

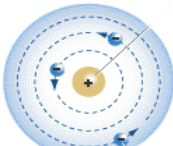
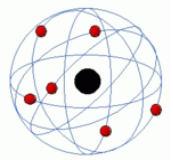
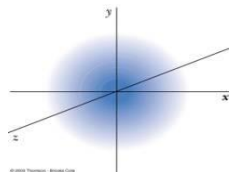


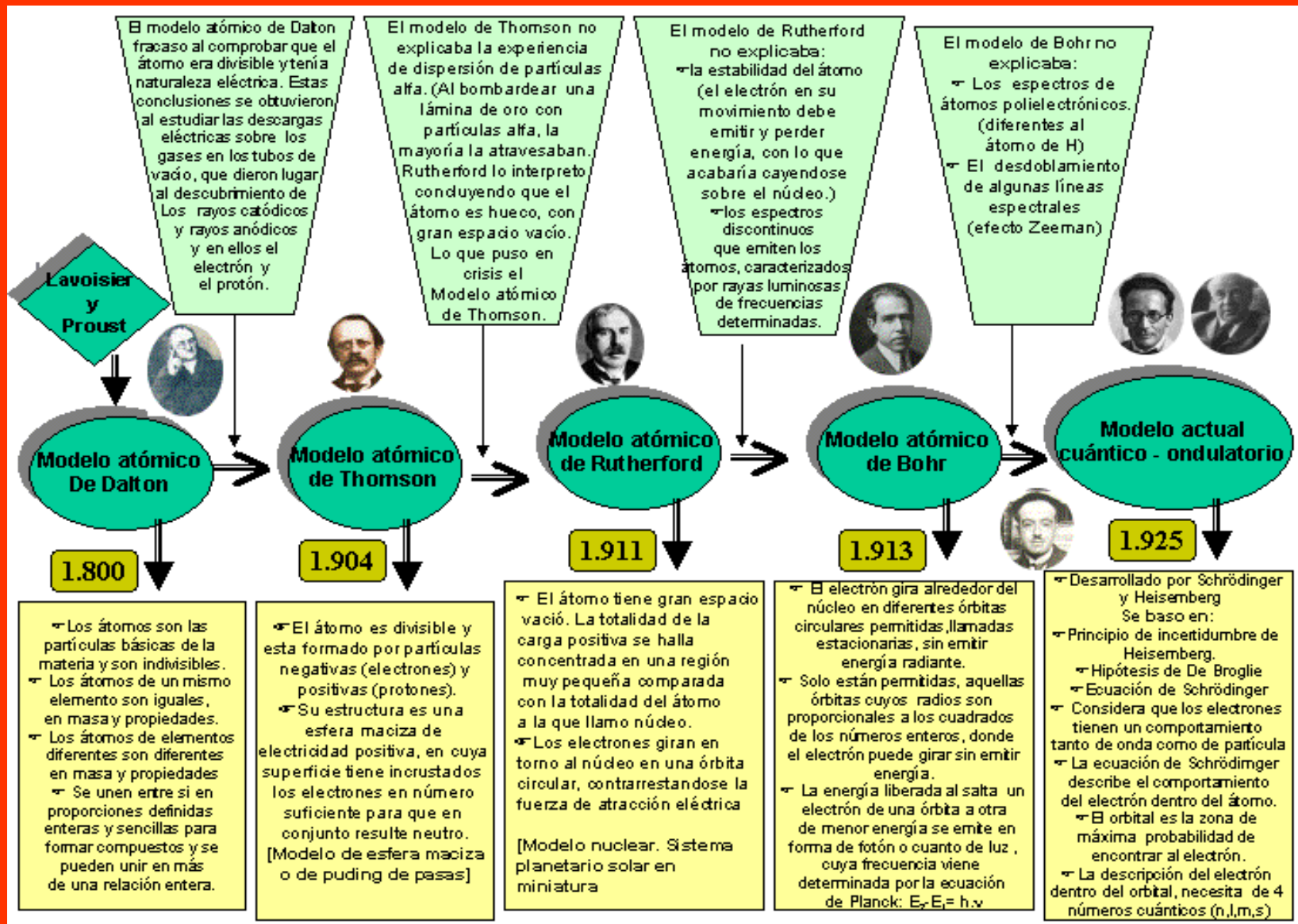


# ***ESTRUCTURA ATÓMICA***

***“Los átomos son en su mayor parte espacio vacío.  
La materia se compone principalmente de nada”  
(Carl Sagan)***

AÑO	CIENTÍFICO	MODELO ATÓMICO
1800	<b><i>J. Dalton</i></b> <b><i>(1766–1844)</i></b>	
1904	<b><i>J.J. Thomson</i></b> <b><i>(1856-1940)</i></b>	 Existencia de <b><i>electrones</i></b>
1911	<b><i>E.Rutherford</i></b> <b><i>(1871-1937)</i></b>	 Existencia de <b><i>protones</i></b>
1913	<b><i>N. Bohr</i></b> <b><i>(1885-1962)</i></b>	
1932	<b><i>J. Chadwick</i></b> <b><i>(1891-1974)</i></b>	Existencia del <b><i>neutron</i></b>
1933	<b><i>E. Schrödinger</i></b> <b><i>(1887-1961)</i></b>	

# Evolución de los modelos atómicos



# Según Dalton:

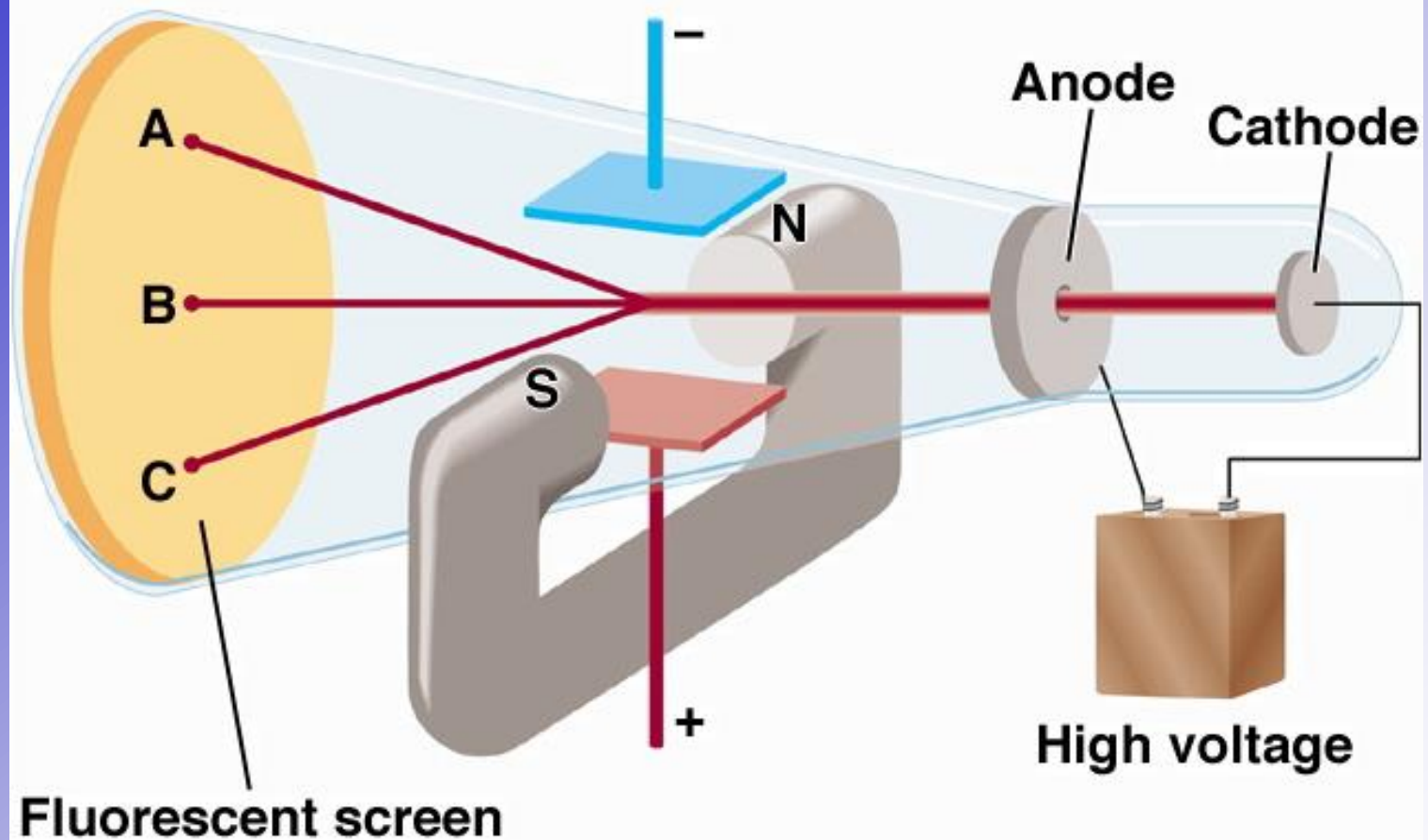
- ✓ Los átomos son partículas básicas indivisibles
- ✓ Los átomos de un mismo elemento son idénticos
- ✓ Los átomos de distintos elementos poseen diferente masa y propiedades
- ✓ Los átomos se unen en proporciones definidas, enteras y sencillas para formar compuestos
- ✓ En una reacción química los átomos se intercambian entre sí para producir nuevas sustancias



# ***Modelo de átomo de DALTON***



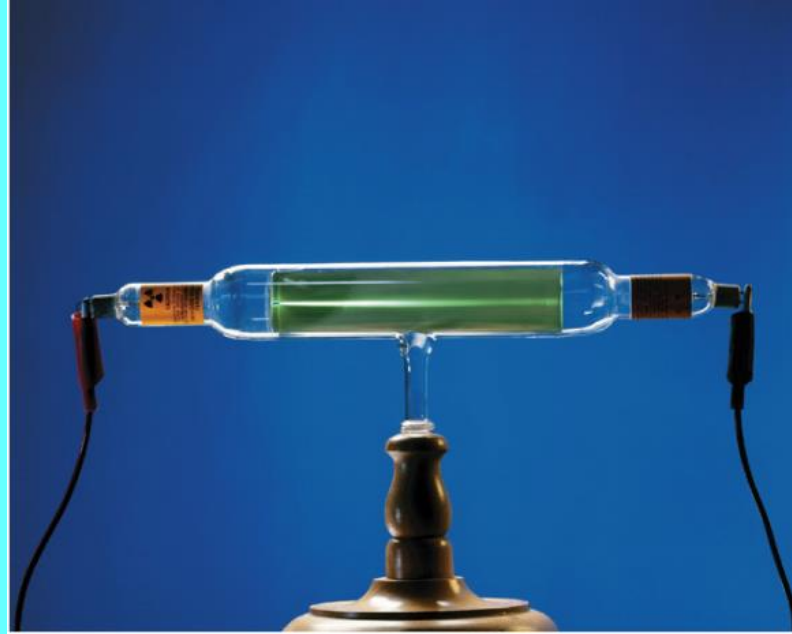
# TUBO DE RAYOS CATODICOS



J.J. Thomson, *determinó la masa/carga del  $e^-$*   
(1906 Premio Nobel de Física)

