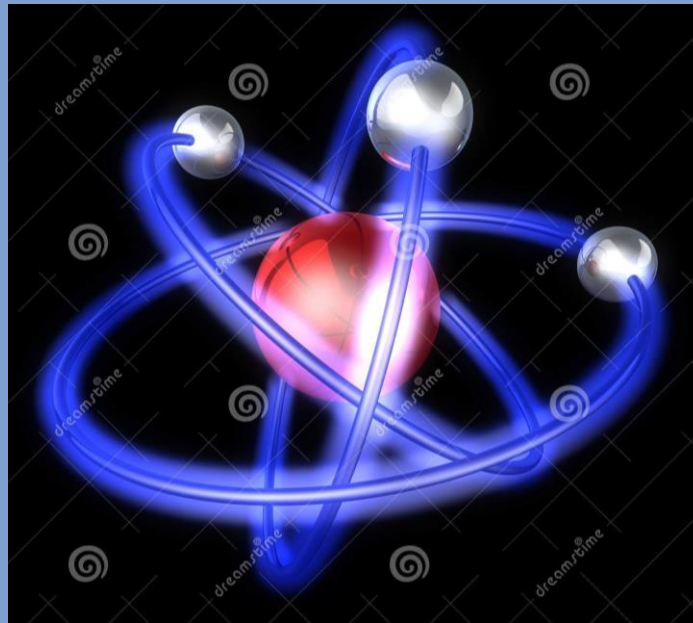


# ESTRUCTURA ATÓMICA

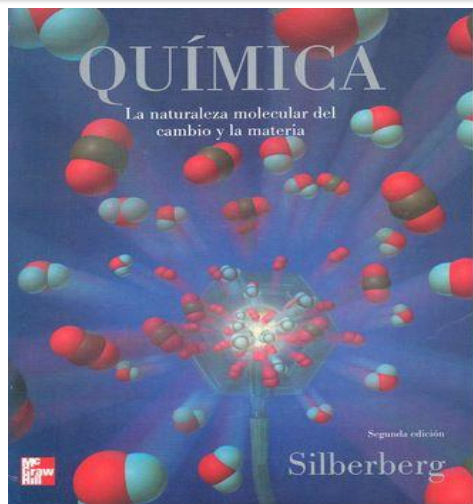


**Dra. Ximena Camacho Damata**

26 de Abril de 2021

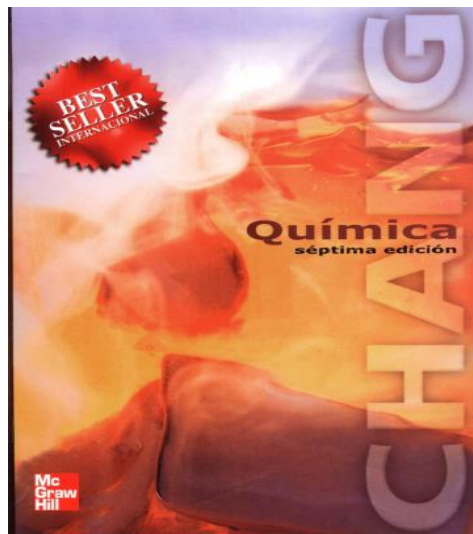
Curso de Química I  
Facultad de Ciencias, Universidad de la República (UdelaR)

# Bibliografía



**Capítulo 2, 7 y 8**

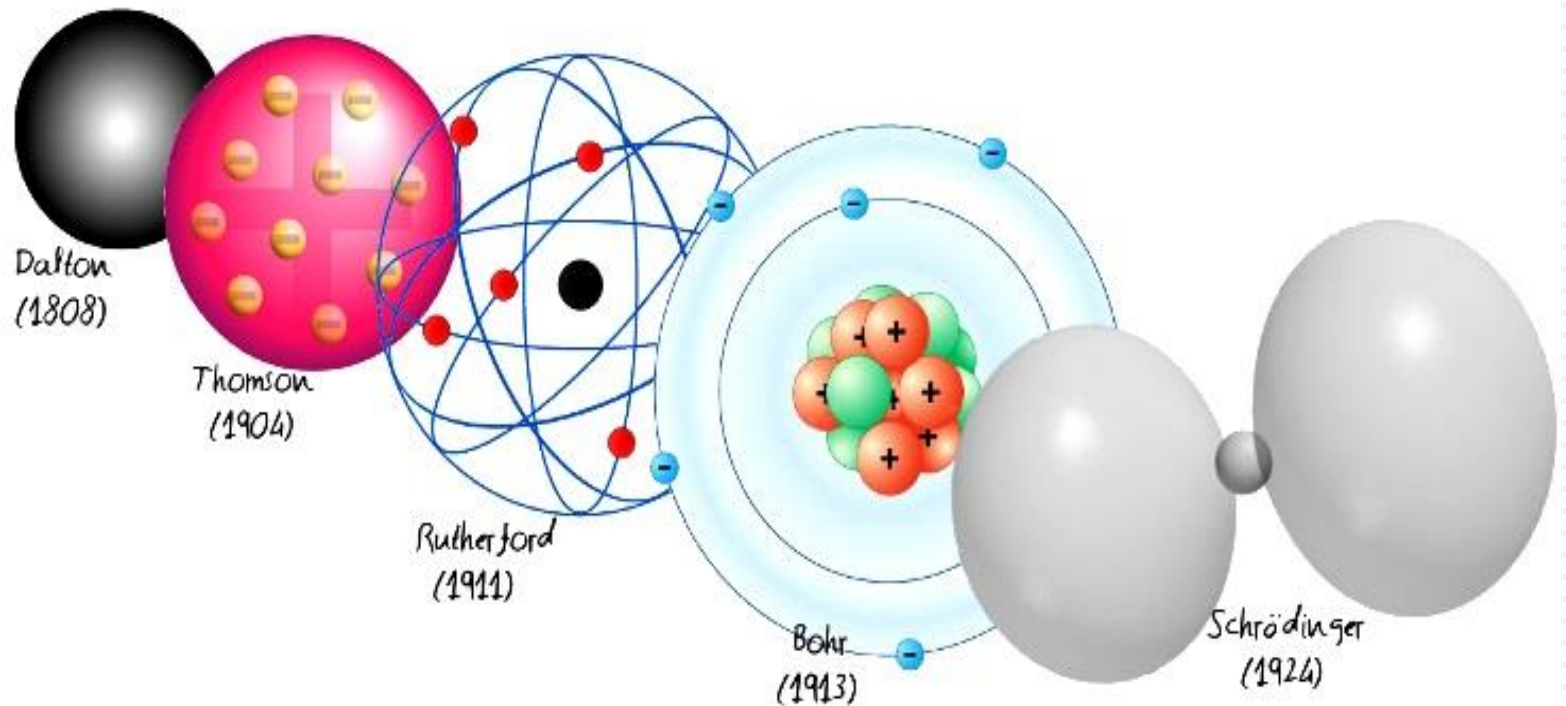
**Teoría Cuántica y Estructura Atómica.**



