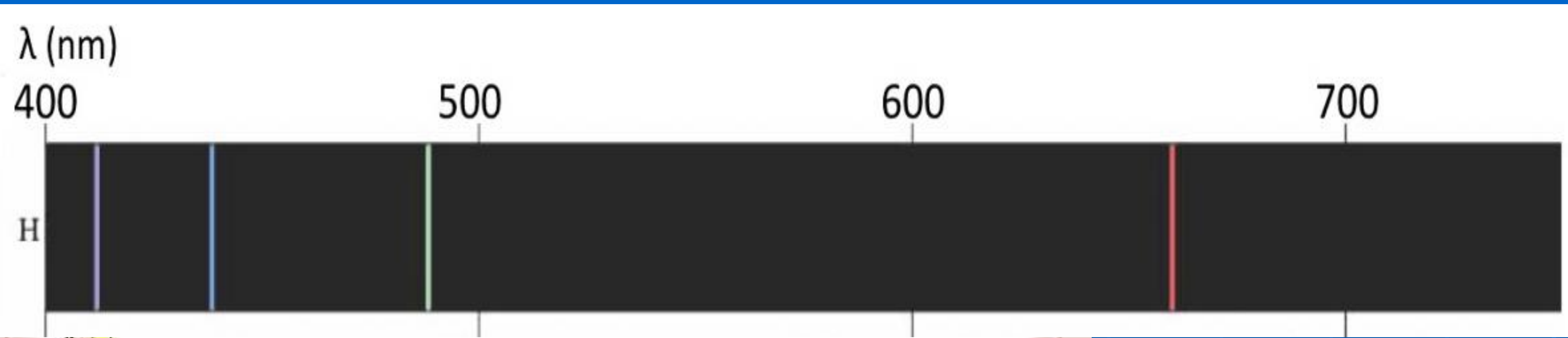


Más información: www.electromagneticos.es   Correo electrónico: informa@electromagneticos.es

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:

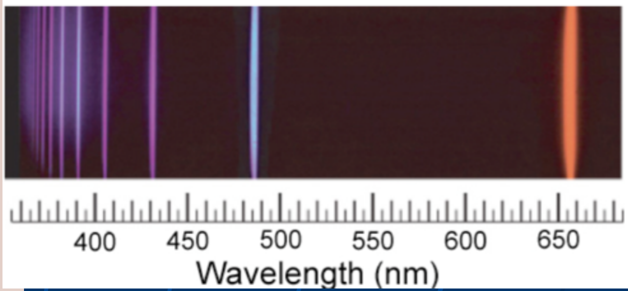
$$\frac{1}{\lambda} = R\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \qquad n = 3,4,\ldots$$

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

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

El número n es simplemente un entero; la fórmula anterior dá la mayor longitud de onda, 656 nm, cuando n=3, y dá 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



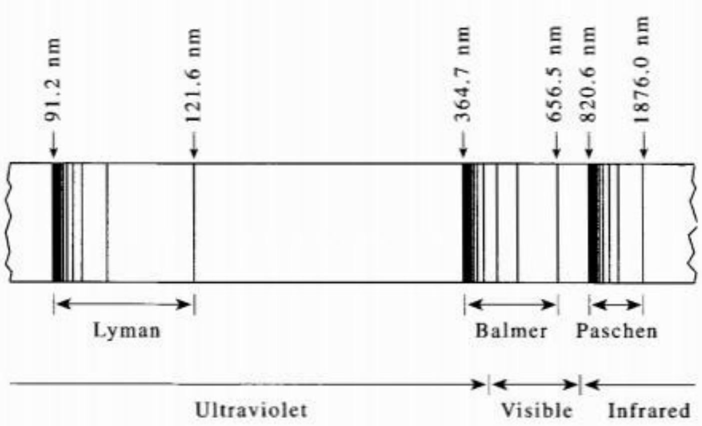


FIGURE 1.7
A schematic representation of the various series in the hydrogen atomic spectrum. The Lyman series lies in the ultraviolet region; the Balmer lies in the visible region; and the Paschen and Bracket series lie in the infrared region (see Table 1.1).