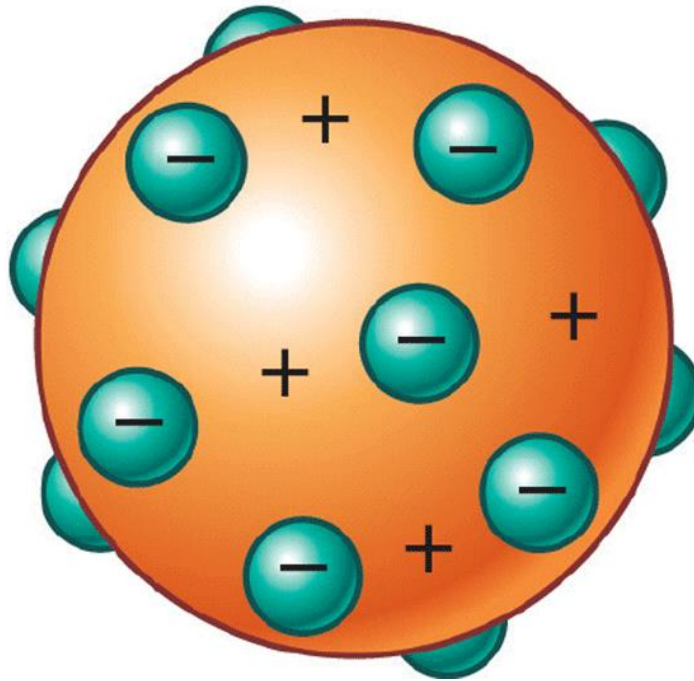
# TUBO DE RAYOS CATODICOS

[https://www.youtube.com/watch?v=F0I-11R\\_IHg](https://www.youtube.com/watch?v=F0I-11R_IHg)



# ***Modelo de átomo de THOMSON***

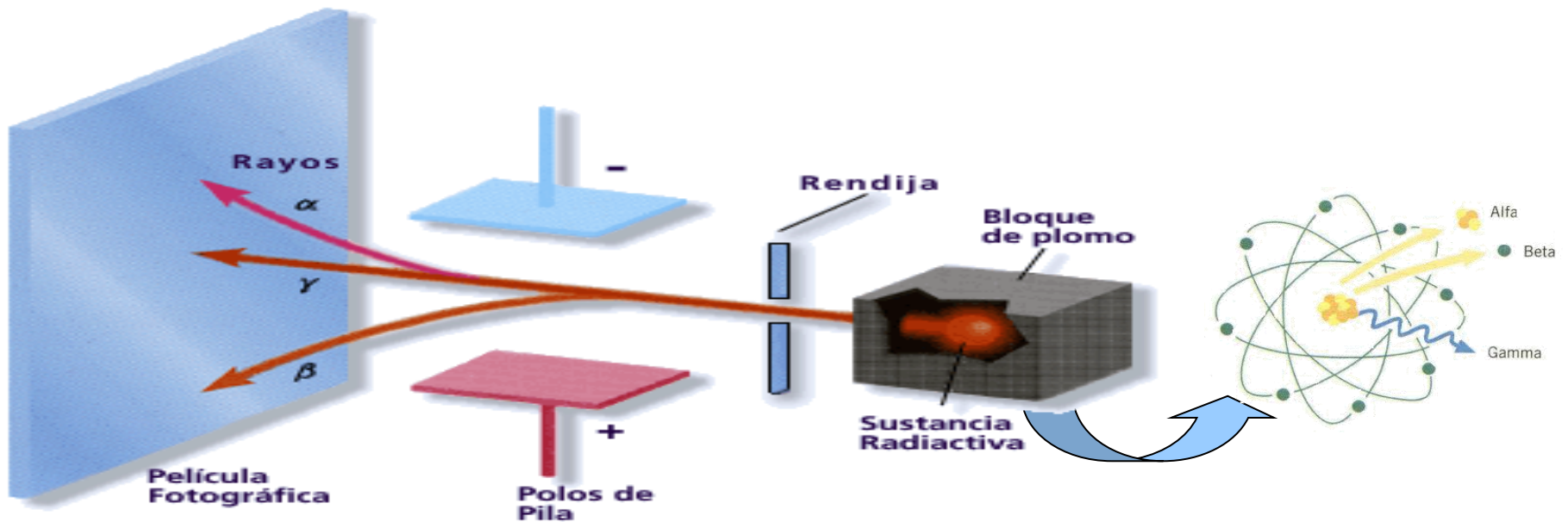
**Carga positiva distribuida en toda la esfera**

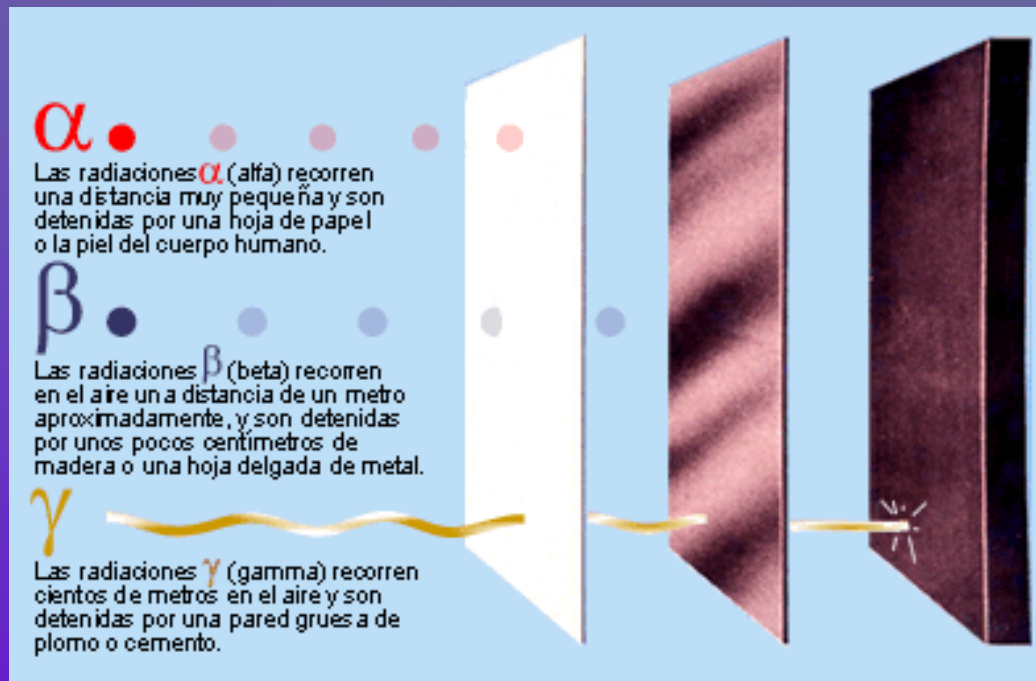
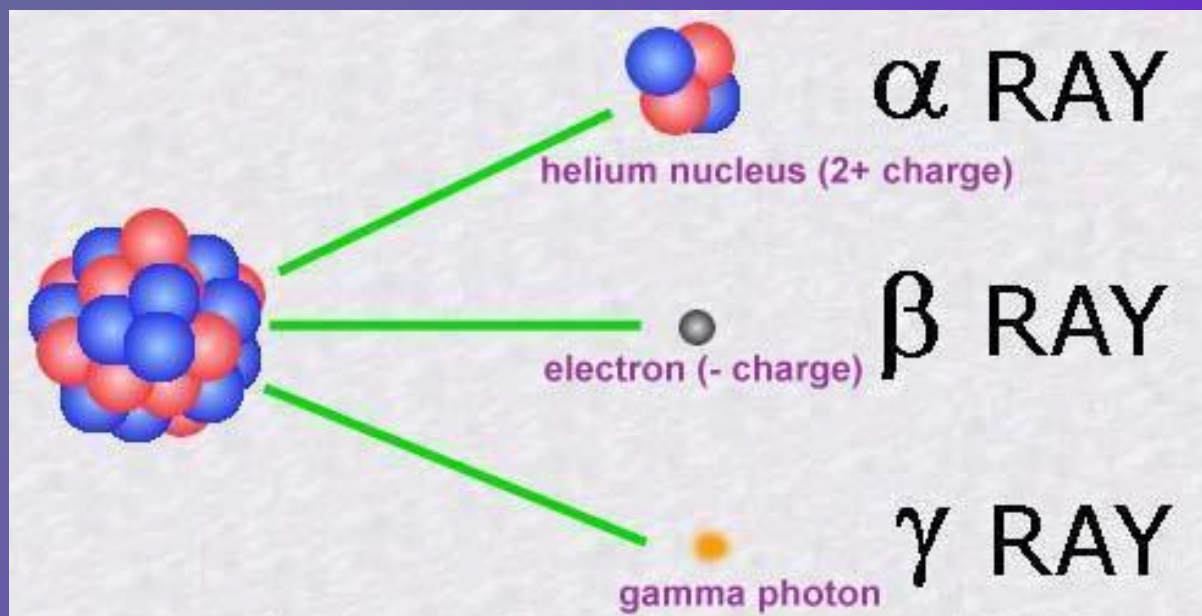




