

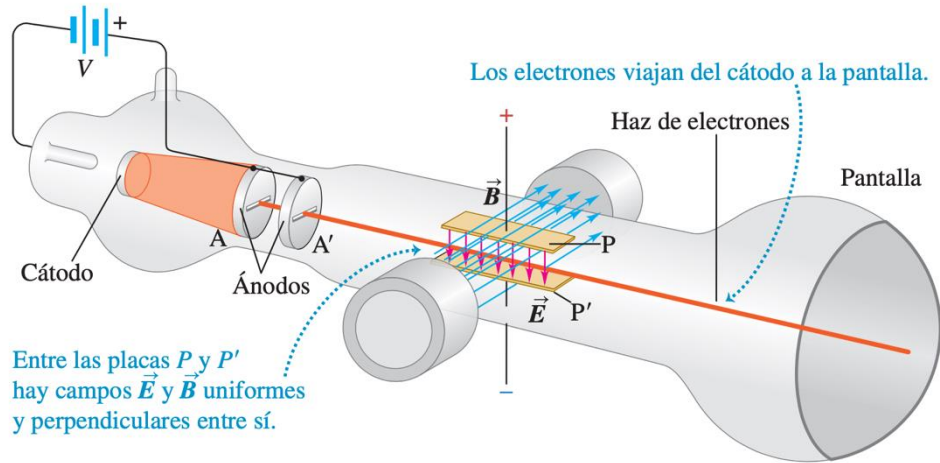
Modelos atómicos

El descubrimiento del electrón

Thomson (1897)



Premio Nobel 1906

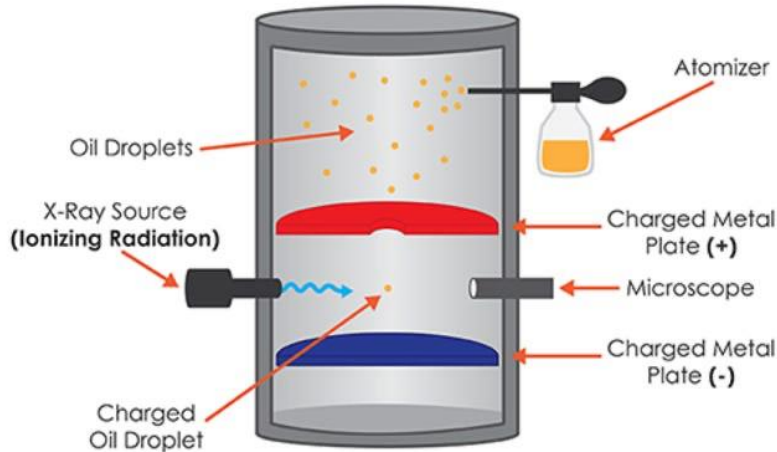


$$e/m \approx 10^{11} \text{ C/kg}$$

~1000 veces mayor que el del ion de hidrógeno

Determinación de la carga del electrón

Millikan (1909)



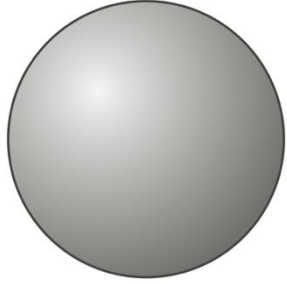
$$m = 9.1093837139(28) \times 10^{-31} \text{ kg}$$

$$e = 1.602176634 \times 10^{-19} \text{ C}$$



Premio Nobel 1923

Modelos atómicos

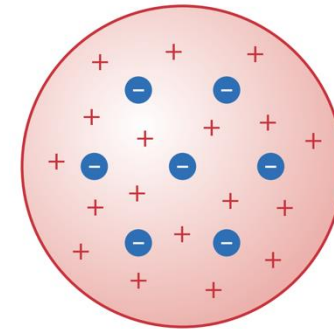


Dalton (1808)

- Los átomos contienen electrones: rayos catódicos, efecto fotoeléctrico, etc.
- La materia es neutra.
- La masa de un átomo es miles de veces la de sus electrones ($m_A/m_e \sim 1000$).

Entonces hay una carga positiva igual a la de los electrones, asociada a casi toda la masa. ¿Cómo está distribuida?

Perrin, Nagaoka..