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
Bracket	4	5, 6, 7, ...	Infrared

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

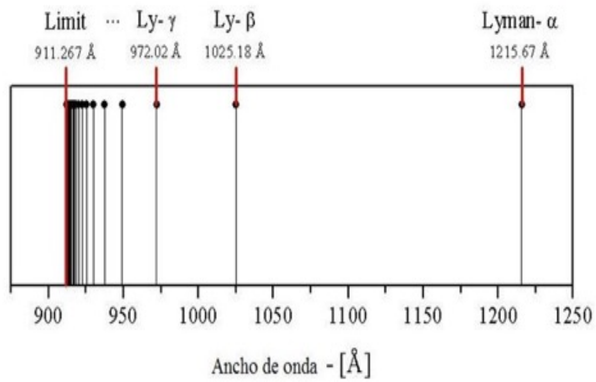
Determinar λ de la primera y de la última línea de la serie d
Lyman.

a) primera línea : n=1, p=2. $\lambda_1 = 1.2156\text{x}10^{-5}$ cm= 125.1 nm (UV)

b) última línea : n=1, p→∞, $\lambda_\infty = 9.11\text{x}10^{-6}$ cm = 91.16 nm (UV).

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

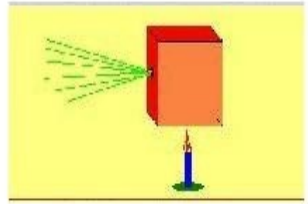
Si n=1 y los valores para n = 2, 3, 4,...etc. →∞, tenemos la serie de Lyman



1) primera línea en λ_1 = 125.1 nm (UV)
2) última línea, λ_∞ = 91.1 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".



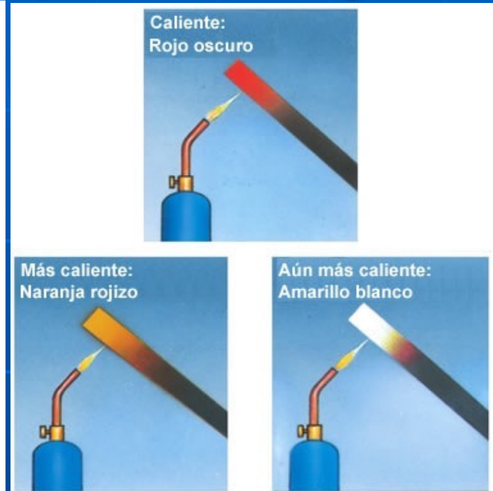
El espectro de la radiación emitida se determina por las amplitudes y frecuencias de las ondas electromagnéticas estacionarias del cuerpo.

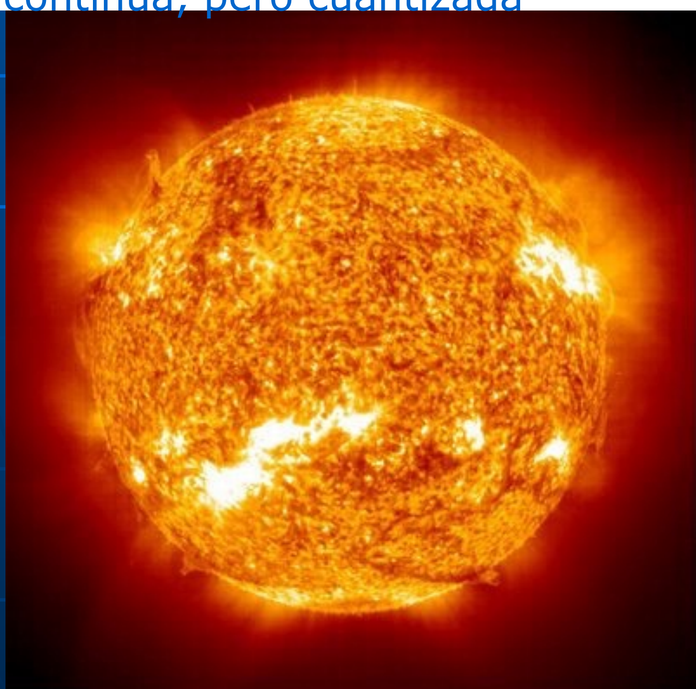
La teoría clásica del electromagnetismo no podía explicar el espectro de la radiación.