# ***Elementos radiactivos***

## ***Becquerel – Marie Curie***



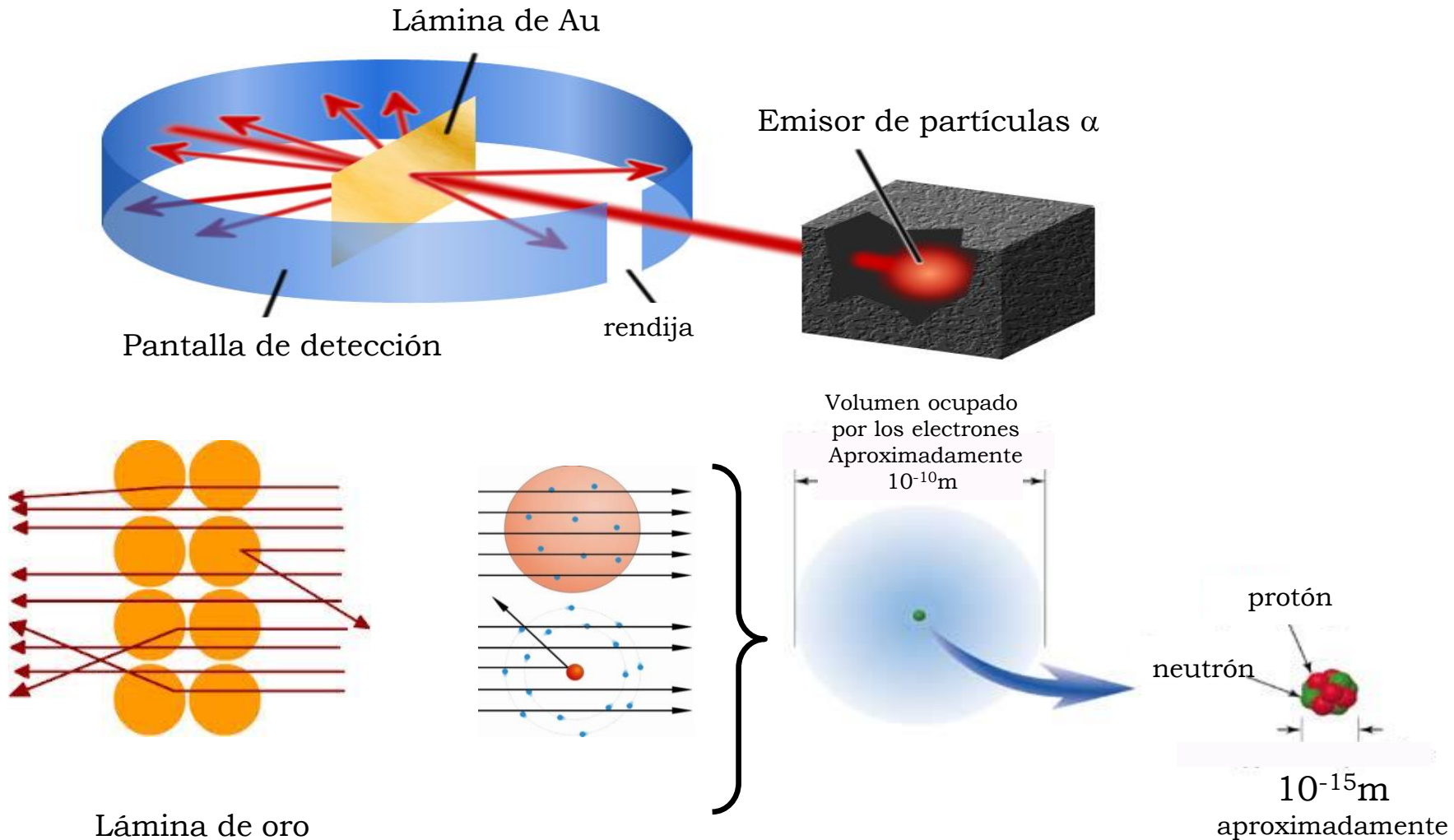


**Poder de penetración de los distintos tipos de radiación**

# Experiencia de Geiger-Marsden Dirigida por Ernest Rutherford

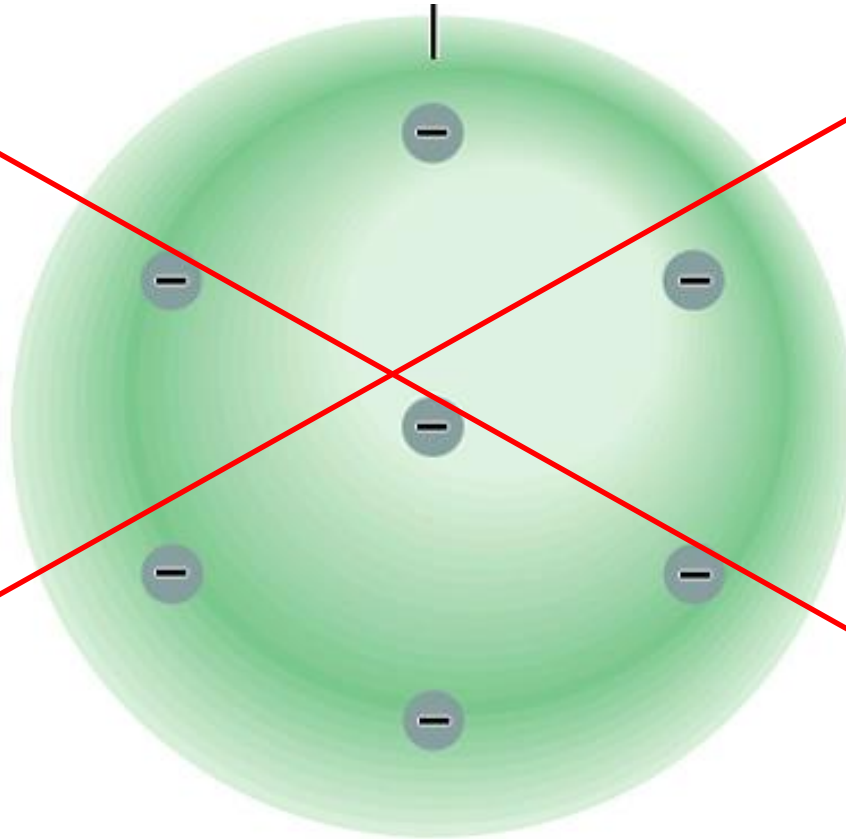
## Existencia del protón

<https://www.youtube.com/watch?v=j42uh8K8bIg>

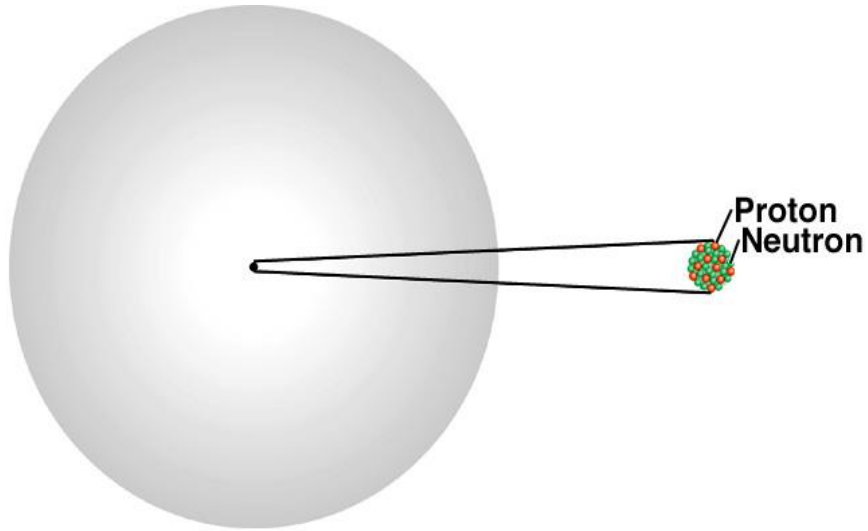


# ***Modelo de átomo de THOMSON***

**Carga positiva distribuida en toda la esfera**

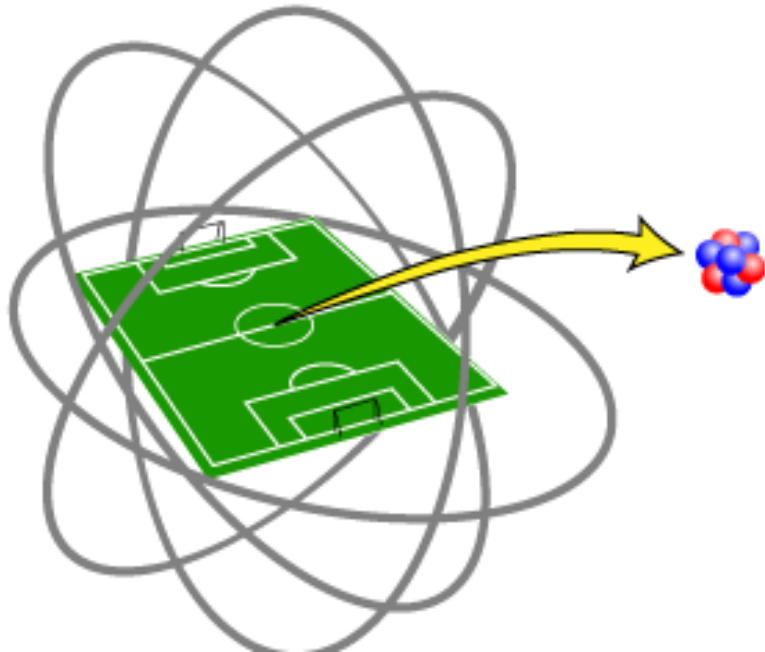


# ***Modelo de átomo de Rutherford***



**Radio atómico**  $\sim 100 \text{ pm} = 1 \times 10^{-10} \text{ m}$

**Radio nuclear**  $\sim 5 \times 10^{-3} \text{ pm} = 5 \times 10^{-15} \text{ m}$



**“Si el átomo fuera del tamaño de un estadio de futbol, entonces el núcleo sería una esfera de 1 cm en el punto central”**



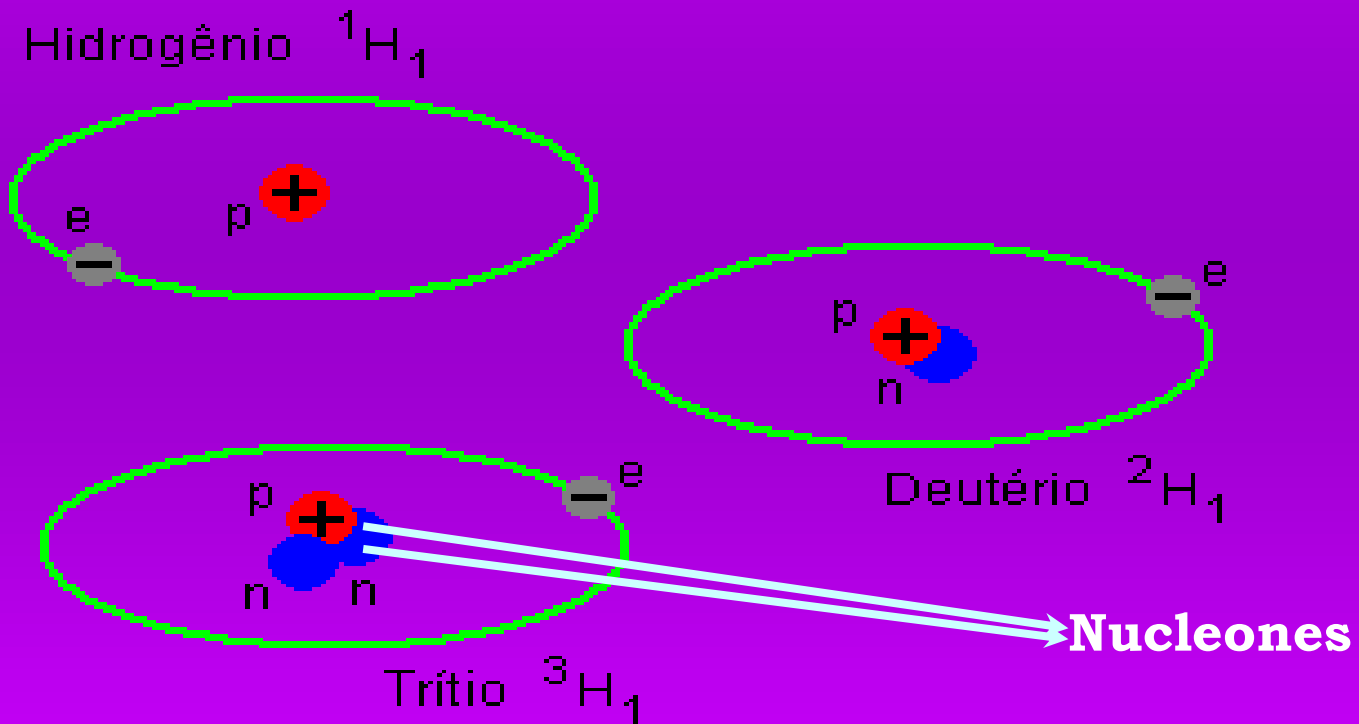
## Propiedades de las partículas subatómicas

Partícula	Símbolo	Carga	Masa (kg)
<i>Electrón</i>	e <sup>-</sup>	-1	9,109 x 10 <sup>-31</sup>
<i>Protón</i>	p	+1	1,6726 x 10 <sup>-27</sup>
<i>neutrón</i>	n	0	1,6749 x 10 <sup>-27</sup>