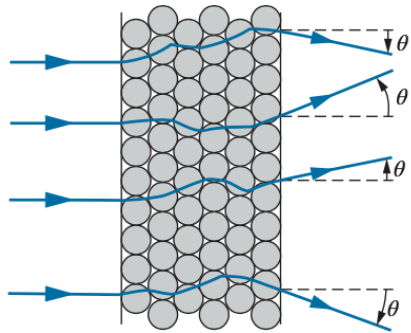
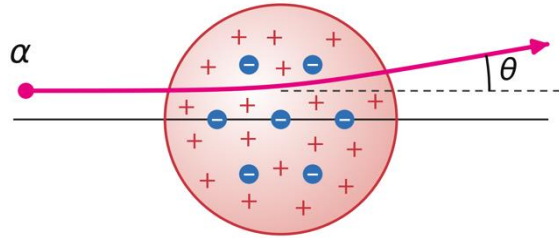
$$r_A \approx 10^{-10} \text{ m}$$

Thomson (~1904)
“budín de pasas”

Experimento de Geiger y Marsden (1909)

¿Cuánto desvía el modelo de Thomson a una partícula α ?

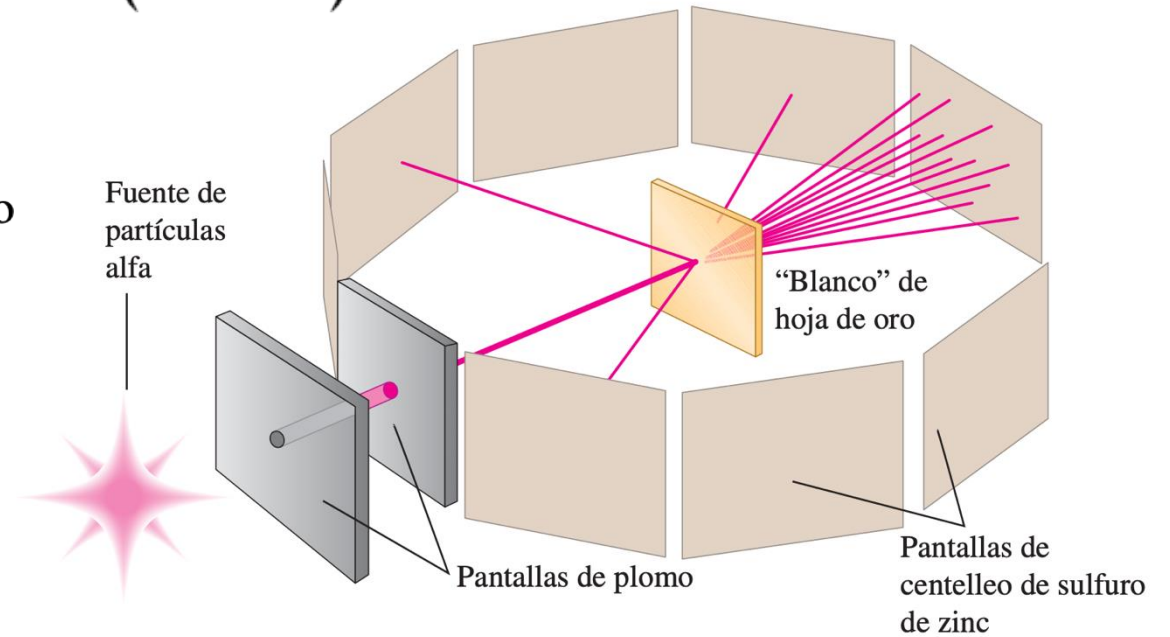
Modelo de Thomson $\rightarrow$ la desviación producida por un solo átomo $\theta_{\text{prom}} \approx 10^{-4} \text{ rad} \approx 0,006^\circ$ (para láminas de oro, $\approx 1^\circ$)



Modelo de Thomson
 $\text{Prob}(\theta > 90^\circ) \approx 10^{-3500}$

Partícula α : núcleo de ^4He (2 protones + 2 neutrones), carga $+2e$.