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

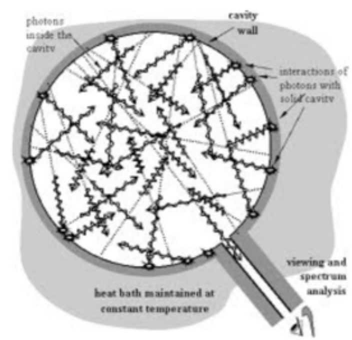
$$E = nh\nu,$$
$$n = 1,2,3,...$$

la energía se emite no de manera contìnua, pero cuantizada





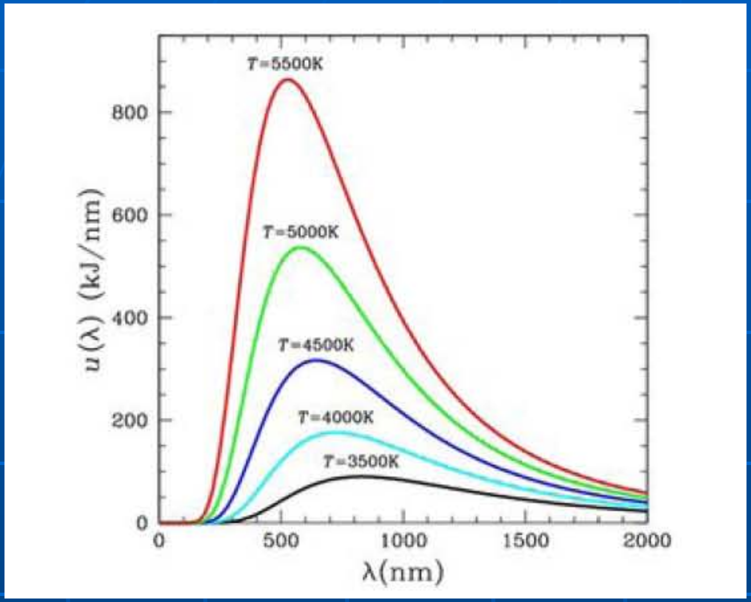
- Hole in a perfect cavity acts effectively as a perfect blackbody
- Light entering the hole has essentially zero chance to escape