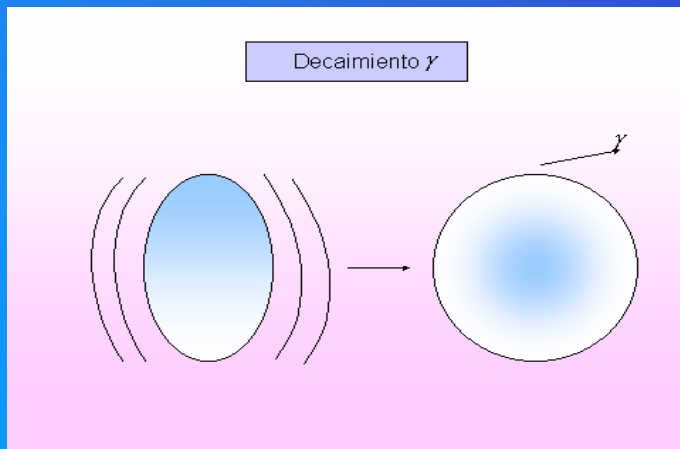
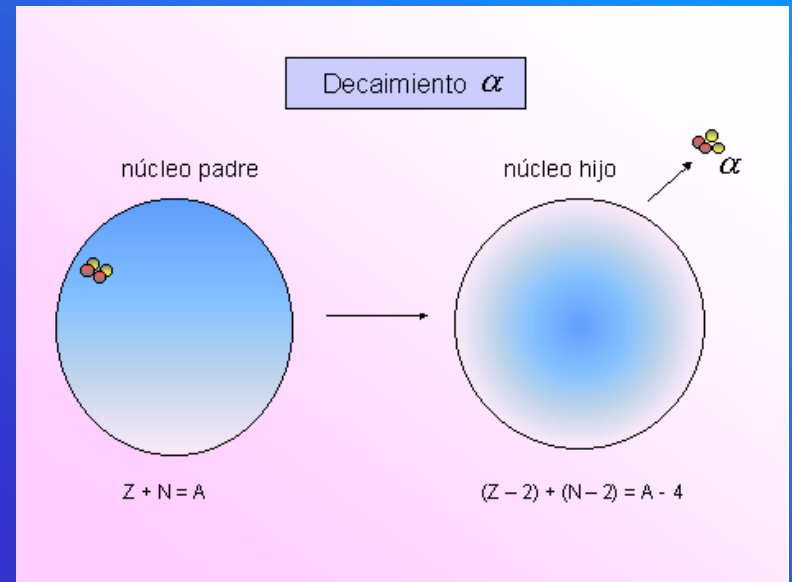
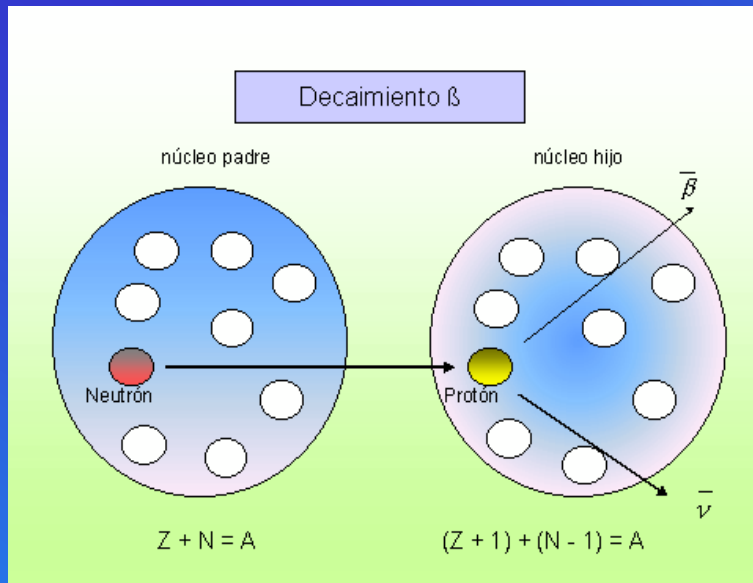
# ISOTOPOS

## Existencia de neutrones

*J. Chadwick (1932)*

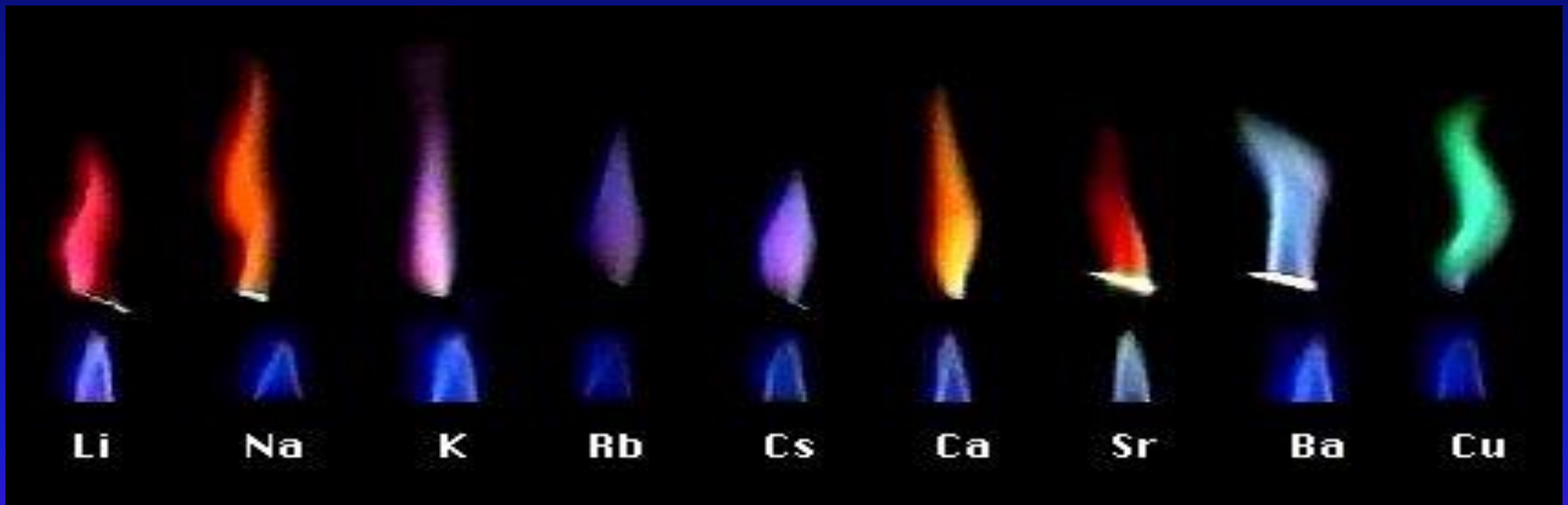


# Isótopos radiactivos

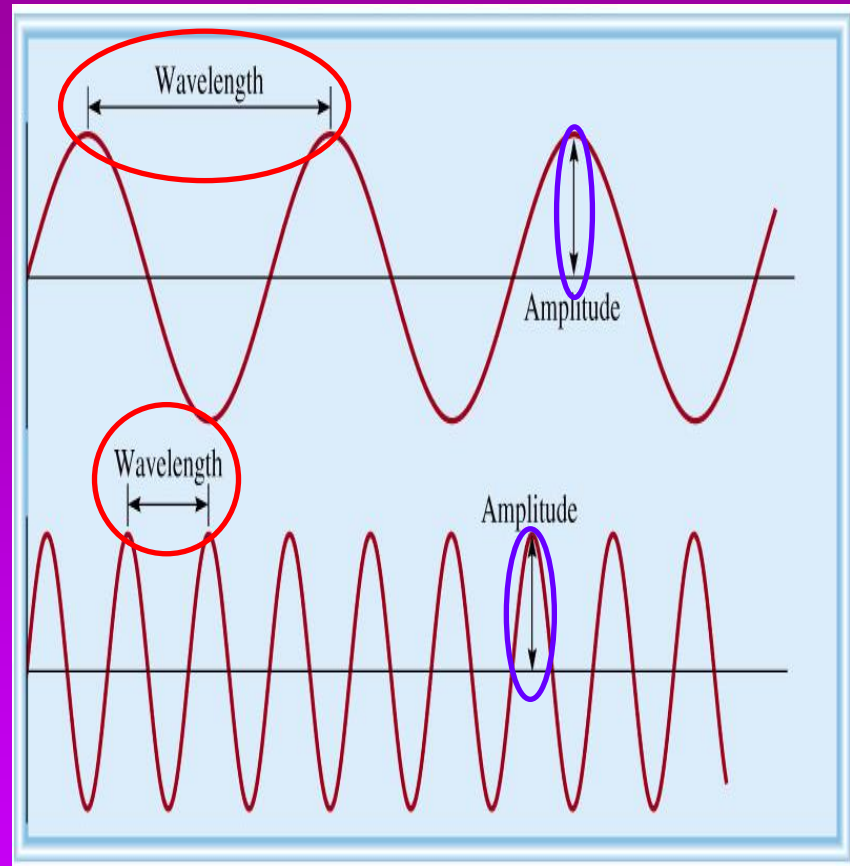
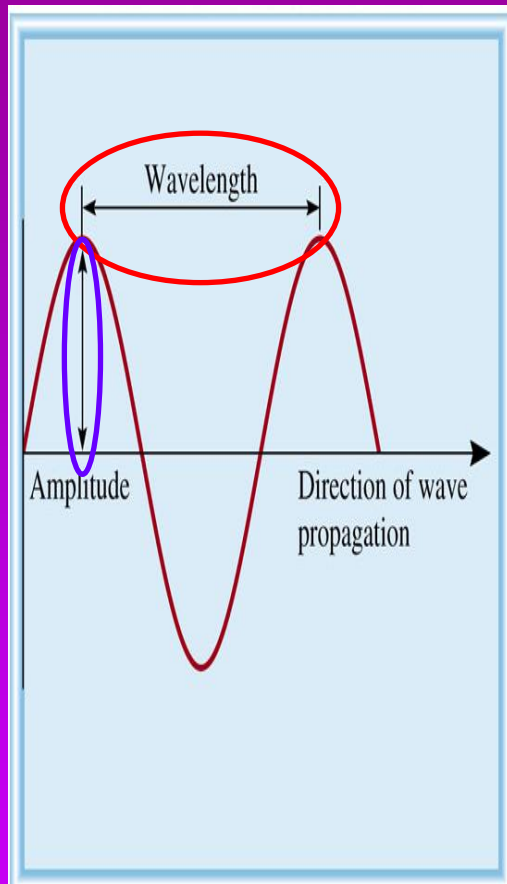