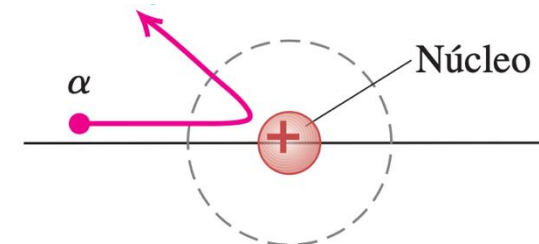
$E \approx 4\text{--}9 \text{ MeV}$, $v \approx 0,05\text{--}0,07 c$, $m_\alpha/m_e \approx 7300$



Experimento

$\text{Prob}(\theta > 90^\circ) \approx 10^{-4}$

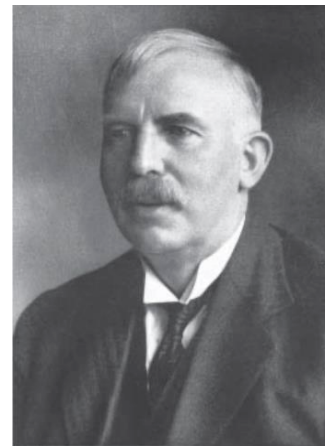
Interpretación de Rutherford:



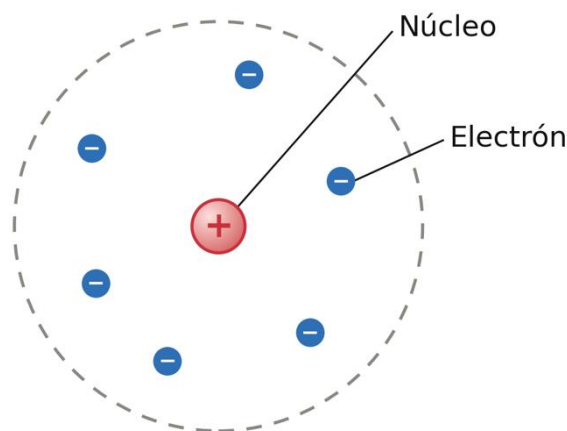
“Fue, sin duda, el acontecimiento más increíble que me ocurrió en la vida. Era casi tan increíble como si dispararas un proyectil de 15 pulgadas contra una hoja de papel de seda y este rebotara hasta golpearte”.

— Ernest Rutherford (conferencia de 1936)

Modelo nuclear del átomo (Rutherford, 1911)



Premio Nobel 1908
(química)



- Carga positiva y casi toda la masa en un núcleo de $\lesssim 10^{-14}$ m
- Átomo de $\sim 10^{-10}$ m: casi todo vacío
- Electrones alrededor del núcleo

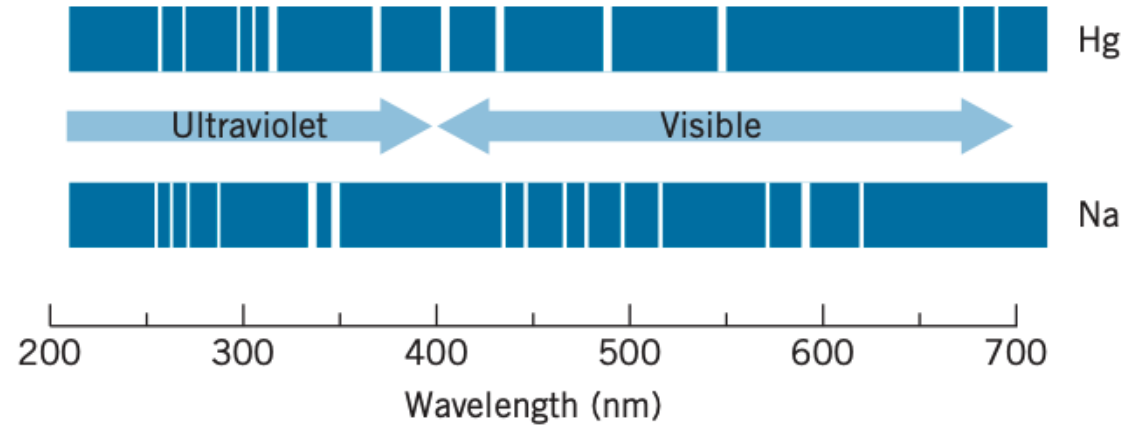
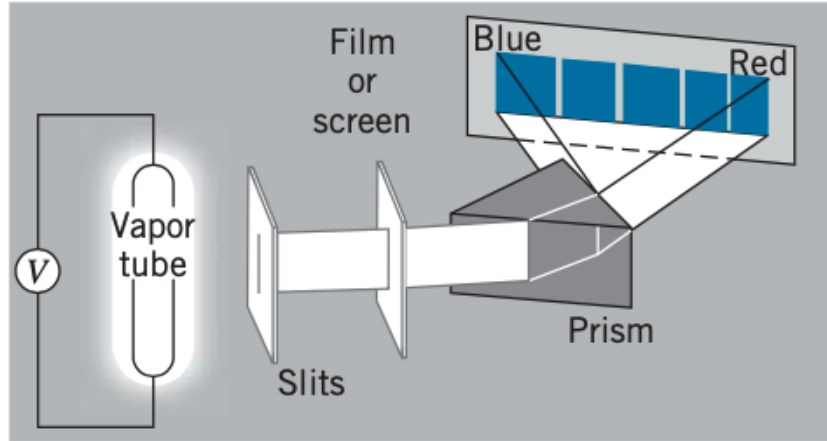
El problema de la estabilidad, ¿cómo ponemos los electrones?