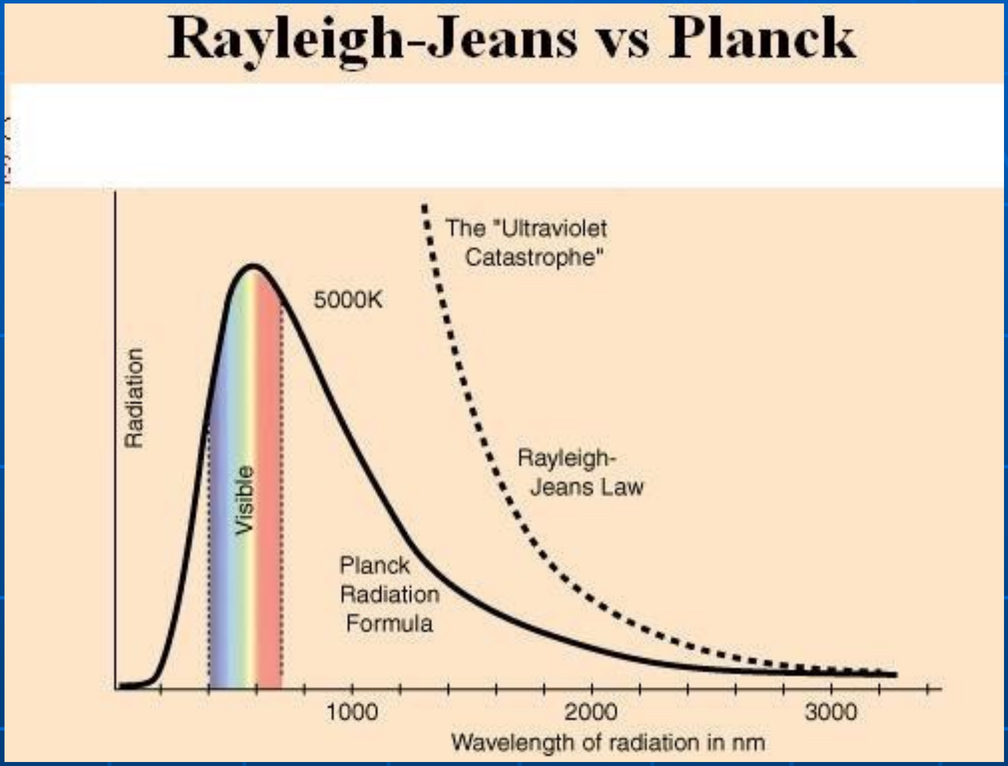


Cuantización de la energía

$E = nh\nu$

espectro de energía del cuerpo negro





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

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

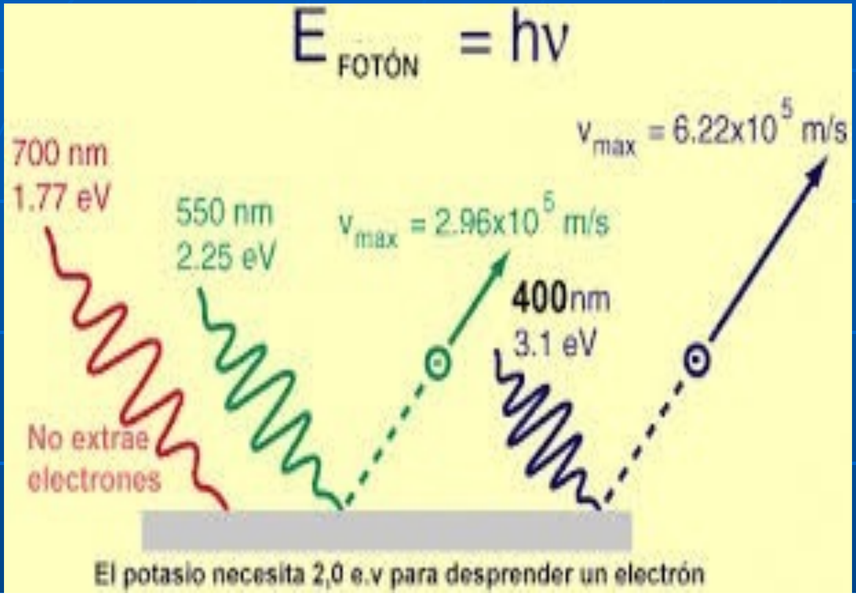
Quantum Nature of Light

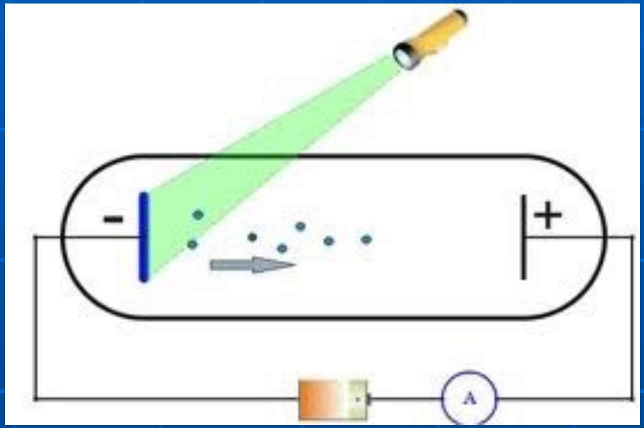
- Newton puts forth corpuscular theory of light
  - Explains reflection and refraction
- Experiments reveal interference phenomena
  - Young’s double slit -> Light is a wave!
  - Maxwell equations -> Light is a wave!
  - Diffraction and interference -> Light is a wave!
- Quantized radiation -> Light 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

Efecto fotoeléctrico y fotón





E = hν

EFECTO FOTOELÉCTRICO

El fotón tiene energía E = hν

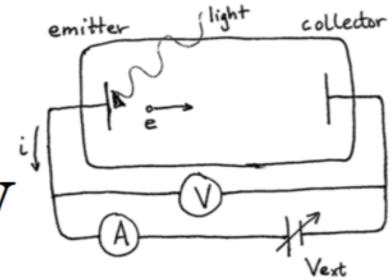
Energía cinética máxima = K = $E_{fotón}$ - E_{enlace} = hν – E_{enlace}

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

λ = hc/E

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

Photoelectric effect (Quantum)



- Example: Laser pointer on sodium

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

- Photon energy

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

- Red laser is not enough
- Cutoff wavelength

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

Un fotón tiene una frecuencia de 2.0×10^{24} Hz.

¿Cuál es la energía de este fotón?

Primero, podemos aplicar la ecuación de Planck.

$$E = h\nu$$

Después, sustituimos el valor dado para la frecuencia, así como el valor de la constante de Planck, h, y resolvemos.

$$E = (6.626 \times 10^{-34}\ \mathrm{J} \cdot \cancel{\mathrm{s}}) \times (2.0 \times 10^{24}\ \cancel{\mathrm{s}^{-1}}) = 1.3 \times 10^{-9}\ \mathrm{J}$$