# ***RADIACION ELECTROMAGNETICA***

## **Interacción con la materia**



# Características de la onda



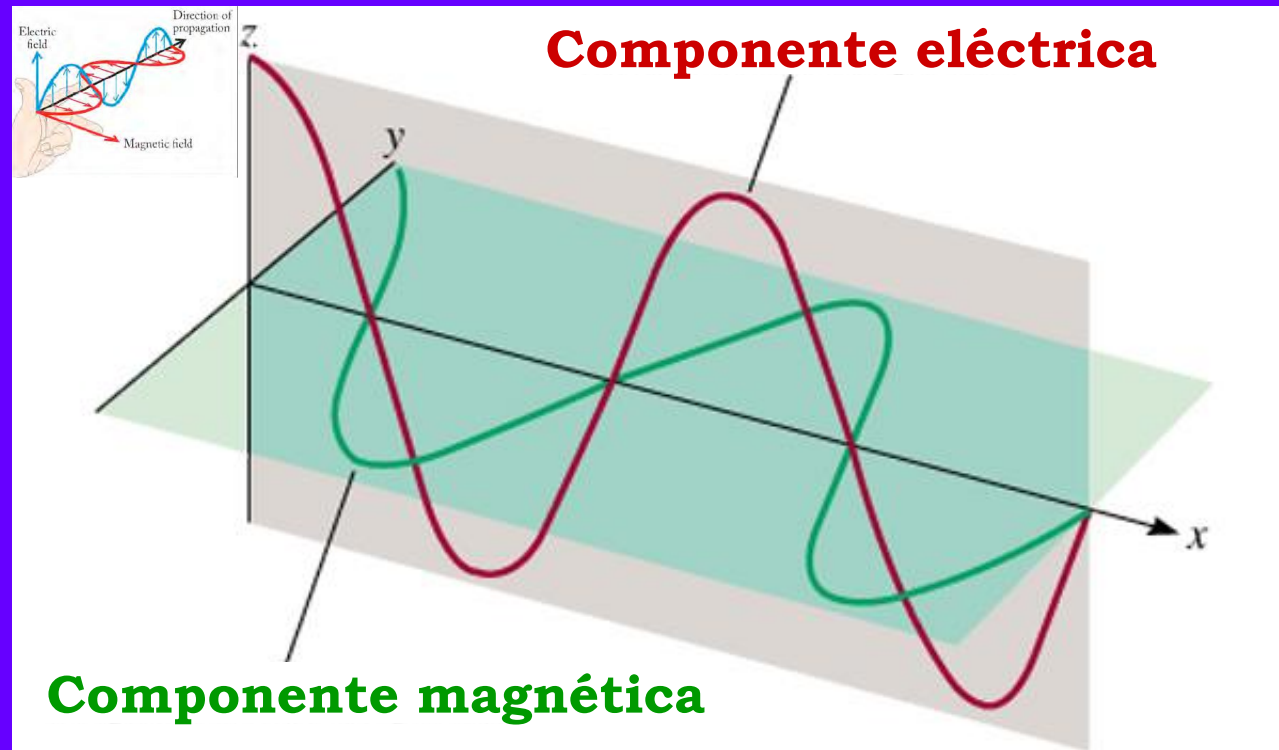
**Longitud de onda ( $\lambda$ )**

**Amplitud**

**Frecuencia ( $\nu$ )**



# La luz está formada por ondas electromagnéticas (Maxwell, 1873)



**Velocidad de la luz** =  $u = \lambda \cdot \nu$

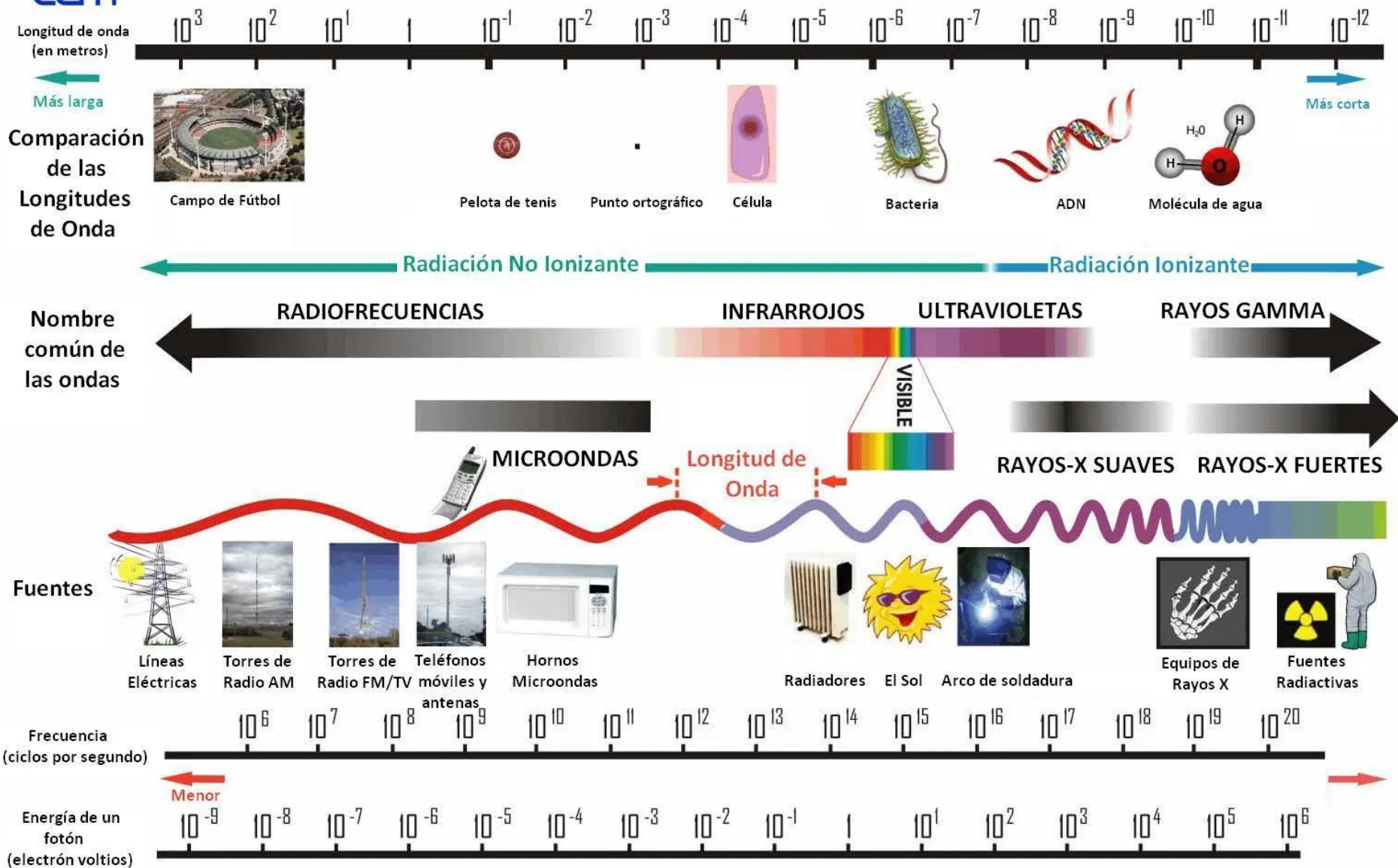
$$u_{\text{vacío}} = c = 3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$$

**Toda** radiación electromagnética en el vacío se mueve con la misma velocidad "**c**"

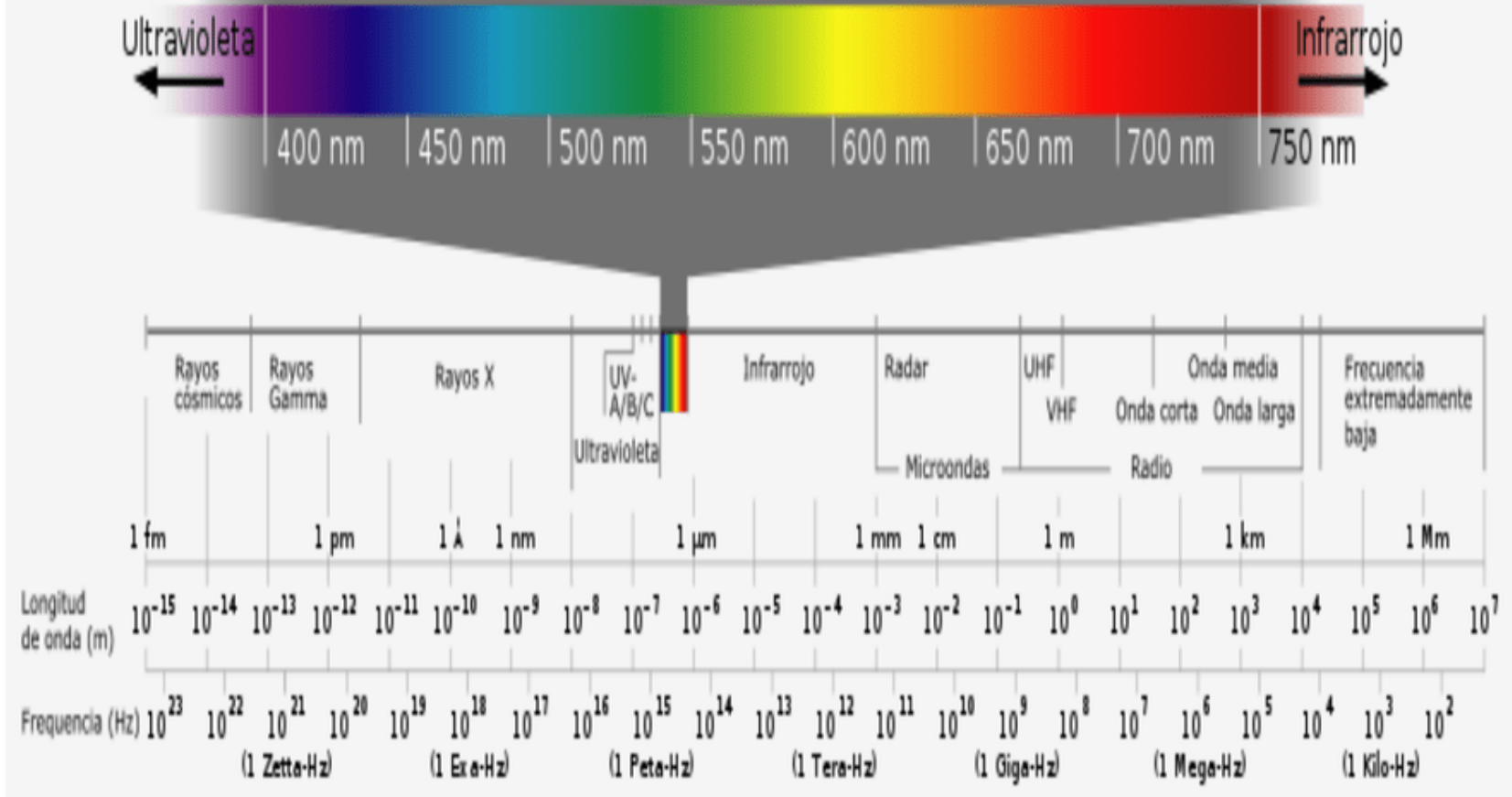
# Radiación electromagnética

Tipo de radiación	Frecuencia ( $10^{-14}\text{Hz}$ )	Long. de onda (nm)	Energía por fotón ( $10^{-19}\text{J}$ )
Rayos X y rayos $\gamma$	$\geq 10^3$	$\leq 3$	$\geq 10^3$
Ultravioleta	8,6	350	5,7
Luz visible			
Violeta	7,1	420	4,7
Azul	6,4	470	4,2
Verde	5,7	530	3,8
Amarillo	5,2	580	3,4
Naranja	4,8	700	2,8
Rojo	4,3	700	2,8
Infrarrojo	3,0	1000	2,0
Microondas y ondas de radio	$\leq 10^{-3}$	$\geq 3 \times 10^6$	$\leq 10^{-3}$

# EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO



## Espectro visible por el hombre (Luz)



### Espectro visible.

Predecesor: <b>Radiación infrarroja</b>	<b>Luz visible</b> <b>Lon. de onda:</b> $7,8 \times 10^{-7} \text{ m} - 3,8 \times 10^{-7} \text{ m}$ <b>Frecuencia:</b> $3,84 \times 10^{14} \text{ Hz} - 7,89 \times 10^{14} \text{ Hz}$	Sucesor: <b>Radiación ultravioleta</b>
--	--	---



Una radiación tiene una frecuencia de  $6,0 \times 10^4 \text{ Hz}$ . Determinar la longitud de onda que le corresponde. ¿En qué región del espectro electromagnético se encuentra?

$$\lambda \cdot \nu = c$$

$$\lambda = c/\nu$$

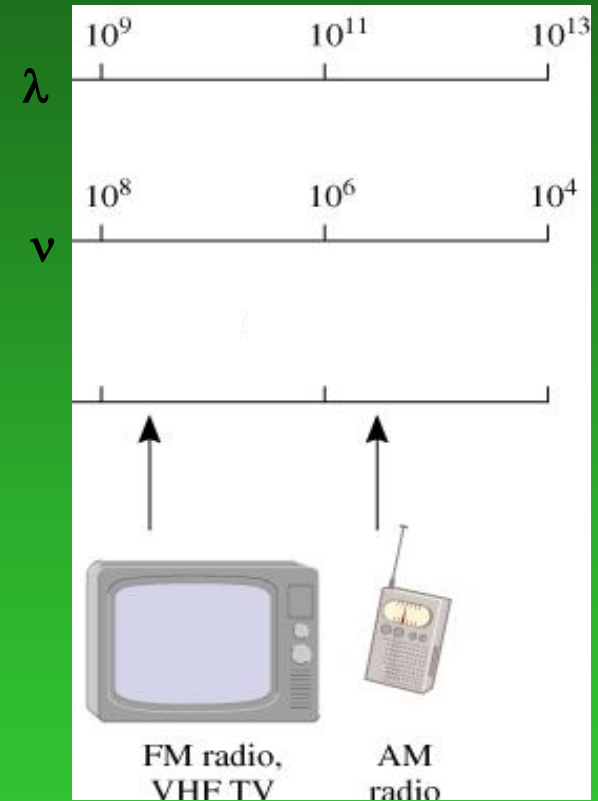
$$\lambda = 3,00 \times 10^8 \text{ m/s} / 6,0 \times 10^4 \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda = 5,0 \times 10^3 \text{ m}$$

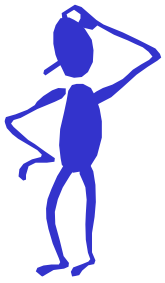
$$\lambda = 5,0 \times 10^{12} \text{ nm}$$



Onda de radio







La luz verde del semáforo tiene una frecuencia de  $5,75 \times 10^{14}$  Hz y la luz roja de  $4,27 \times 10^{14}$  Hz. ¿A que región del espectro corresponden sus  $\lambda$  ?



$$\lambda \cdot \nu = c$$

$$\lambda_{\text{verde}} = 3,00 \times 10^8 \text{ m/s} / 5,75 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