**Capítulo 2 y 7**

**Teoría Cuántica y Estructura electrónica de los átomos.**

# Evolución del modelo atómico



# Teoría Atómica

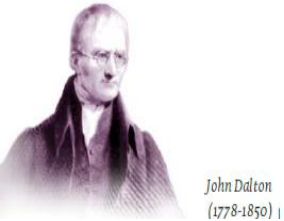
- **Demócrito (460-370 a.C)**

*.....toda la materia esta formada por muchas partículas pequeñas e indivisibles..... el átomo era la última unidad, después de la división física.*

## Átomo

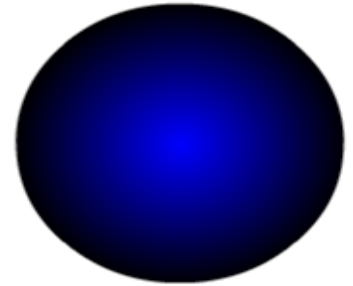
*del gr. ἄ (sin) τομον (división)*

# Teoría Atómica

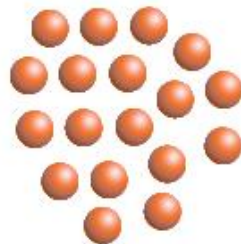


## □ Dalton (1808): Postulados

1. La materia está formada por **ÁTOMOS** indivisibles de un elemento que no pueden crearse ni destruirse.
2. Los átomos de un elemento **NO PUEDEN** transformarse en átomos de otro elemento.
3. Los átomos de un elemento son idénticos en masa y otras propiedades y son diferentes de los átomos de cualquier otro elemento.
4. Los compuestos resultan de la combinación química de una proporción específica de átomos de diferentes elementos.



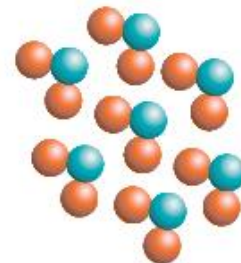
Según la **teoría atómica de Dalton**, los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí, pero los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de otro elemento. Puede observarse lo que Dalton se imaginaba cuando se unían átomos de diferentes elementos para formar compuestos. En este caso, el compuesto se formaba por la unión de A y B, en una proporción de 2:1.



Átomos del elemento A



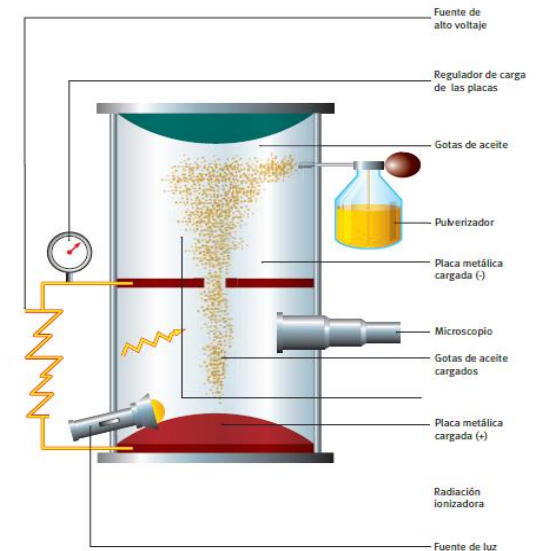
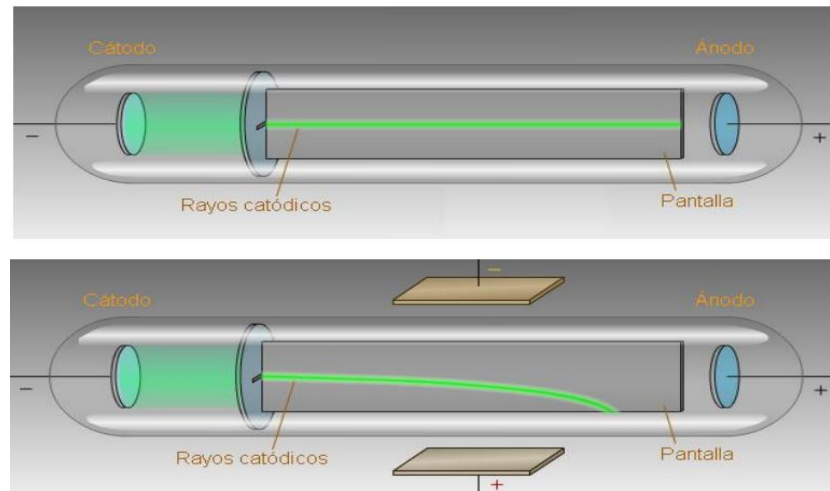
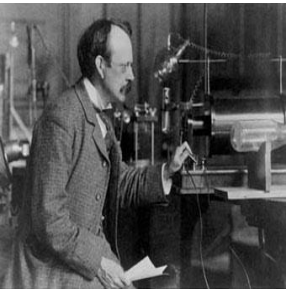
Átomos del elemento B