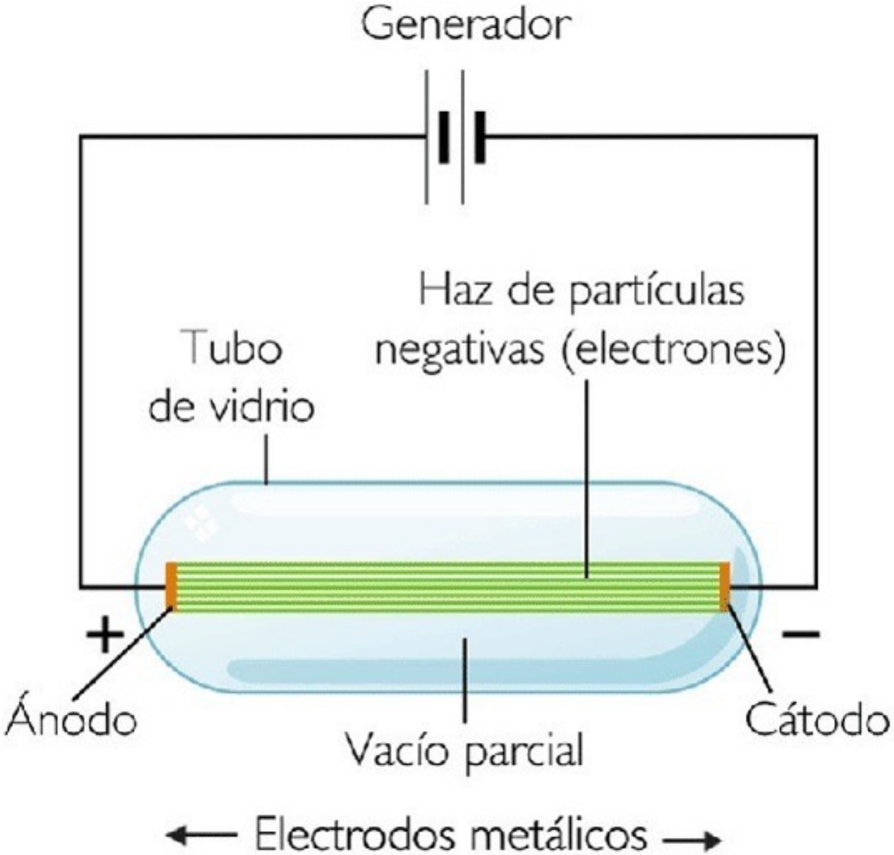
Verificación de conceptos: la longitud de onda de la luz anaranjada es de alrededor de $590 - 635$ nm, y la longitud de onda de la luz verde es de alrededor de $520 - 560$ nm. ¿La luz de cuál color es más energética, la anaranjada o la verde?

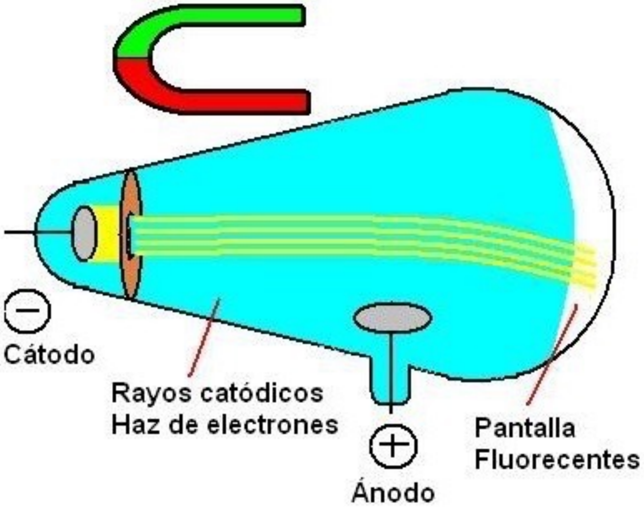
(Pista: ten en mente lo que has aprendido sobre la relación entre la longitud de onda y la frecuencia).

Ocultar respuesta.

La luz verde es más energética que la luz anaranjada. Esto pues la luz verde tiene una longitud de onda más pequeña y, por lo tanto, una mayor frecuencia y una mayor energía que la luz anaranjada.