- **En reposo:** el equilibrio de cargas puntuales electrostáticas es siempre inestable (Earnshaw); cualquier perturbación los hace colapsar sobre el núcleo.
- **En órbita:** están acelerados radían, pierden energía y caen en espiral.

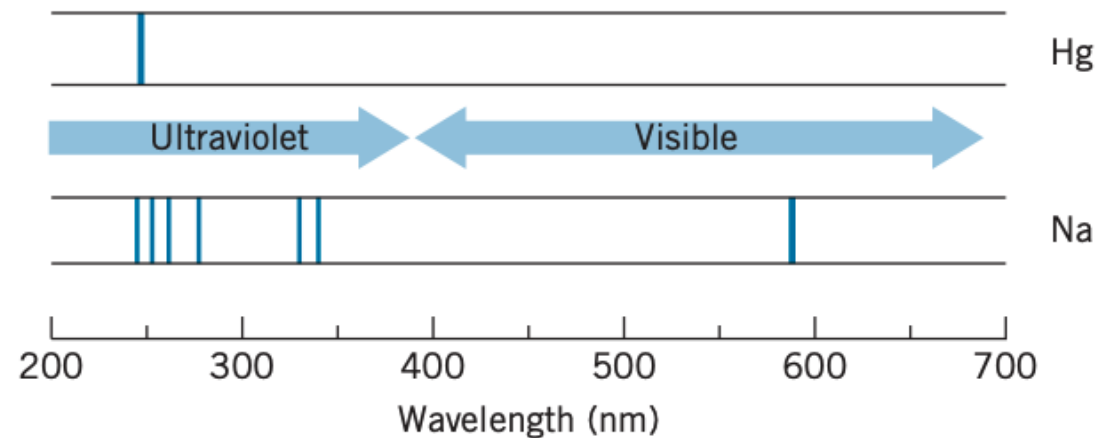
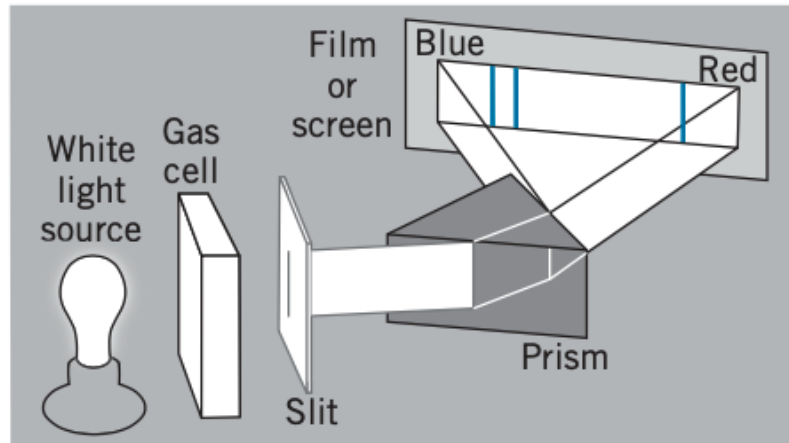
$$\text{para } r_0 = 0,53 \text{ \AA: } t_{\text{col}} \approx 1,6 \times 10^{-11} \text{ seg.}$$