Compuesto formado por átomos de A y B

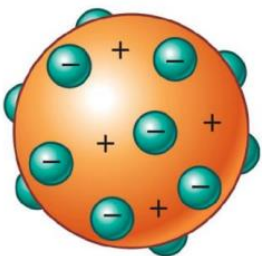
# Teoría Atómica: “Partículas subatómicas”

## □ J.J.Thomson (1904): Descubrimiento del “ELECTRÓN”.



Experimento de la gota de aceite de Millikan

## Modelo atómico de Thomson: “Budín de pasas”



Utilizando este experimento, Millikan determinó la carga del electrón que es:  $q = 1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

Conociendo la relación carga/masa,  $1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$ , Millikan calculó la masa del electrón:

$$m_e = 9.10 \times 10^{-28} \text{ g}$$

$$m_e = 9.10939 \times 10^{-28} \text{ g}$$

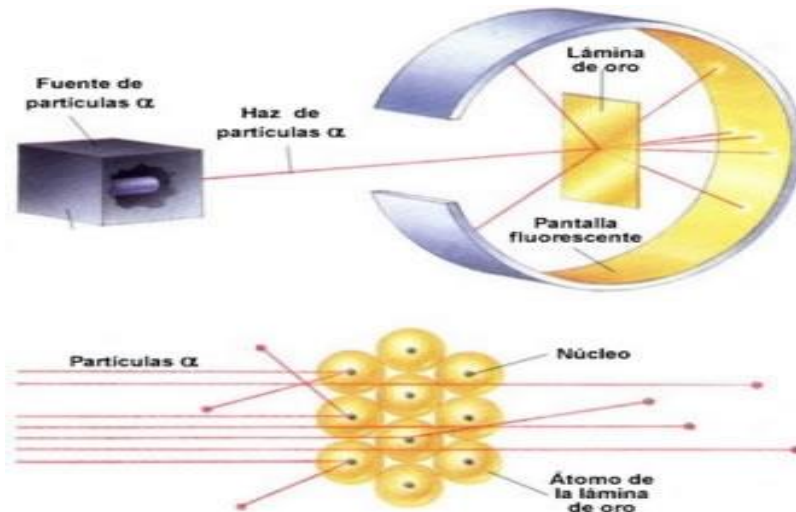
$$\text{electrón: } q/m_e = 1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$$

# Teoría Atómica: “Partículas subatómicas”

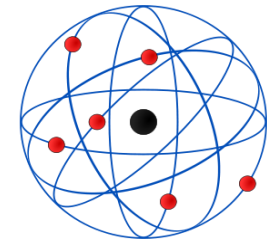
- E. Rutherford (1911): “Descubrimiento del **Núcleo Atómico** y del **protón**”.



Protón: carga positiva  
Masa =  $1.673 \times 10^{-27}$  kg

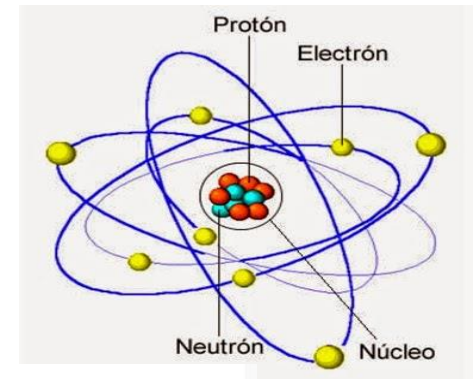
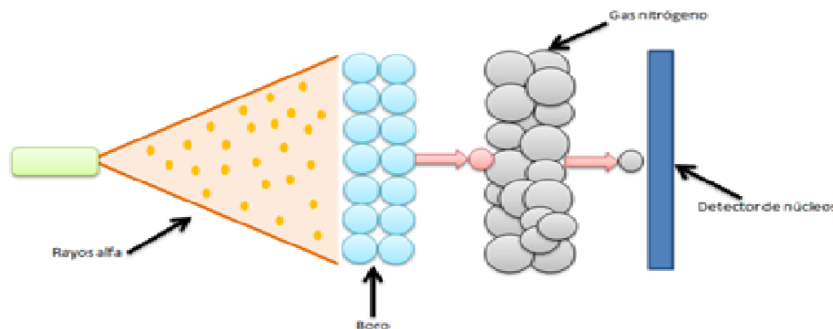


“Modelo planetario”



“Núcleo: contiene toda la carga positiva y toda la masa del átomo”

- Chadwick (1932): Descubre al **NEUTRÓN**.