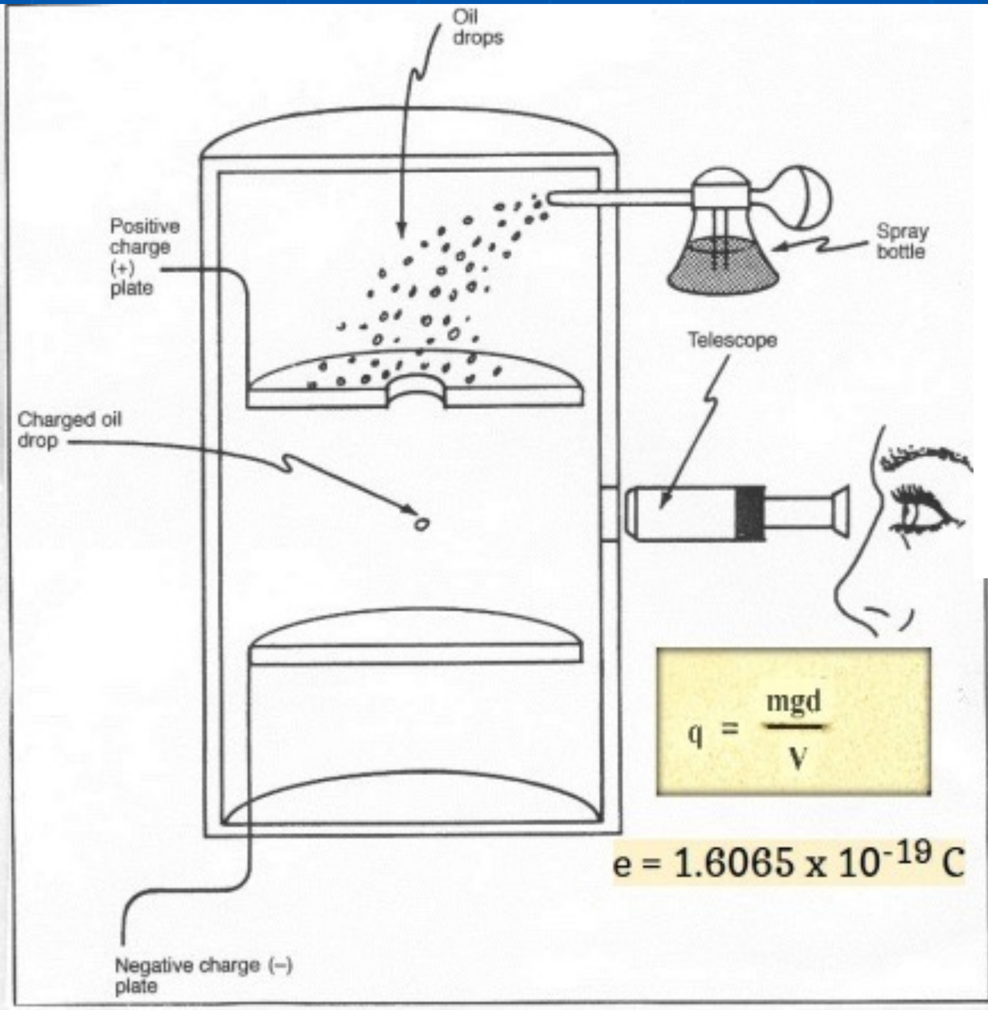
Descubrimiento del electrón





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

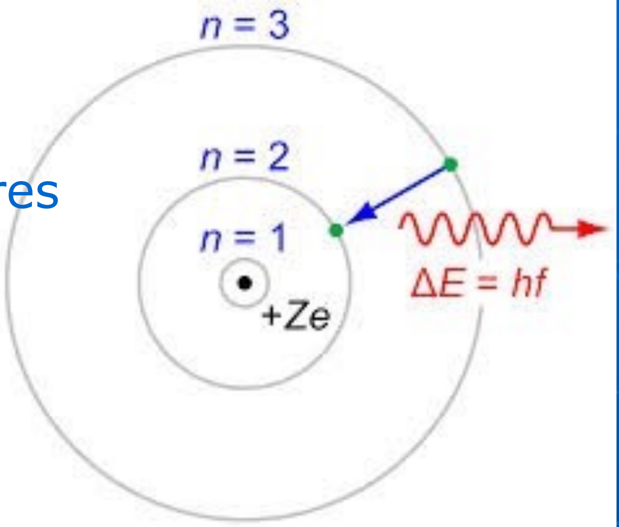
el electrón tiene masa, carga, momento lineal, se desvía por campos eléctricos y magnéticos: se puede describir como partícula