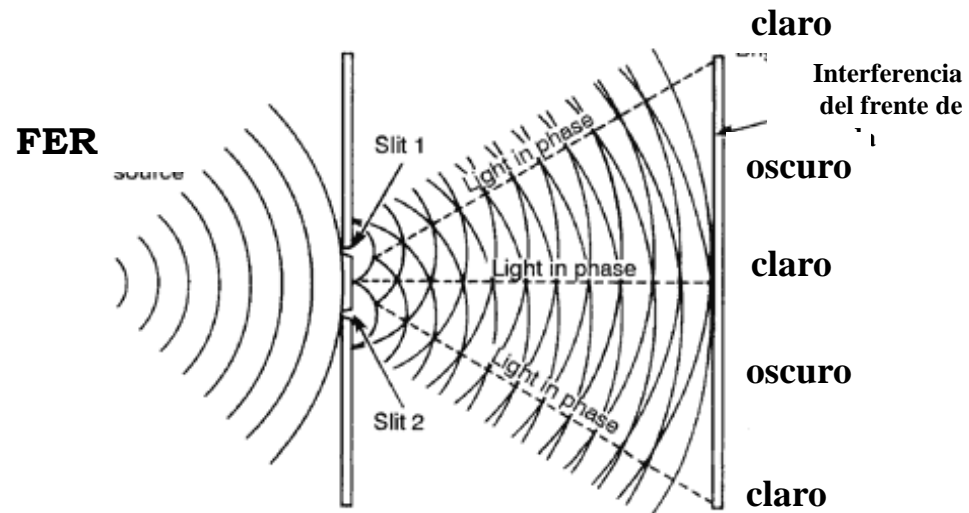
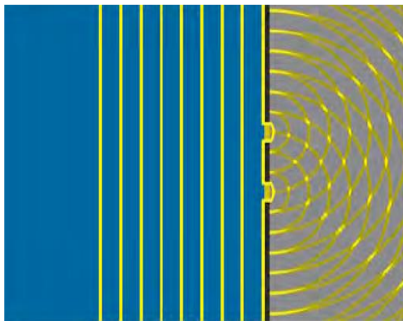
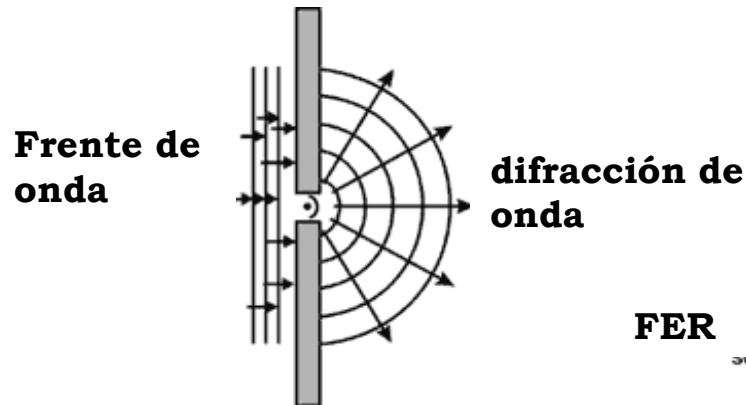
$$\lambda_{\text{verde}} = 521 \times 10^{-9} \text{ m} = 521 \text{ nm}$$

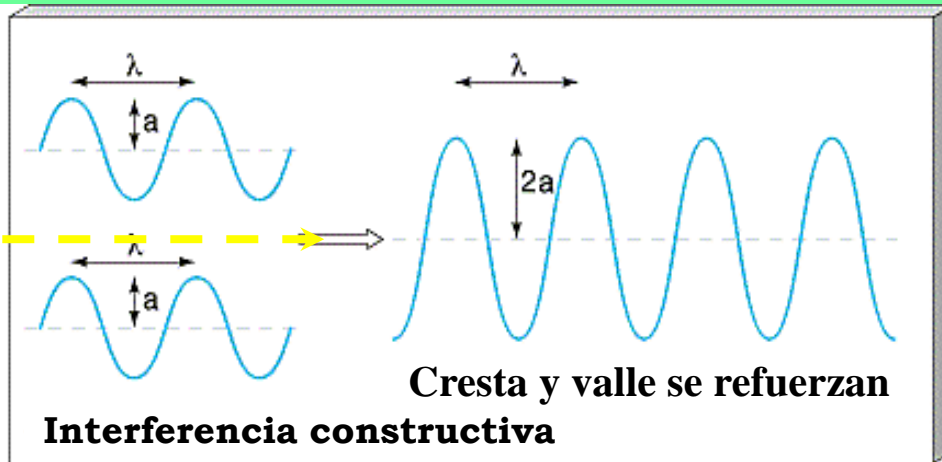
$$\lambda_{\text{roja}} = 3,00 \times 10^8 \text{ m/s} / 4,27 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$\lambda_{\text{roja}} = 702,5 \times 10^{-9} \text{ m} = 703 \text{ nm}$$

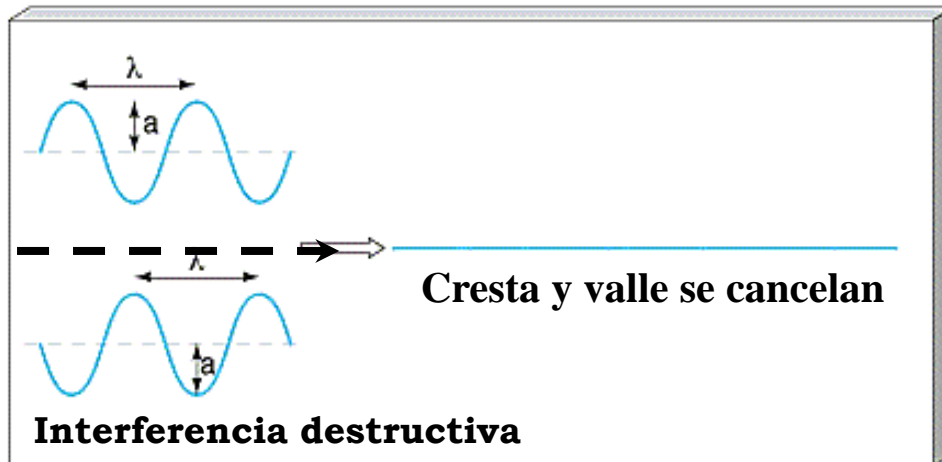
# Comportamiento ondulatorio de la radiación

## Difracción e Interferencia





**Señal: zona clara**



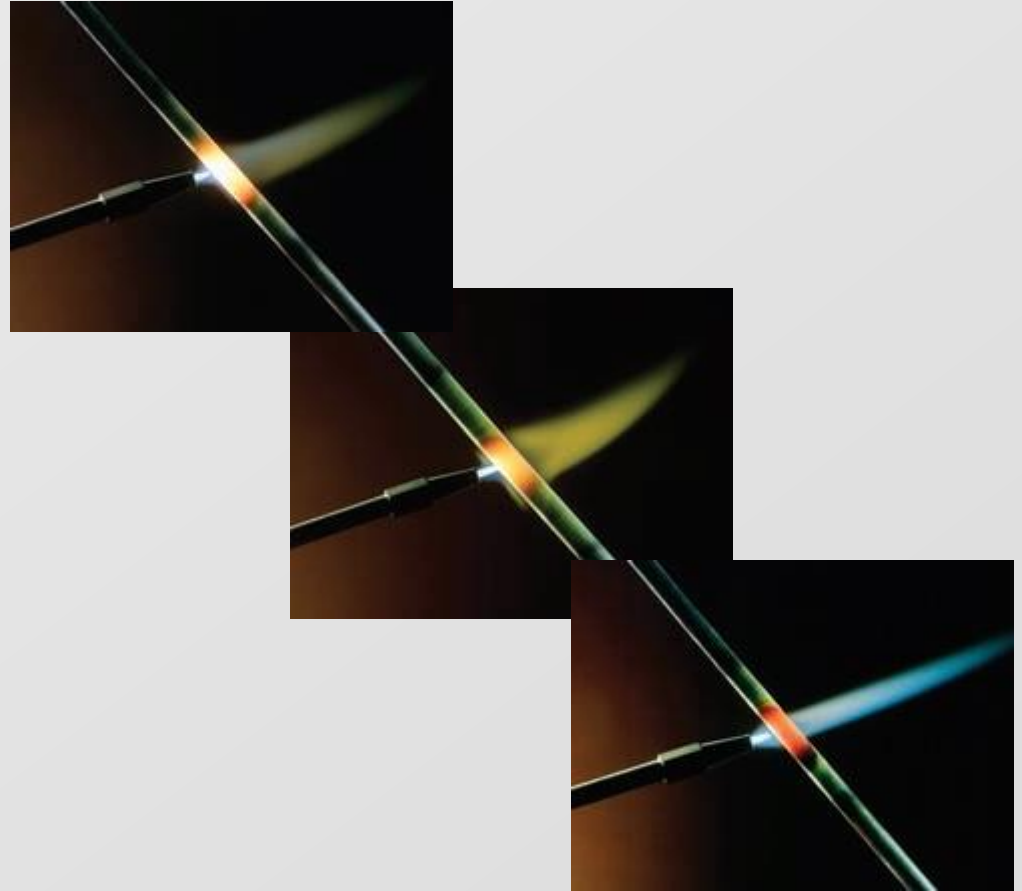
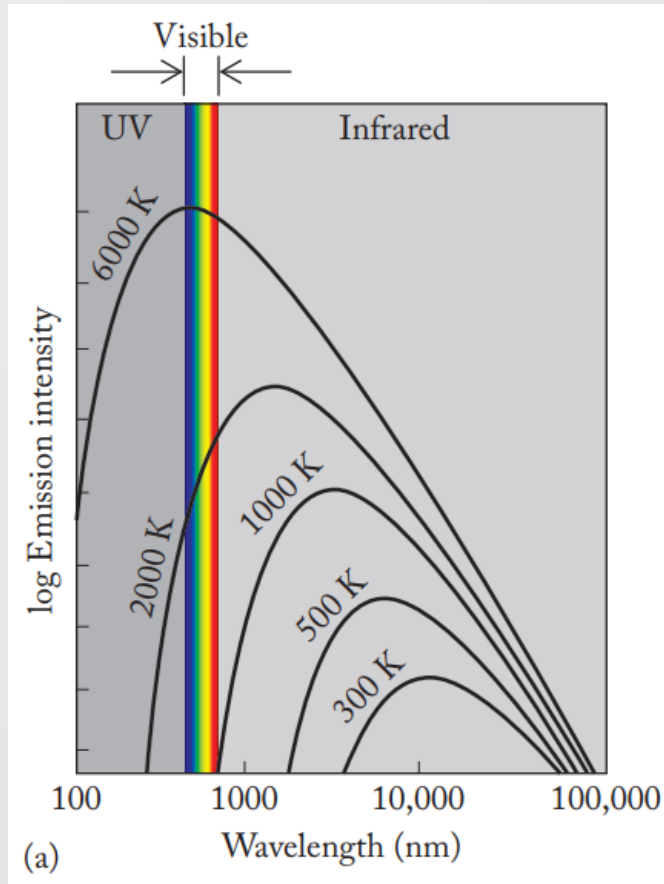
**Señal: zona oscura**

**Aunque el modelo ondulatorio de la luz logra explicar muchos aspectos de su comportamiento, no logra explicar otros fenómenos. Tres de ellos son particularmente relevantes para entender la interacción de la radiación electromagnética con los átomos:**

- 1. La emisión de luz por objetos calientes (Radiación de cuerpo negro)*
- 2. La emisión de electrones de superficies metálicas (Efecto fotoeléctrico)*
- 3. la emisión de luz de los átomos de gas eléctricamente excitados (Espectros de emisión).*