Neutrón: sin carga  
Masa =  $1.675 \times 10^{-27}$  kg

# Teoría Cúantica

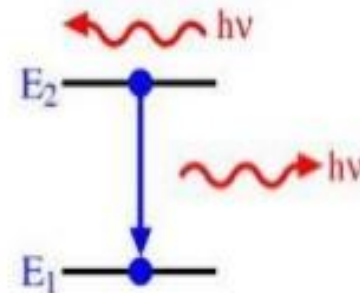
- M. Planck (1900): “LA ENERGÍA DEL ÁTOMO ESTÁ CUANTIZADA”

$$E = n h \nu = n h \frac{c}{\lambda}$$

La energía viaja  
como una “**ONDA**”

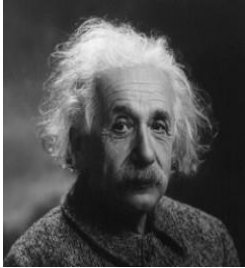
E, energía (J)  
 $\nu$ , frecuencia (s<sup>-1</sup>)  
h, constante de Planck (6.626 × 10<sup>-34</sup> J.s)  
n, numero cuántico (entero positivo)  
c, velocidad de la luz (3.00 × 10<sup>8</sup> m.s<sup>-1</sup>)  
 $\lambda$ , longitud de onda (m)

LOS CUERPOS EMITEN O ABSORBEN LA ENERGÍA EN FORMA DE  
“PAQUETES” LLAMADOS  
CUANTOS DE ENERGÍA

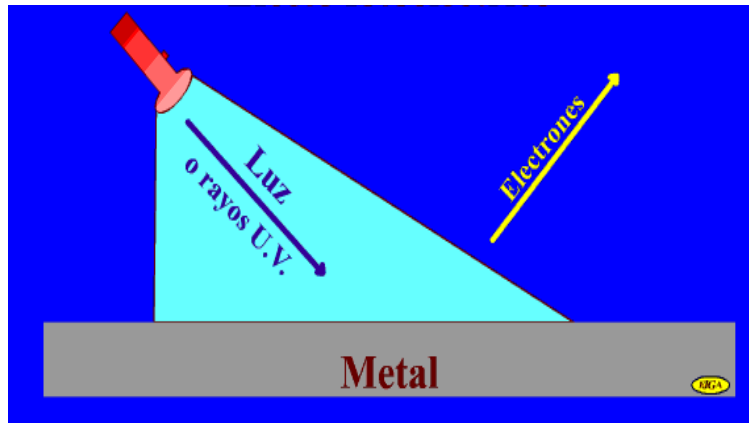




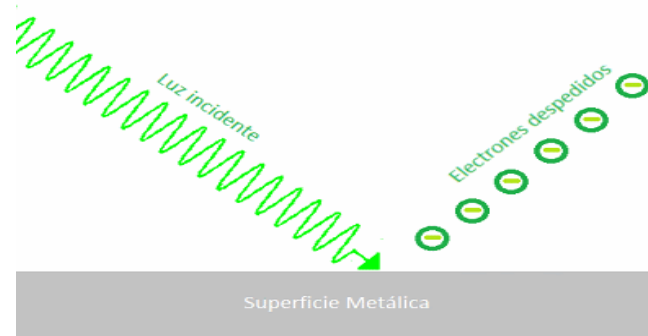
# Teoría Cúantica



## □ Einstein (1905): “Efecto fotoeléctrico”



“La radiación electromagnética esta formada de paquetes de energía y dicha energía depende de la frecuencia de la luz: A estos paquetes de energía se les denominó: **FOTONES**.”

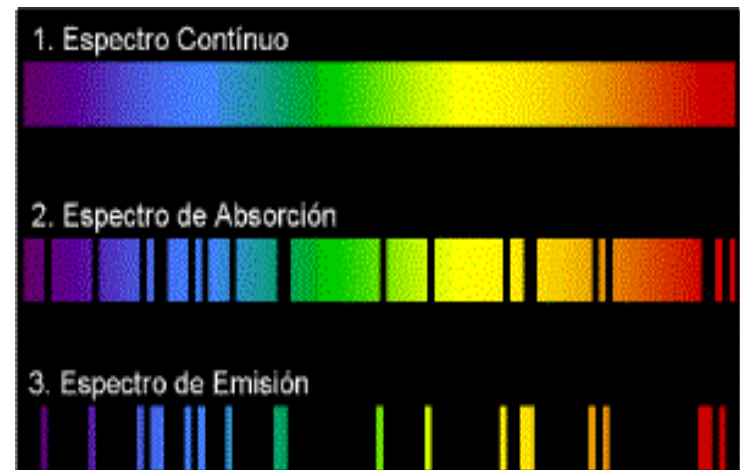
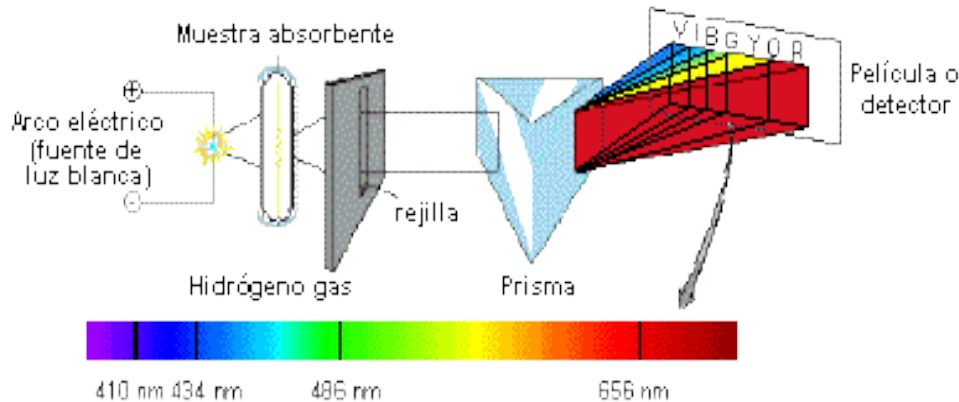