el experimento permite determinar
la carga del electrón

átomo de hidrógeno

órbitas circulares



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

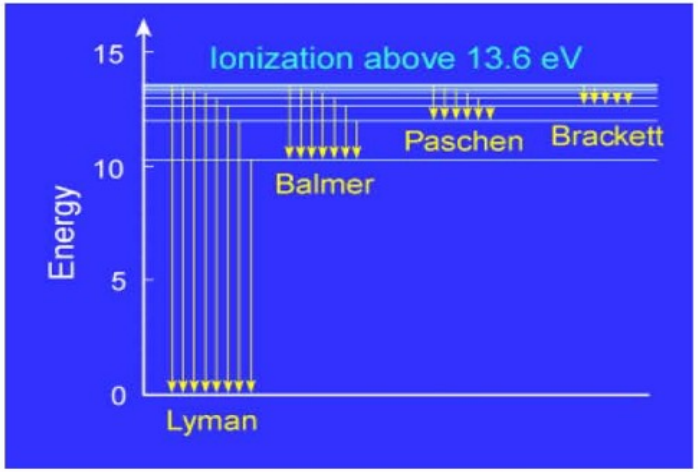
$$E_i - E_f = h\nu$$

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

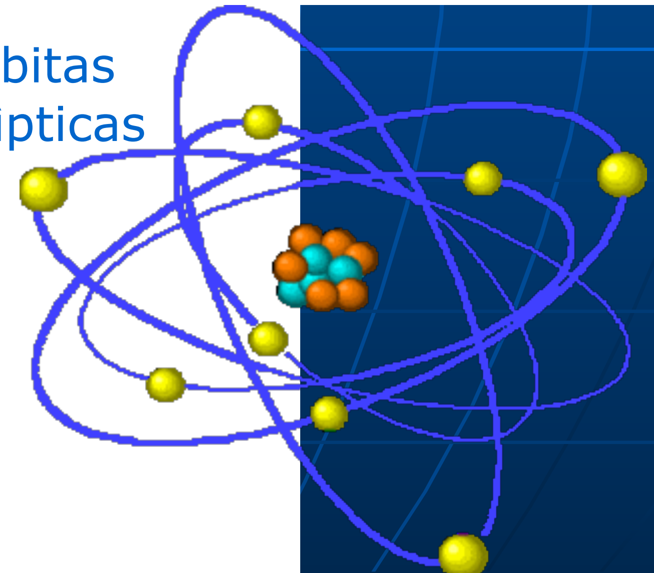
$$E_n = -R_y/n^2$$

$$E_n = -\frac{mZ^2e^4}{8\varepsilon^2{}_0h^2}\left(\frac{1}{n^2}\right) = -\frac{R_y}{n^2}, \quad R_y = 13.65eV, \quad n = 1,2,3,...$$