# Comportamiento particulado de la radiación

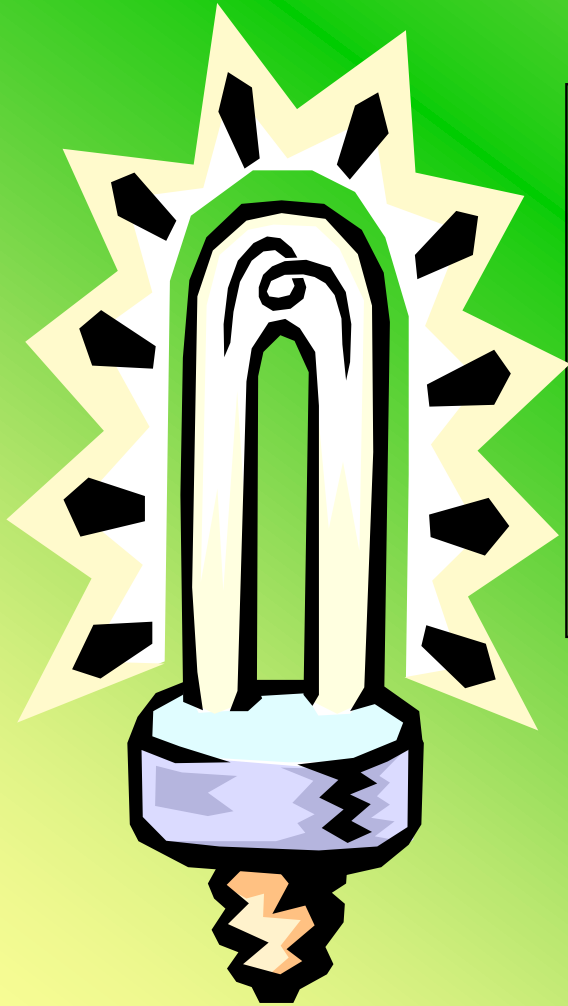
## Cuerpo negro : explicado por Max Planck y Einstein (1900)



**La radiación interacciona con la materia y se produce un intercambio de energía.**

**La absorción y la emisión de radiación se produce por cantidades discretas llamadas:.....**

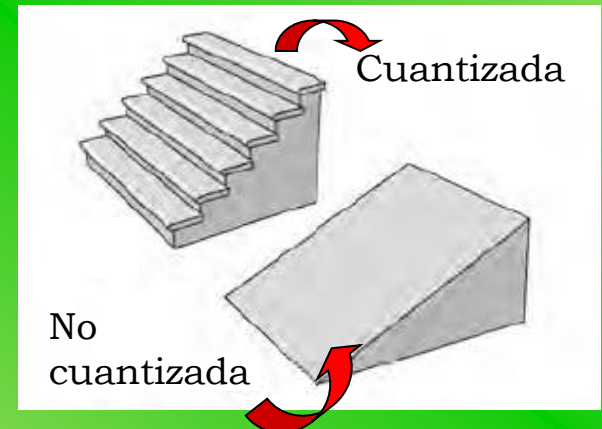




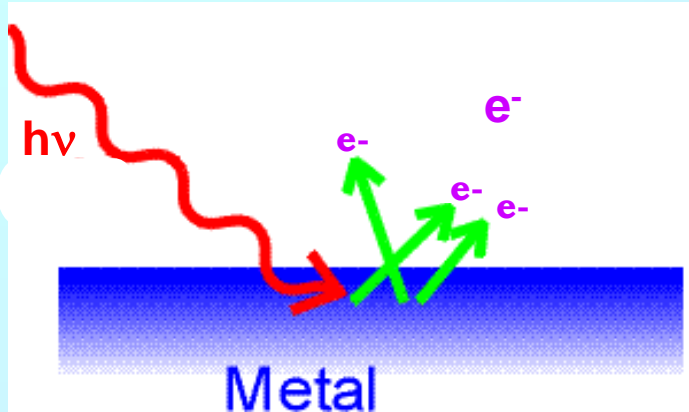
**'CUANTO' de  $E = h \cdot \nu$**

**(h) Constante de Planck**

$$h = 6,63 \times 10^{-34} \text{ J s}$$



# Efecto fotoeléctrico: explicado por Einstein (1905)



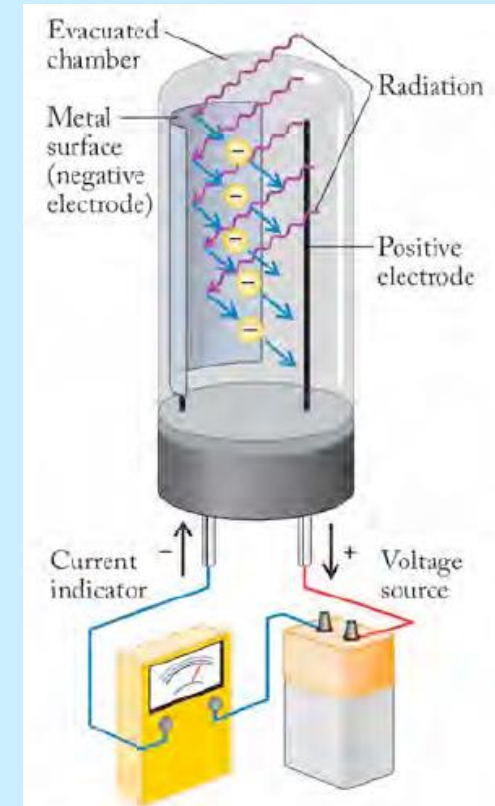
**Un fotón es una “partícula” de luz**  
**Un paquete de energía**

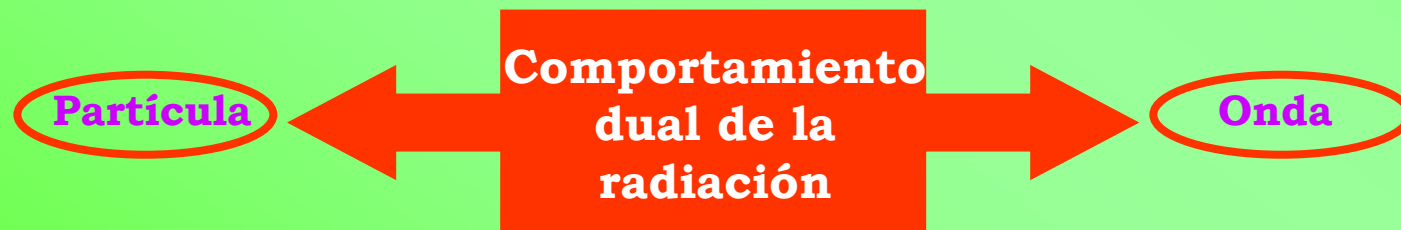
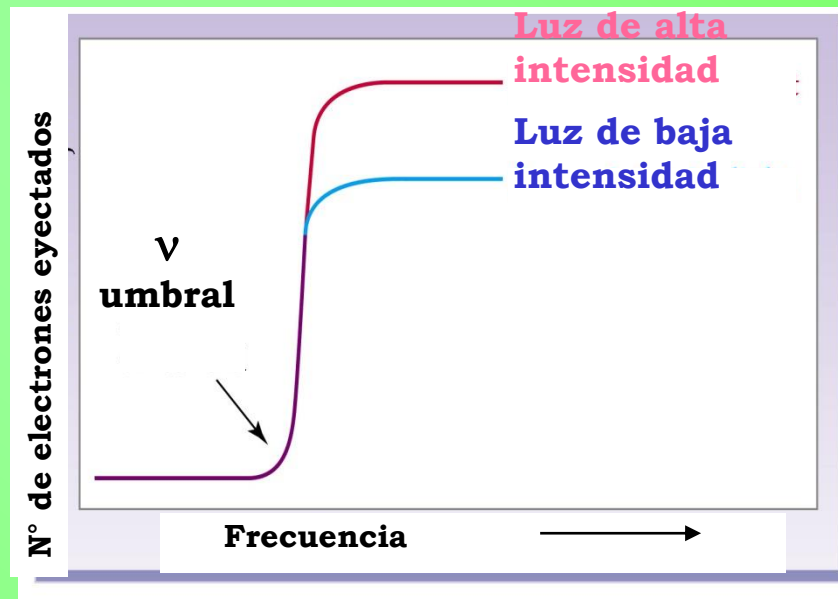
$$E_i = \Phi + E_c$$

$$h \cdot \nu = \Phi + \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

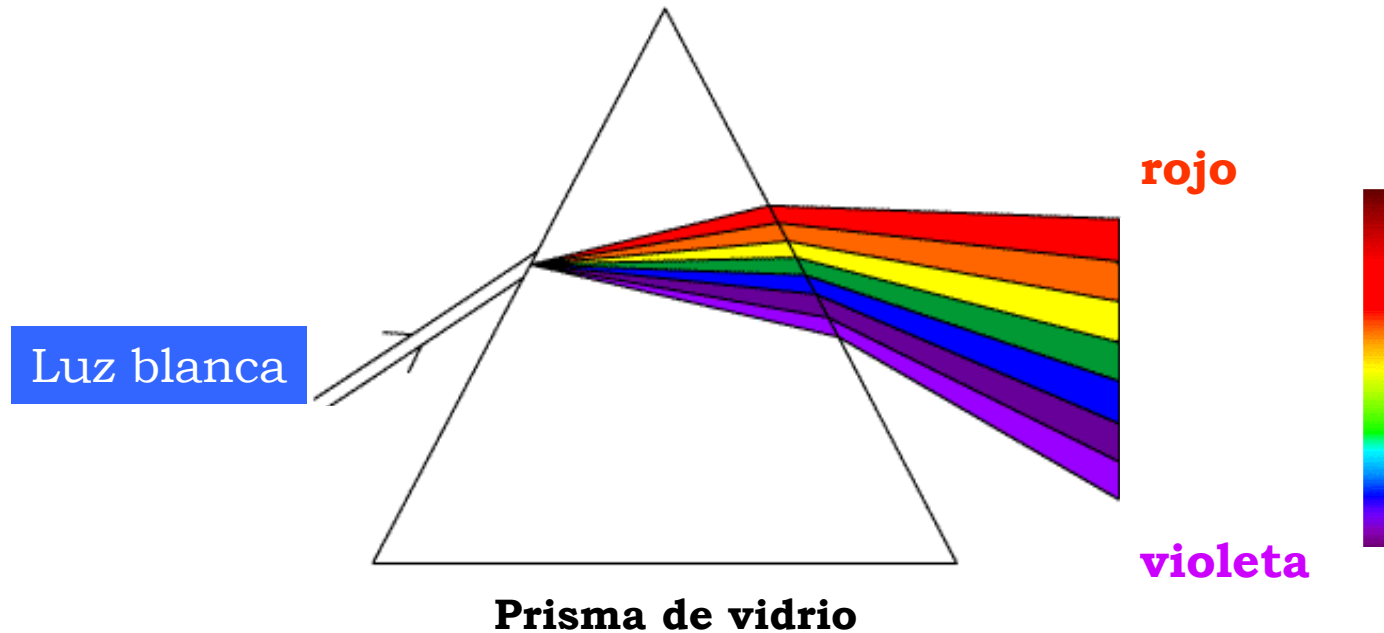
$\Phi$  = función trabajo o energía umbral