$$E_{\text{FOTÓN}} = h\nu$$

# Espectros atómicos: Espectros de líneas

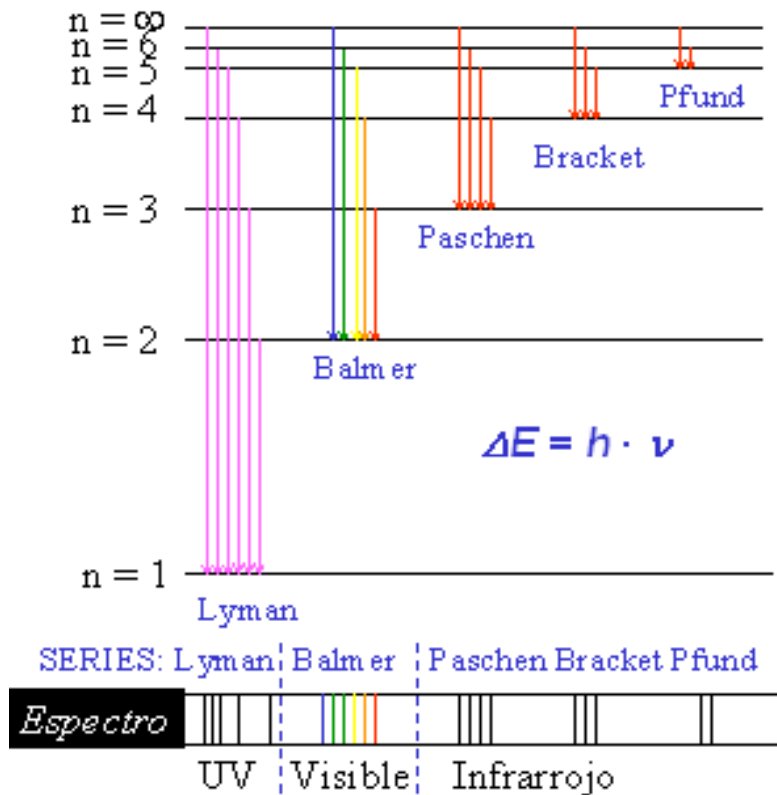
- Si la luz pasa por una ranura angosta y luego se difracta en un prisma, no crea un *Espectro continuo* (como la luz solar), crea un **Espectros de líneas**: serie de finas líneas de colores individuales, separadas por espacios sin color (negros), cuyas  $\lambda$  son características del elemento que las produce.

## Espectro de absorción



# Espectros atómicos: Espectros de líneas

## Series espectrales



**Ecuación de Rydberg: predice la posición y  $\lambda$  de cualquier línea en una serie dada:**

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$n_{1,2} = 1, 2, 3, \dots$$

$$n_2 > n_1$$

$$R(\text{cte de Rydberg}) = 1,0793 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

# Modelo de Bohr: Átomos monoeléctricos



□ **N. Bohr (1913): Modelo atómico para el átomo de Hidrógeno.**

Predice la existencia de **Espectros de líneas.**

**Usa ideas de Planck y Einstein sobre la cuantización de la energía.**

**3 postulados:**

1. El átomo de H tiene sólo ciertos niveles de **E permitidos: Estados Estacionarios**, asociados con una órbita circular fija del electrón alrededor del núcleo.
2. El átomo NO irradia energía cuando se encuentra en uno de estos estados estacionarios (cuándo el electrón se mueve dentro de una órbita).
3. El átomo cambia a otro estado estacionario (el electrón se mueve a otra órbita) sólo por absorción o emisión de un fotón cuya energía sea igual a la diferencia en energía entre los dos estados:

$$\Delta E = E_f - E_i = h \cdot \nu$$

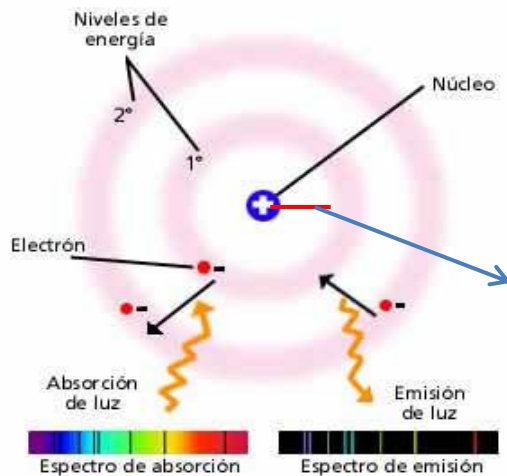
*Absorción: hacia estados superiores de energía*

*Emisión: hacia estados inferiores de energía*

# Modelo de Bohr: Átomos monoeléctrónicos



- **N. Bohr (1913): Modelo atómico para el átomo de Hidrógeno**



$$r = n^2 a_0$$
$$a_0 = 0.5292 \text{ Amstrong}$$

El número cuántico  $n$  (1, 2, 3,...) se asocia con el radio de la órbita del electrón, la cual está relacionada con la energía del electrón:

**A menor  $n$ , menor radio de la órbita y más bajo nivel de energía.**

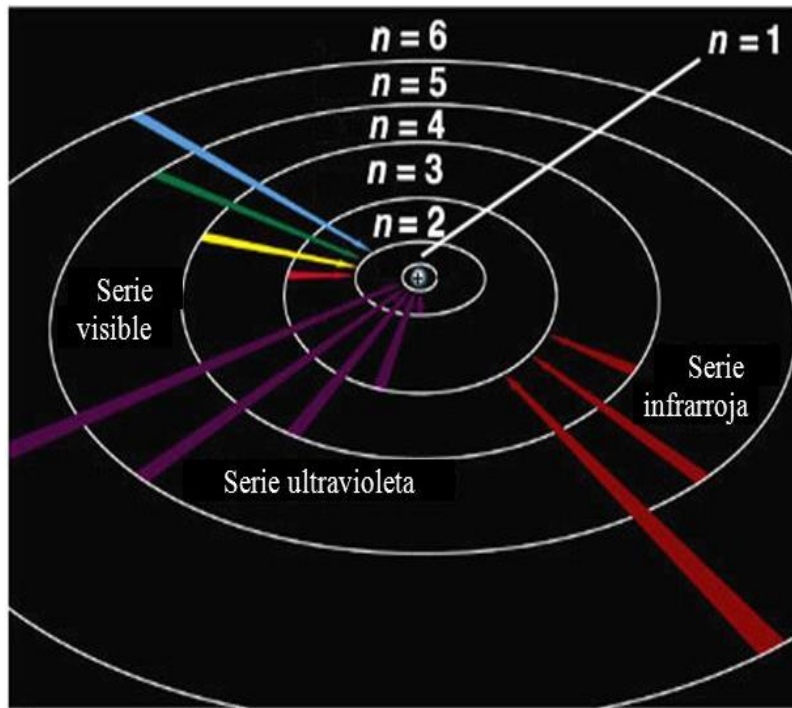
En  $n=1$  (órbita más cercana al núcleo): **Estado Basal.**

Si el átomo absorbe un fotón cuya energía equivale a la diferencia entre  $n=1$  y  $n=2$ , el electrón se mueve a la segunda órbita ( $n=2$ ) y se dice que está en un **Estado Excitado.**

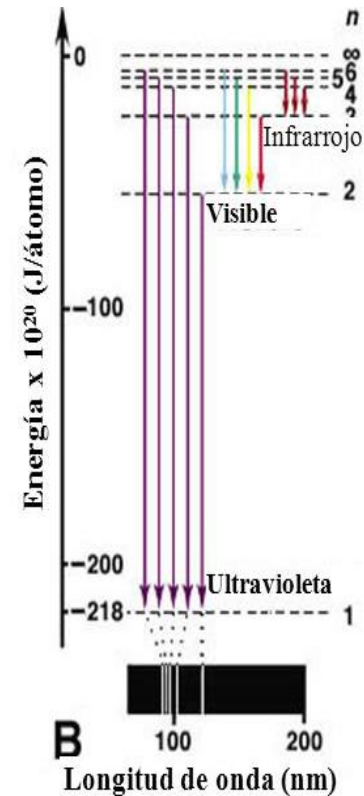
# Modelo de Bohr: Átomos monoeléctrónicos



- Explicación de las tres serie de líneas espectrales por el modelo de Bohr.



A

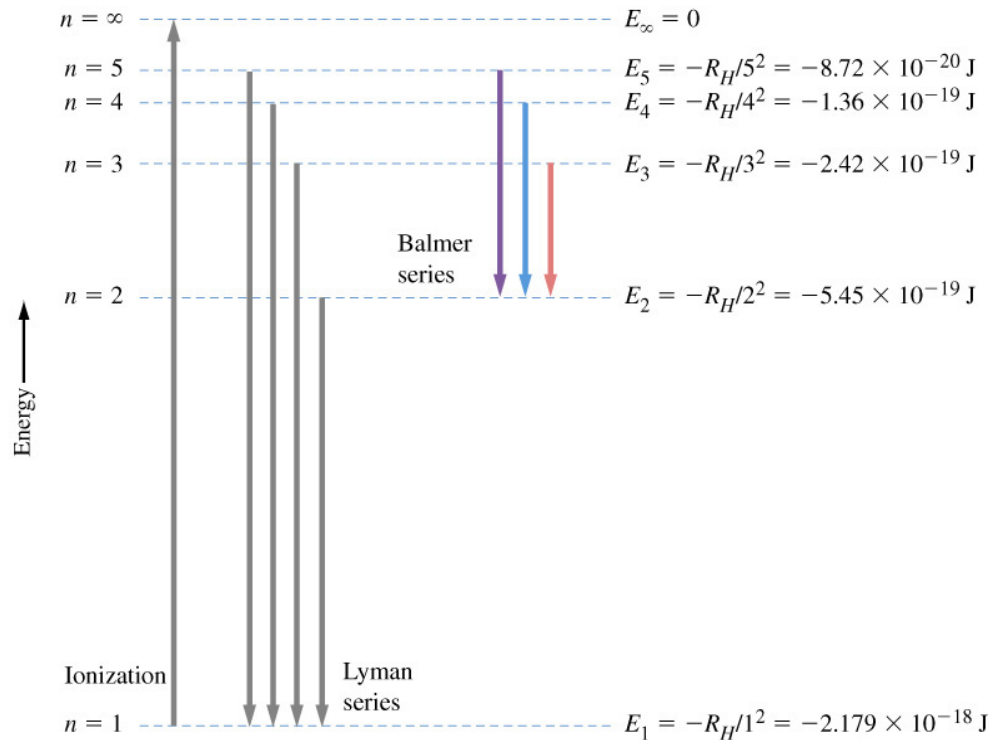


B

# Modelo de Bohr: Átomos monoeléctricos



## Estados de energía del átomo de Hidrógeno



$$\Delta E = E_f - E_i = -2,18 \times 10^{-18} \cdot Z \left( \frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

# Modelo de Bohr: Limitaciones

- Explica sólo el espectro del átomo de H.
- No funciona para átomos polielectrónicos (atracciones e-núcleo y repulsiones e-e).
- Los electrones **no** “viajan” en **órbitas fijas** (r definidos)



**Nuevo modelo atómico**



# Teoría mecánica-cuántica

- **Eistein/L. de Broglie (1924): “Dualidad onda-partícula”**

Combinando  $E = mc^2$  con la energía del fotón, se obtiene:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p} \quad \longrightarrow \quad \text{La materia se comporta como una onda!!!!}$$