$n = 1,2,3,....$
$R_y = 13.6$ eV



órbitas elìpticas



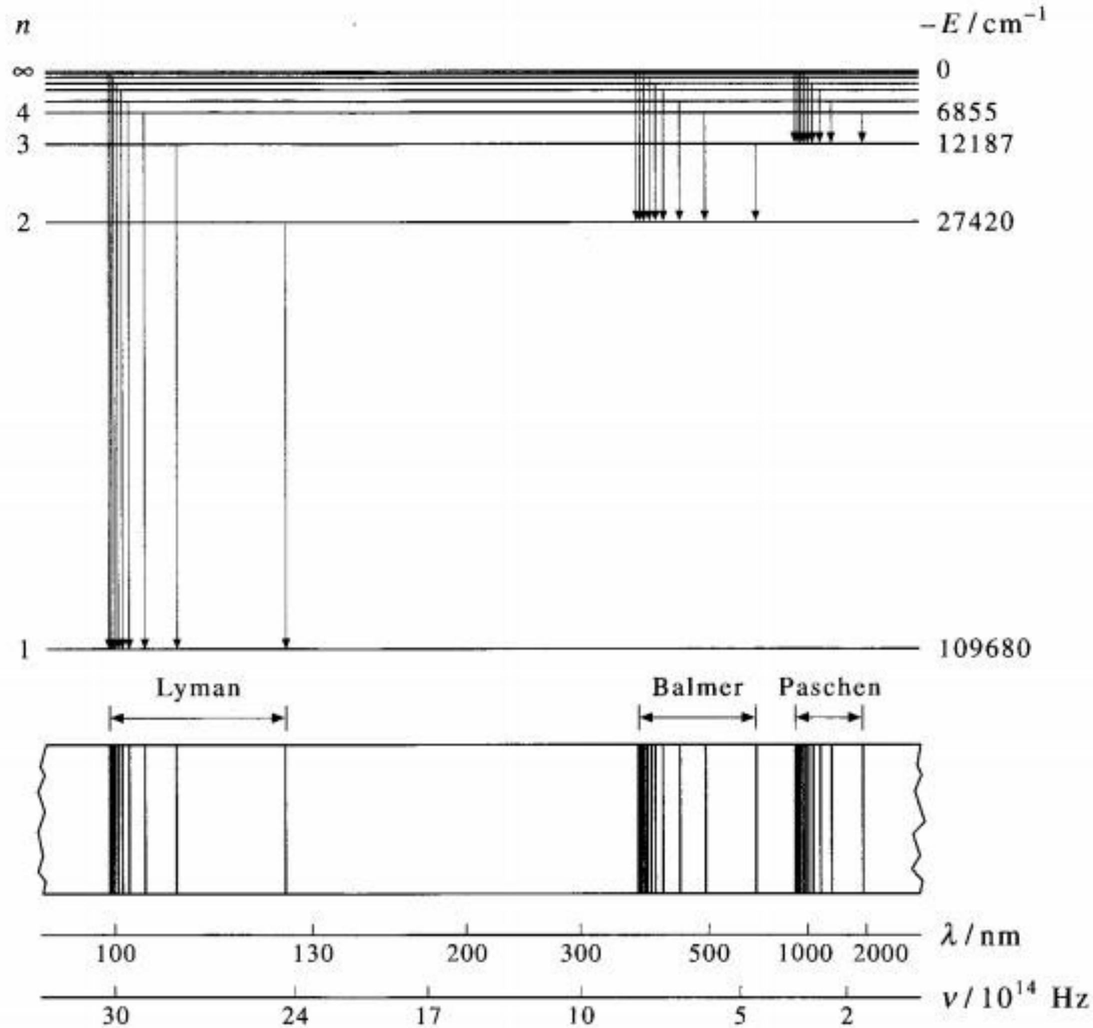


FIGURE 1.10
The energy-level diagram for the hydrogen atom, showing how transitions from higher states into some particular state lead to the observed spectral series for hydrogen.

Deficiencias del modelo de Bohr:

1. No se puede aplicar a átomos multielectrónicos
2. 2. No predice la llamada estructura fina de las lineas 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

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

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 $\lambda = \{h/p\}$."

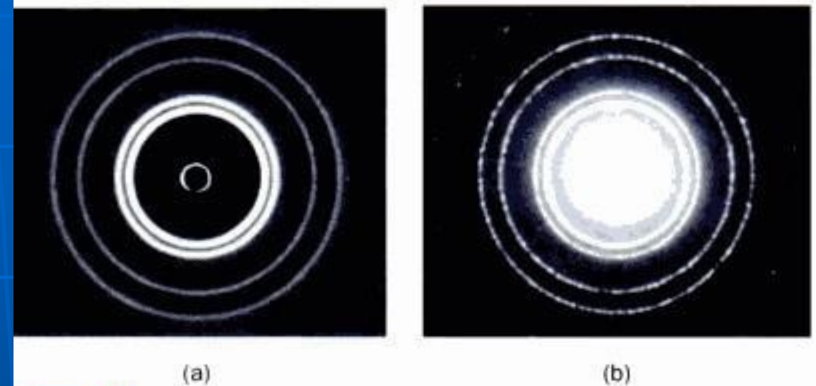


Figura 4.23.

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

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

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{6.6\times10^{-34}J.s}{10^{-15}kg\times10^{-3}m/s} = 6.6\times10^{-6}\text{A}$$

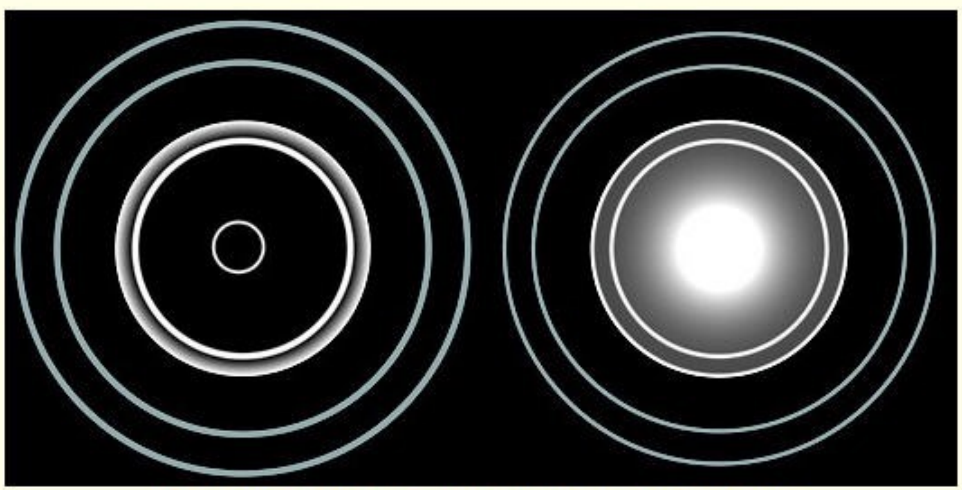
Es una longitud de onda completamente despreciable en la escala de la partícula.

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,

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



Adobe Illustrator images provided courtesy of J. Burch, 2002

[redacted]

- de Broglie wavelength $$\lambda_{\text{dB}} = \frac{h}{p}$$
- Why not observed in everyday life?

m = 0.16 kg
v = 161.26 km/h
~ 44.8 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 kg
v = 44.72 km/h
~ 12.42 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