$E_c$  = energía cinética

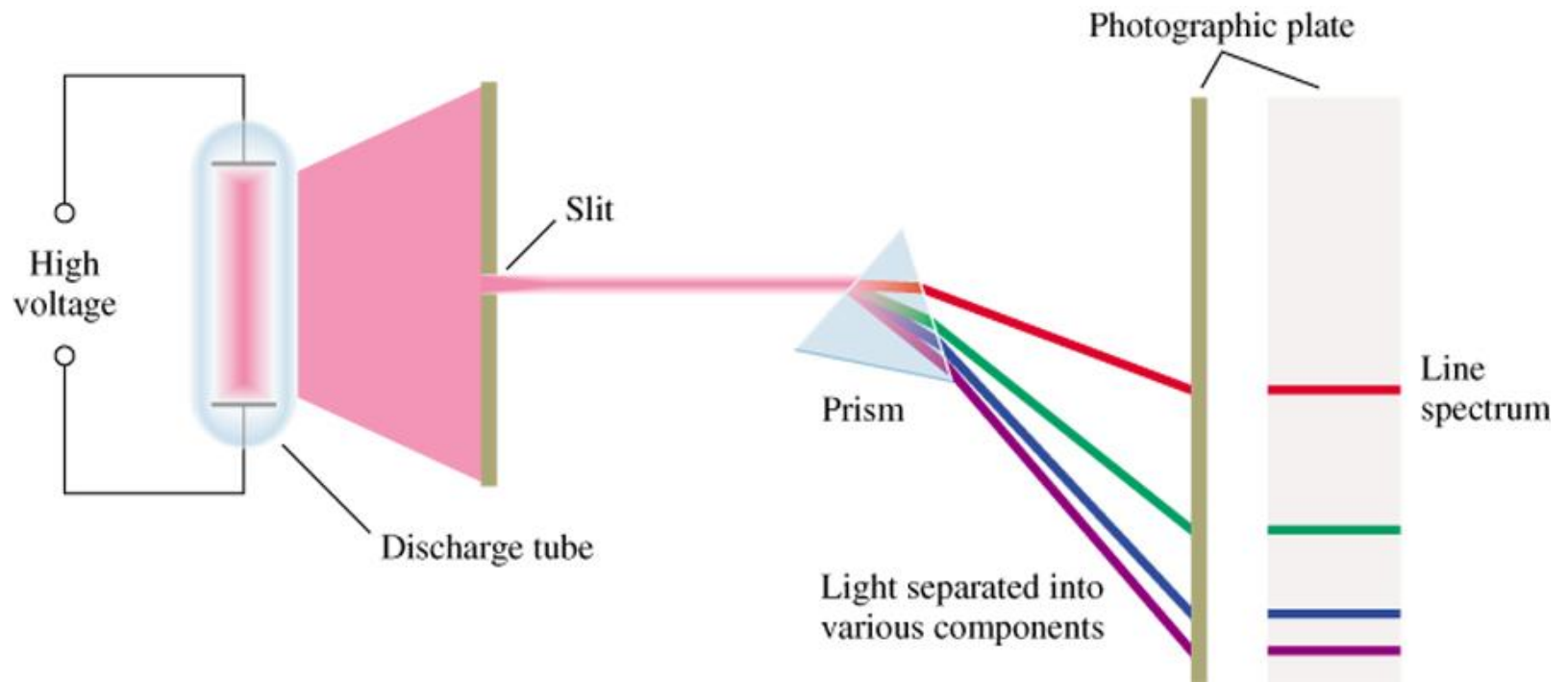




# ***Espectro continuo (luz blanca o policromática)***



# Espectro discontinuo o de líneas



## Espectro de los átomos de hidrógeno

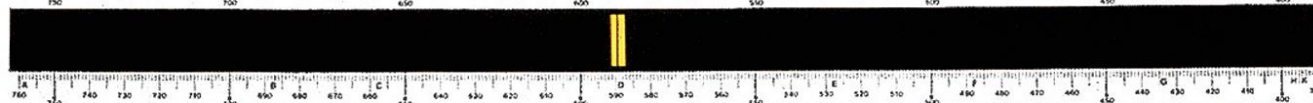


# Espectros de líneas (emisión atómica)

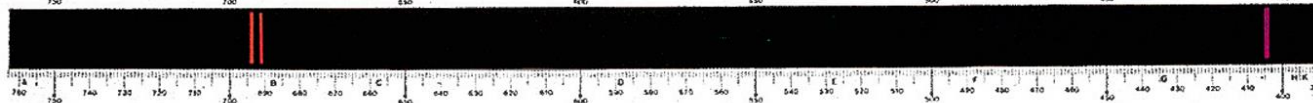
Litio (Li)



Sodio (Na)

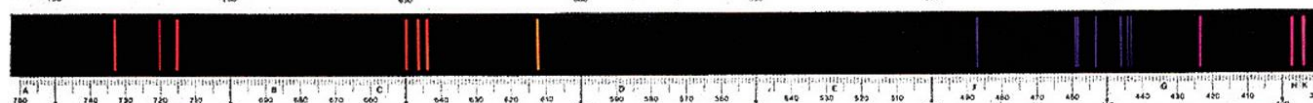


Potasio (K)

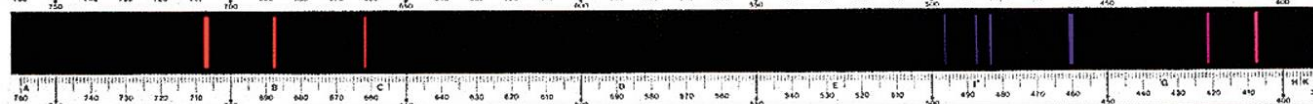


Metales  
alcalinos  
(univalentes)

Calcio (Ca)

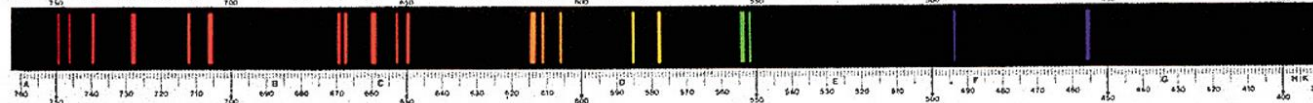


Estroncio (Sr)



Alcalino térreos  
(divalentes)

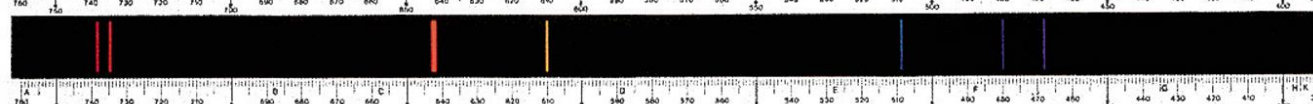
Bario (Ba)



Cinc (Zn)

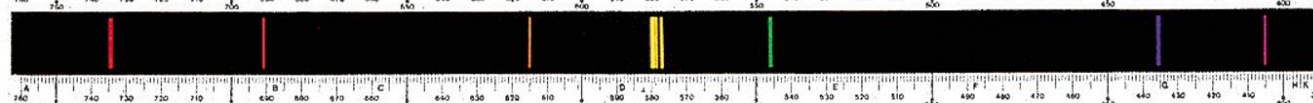


Cadmio (Cd)



Metales  
(divalentes)

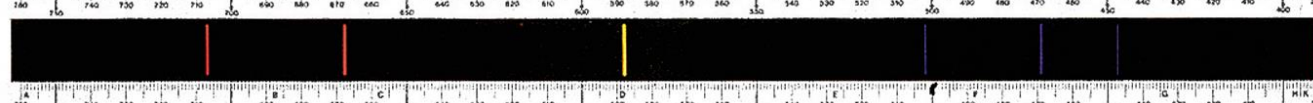
Mercurio (Hg)



Hidrógeno (H)

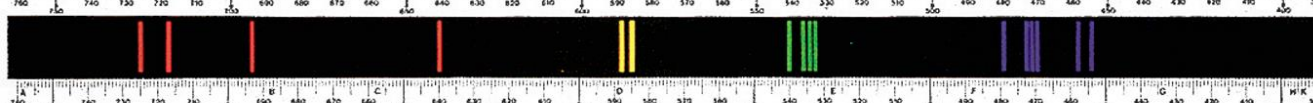


Helio (He)

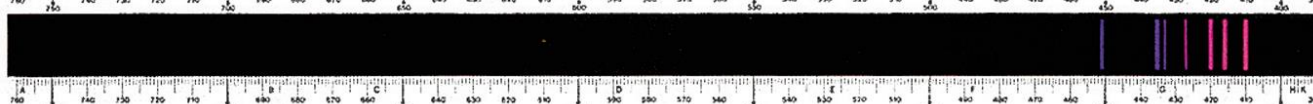


Gases

Neón (Ne)



Argón (Ar)



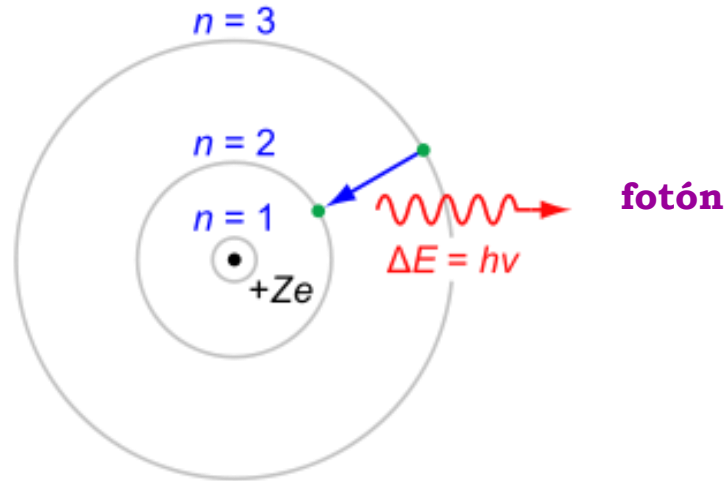


# ***MODELO ATOMICO DE BOHR (1913)***

## **Postulados de Bohr:**

- ✓ Solo están permitidas órbitas con ciertos radios correspondientes a energías definidas
- ✓ Un electrón en una órbita permitida tiene una energía determinada y está en un “estado de energía permitido”. Cuando un electrón está en un estado de energía permitido no pierde su energía y por lo tanto no cae hacia el núcleo.
- ✓ Un electrón solo emite o absorbe energía cuando pasa de un estado permitido a otro estado de energía permitido. La energía es absorbida o emitida en forma de “fotón”.

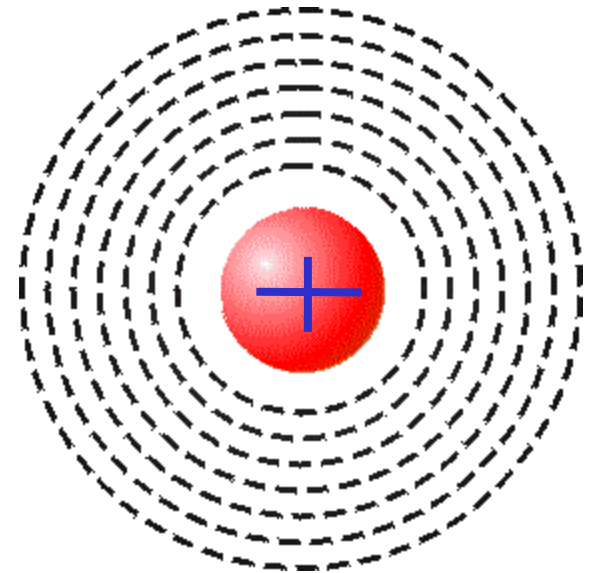
# MODELO ATOMICO DE BOHR (1913)



$$E_i = -R_H \left( \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

**Constante de Rydberg**



$$E_{fotón} = \Delta E = E_f - E_0$$

$$E_i = -R_H \left( \frac{1}{n_i^2} \right) \qquad \Delta E = R_H \left( \frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$\Delta E = Rh. Z^2 \left( \frac{1}{n_o^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$



Calcule la longitud de onda de un fotón emitido por un átomo de hidrógeno cuando el electrón cambia del 5<sup>to</sup> al 3<sup>er</sup> nivel de energía.

$$\Delta E = R_H \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$R_H = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$\Delta E = E_{\text{fotón}} = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \times (1/25 - 1/9)$$

$$E_{\text{fotón}} = \Delta E = -1,55 \times 10^{-19} \text{ J}$$

El signo negativo indica que esta energía está asociada a un proceso de **emisión**

$$E_{\text{fotón}} = h \times c / \lambda$$

$$\lambda = h \times c / E_{\text{fotón}}$$

$$\lambda = 6,63 \times 10^{-34} \text{ (J}\cdot\text{s)} \times 3,00 \times 10^8 \text{ (m/s)} / 1,55 \times 10^{-19}$$

$$\lambda = 1280 \text{ nm}$$

# HIDROGENO