- **Heisenberg (1927): Principio de incertidumbre.**

“Es imposible determinar con exactitud el momento ( $mv$ ) y la posición de un electrón de forma simultánea”

$$\Delta x \Delta p = \Delta x m \Delta v \geq \frac{h}{4\pi}$$



**PROBABILIDAD DE ENCONTRAR UN ELECTRÓN EN UNA REGIÓN DADA DEL ESPACIO**

**Nacimiento de la MECÁNICA-CÚANTICA**

# Modelo mecánico-cuántico del átomo de Hidrógeno: Ecuación de Schrödinger:

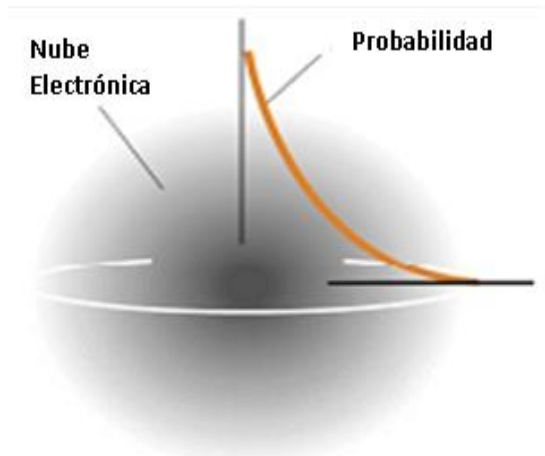


- **ÁTOMO:** “Posee ciertas cantidades de energías permitidas debido al movimiento ondulatorio permitido del electrón, cuya localización exacta es imposible conocer”.

$$H. \psi = E. \psi$$

**FUNCIÓN DE ONDA:** sin significado físico

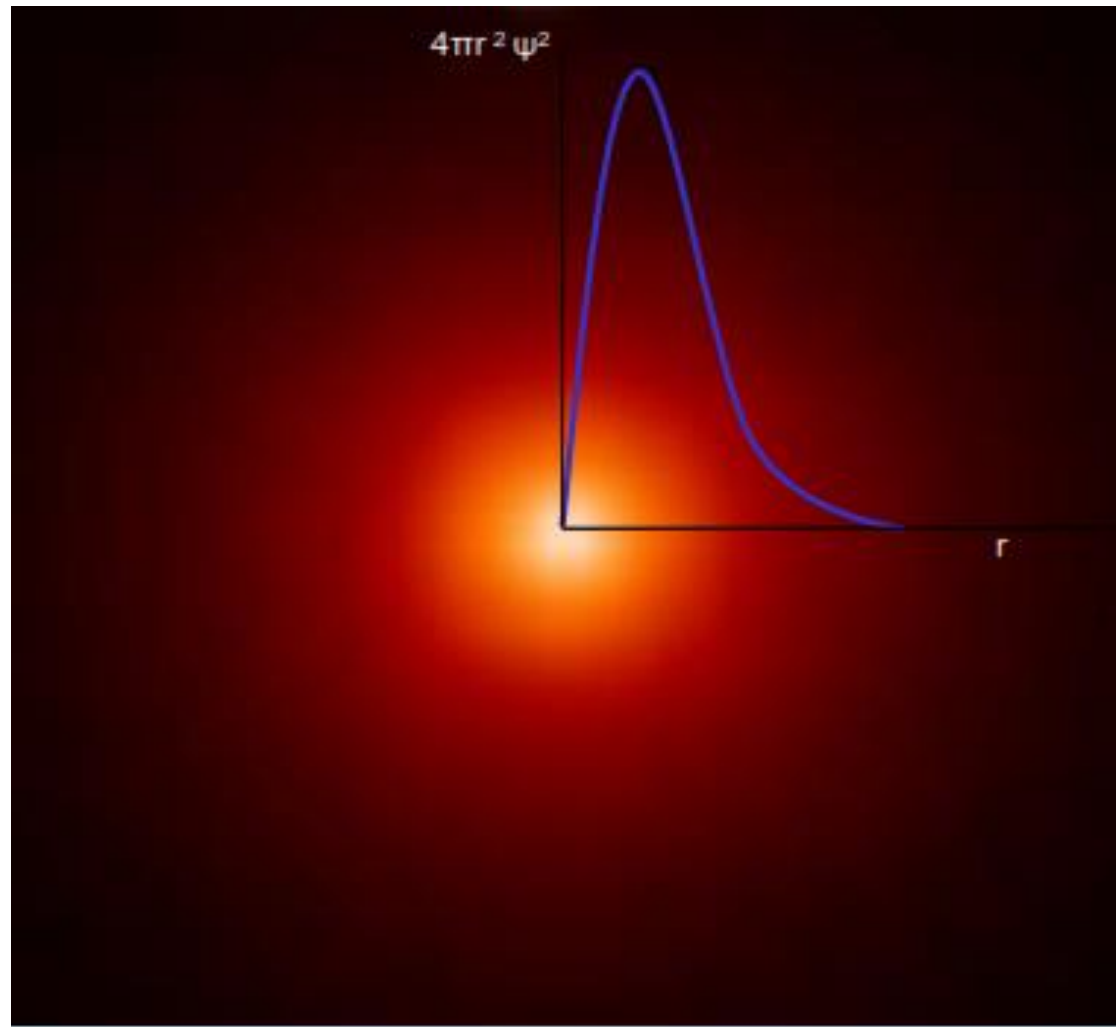
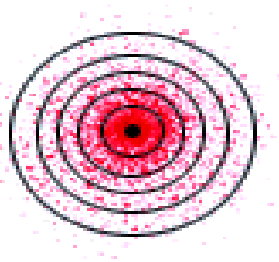
Cada solución se asocia a una función de onda: **ORBITAL ATÓMICO**



Distribución de probabilidad ( $\psi^2$ )

**Diagrama de densidad de probabilidad electrónica: NUBE ELECTRÓNICA** (zona donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima (90 %)).

# Orbital Atómico



# Orbital Atómico: Números cuánticos

- **Número cuántico Principal ( $n$ ):  $n = 1, 2, 3, \dots$**
- ✓ **Nivel Principal de ENERGÍA del ORBITAL** (o capa que ocupa el electrón) ( $a > n, > \text{nivel de E}$ ).
- ✓ Indica el **Tamaño** relativo de un orbital y por lo tanto la **DISTANCIA** relativa desde el núcleo hasta el pico máx. en la curva de distribución de probabilidad radial.

# Orbital Atómico: Números cuánticos

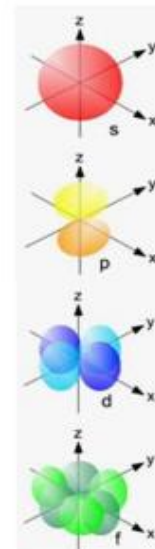
- **Número cuántico de momento angular ( $l$ ):**
  - ✓  $l = 0, 1, 2, \dots (n - 1)$
  - ✓ Indica la **FORMA** del orbital y el **SUB-Nivel** (sub-capas) de Energía.

$l = 0$ , subnivel s

$l = 1$ , subnivel p

$l = 2$ , subnivel d

$l = 3$ , subnivel f



# Orbital Atómico: Números cuánticos

## □ **Número cuántico magnético ( $m_l$ ):**

✓  $m_l = -l \dots 0 \dots +l$ .

✓ Para cierto valor de  $l$  existen  $(2l + 1)$  valores enteros de  $m_l$ .

✓ Define la **Orientación** del orbital en el espacio alrededor del núcleo.

✓ **Define la cantidad de orbitales.**

# Forma de los orbitales atómicos

## □ Orbital s

$l = 0$ , subnivel s

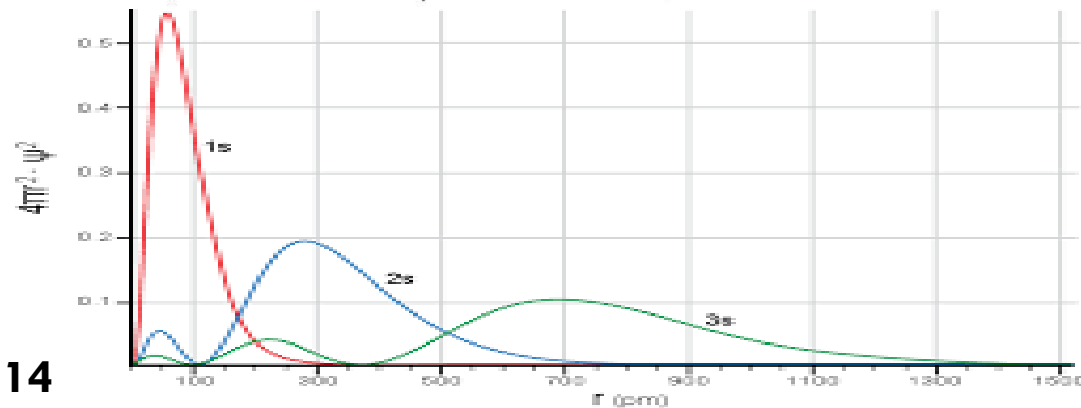
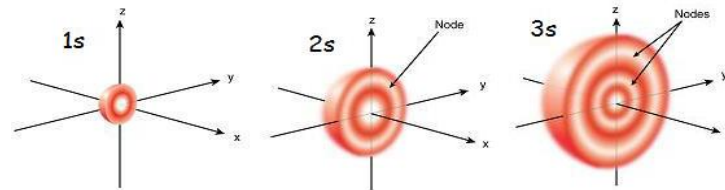


Fig. 14

## □ Orbitales p, d y f

$l = 1$ , subnivel p

$l = 2$ , subnivel d

$l = 3$ , subnivel f

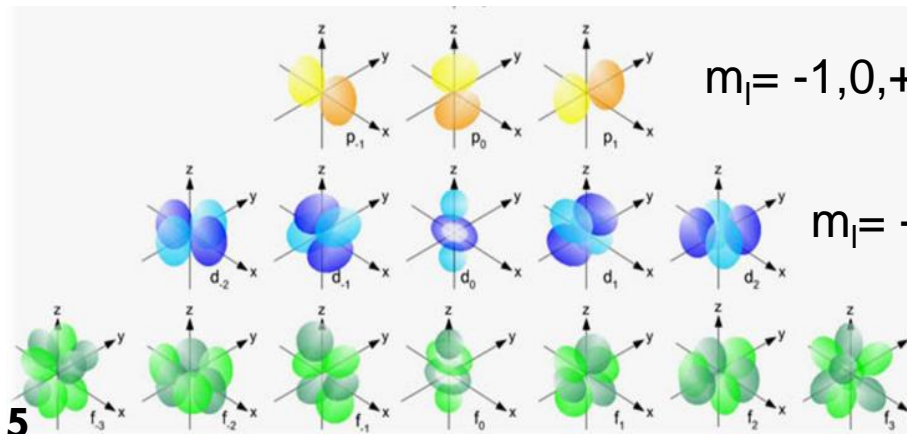
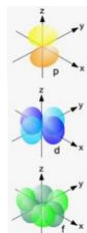


Fig. 15

$m_l = -1, 0, +1$

$m_l = -2, -1, 0, +1, +2$

$m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$



Entorno  
Virtual de  
Aprendizaje

MUCHAS GRACIAS