Espectros atómicos

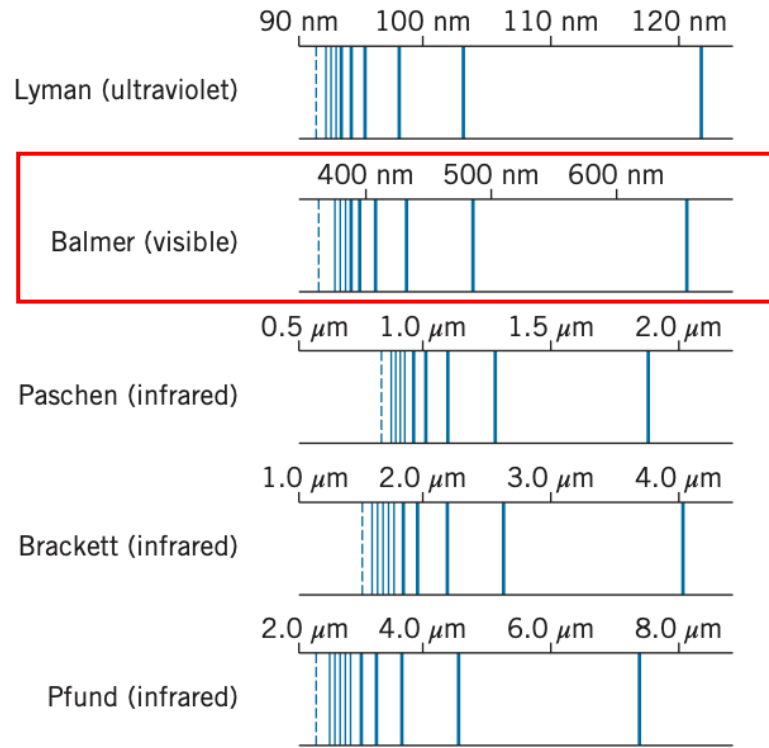
espectro de emisión



espectro de absorción



Serie de Balmer (1885) y la fórmula de Rydberg



Líneas del Hidrógeno. Las líneas se juntan a medida que se acercan a la línea límite (punteada).

Fórmula de Balmer

$$\lambda = (364,5 \text{ nm}) \frac{n^2}{n^2 - 4} \quad (n = 3, 4, 5, \dots)$$

Fórmula de Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_0^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n > n_0$$

$$R_H \approx 1,096\,776 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

Serie	n_0
Lyman	1
Balmer	2
Paschen	3
Brackett	4
Pfund	5

Cualquier modelo atómico tiene que explicar por qué el átomo emite solo en ciertas frecuencias.

El átomo de Bohr (1913)

Los postulados:

1. **Estados estacionarios:** hay órbitas circulares estacionarias en las que el electrón no radía.

2. **Cuantización:** solo son posibles las órbitas con impulso angular

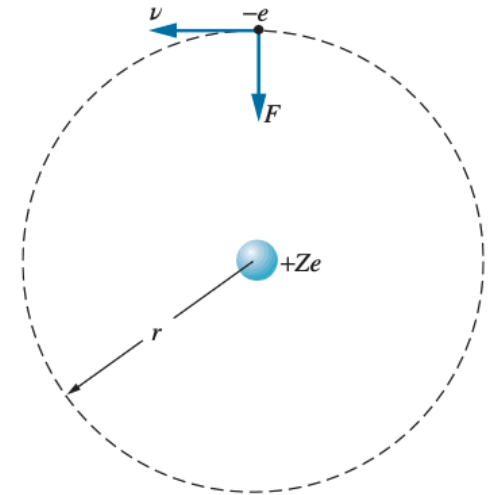
$$L = n\hbar, \quad \hbar \equiv \frac{h}{2\pi}, \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

3. **Transiciones:** al pasar de un estado estacionario a otro, se emite o se absorbe radiación de frecuencia

$$h\nu = E_2 - E_1.$$



Premio Nobel 1922



Modelo de Bohr para el átomo de Hidrógeno $Z = 1$.

Radio de las órbitas

Fuerza coulombiana atractiva $F = -\kappa/r^2$, ahora con $\kappa \equiv \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0}$ (carga electrón-núcleo).

Órbita circular, con $L = mr^2\dot{\theta}$:

$$\text{(Newton)} \quad \frac{\kappa}{r} = mr^2\dot{\theta}^2 = \frac{L^2}{mr^2} \quad \Longrightarrow \quad r = \frac{L^2}{m\kappa}$$

Imponiendo $L = n\hbar$:

$$r_n = \frac{n^2\hbar^2}{m\kappa} = n^2 \frac{a_0}{Z}, \quad a_0 = \frac{4\pi\epsilon_0\hbar^2}{me^2} = 0.529 \text{ \AA}$$

a_0 es el **radio de Bohr**, del orden correcto del tamaño atómico. Velocidad en la órbita: $v_n = n\hbar/(mr_n) = \kappa/(n\hbar)$.

Para $n = 1$ y $Z = 1$, $v_1 \approx 2.2 \times 10^6 \text{ m/s} \approx c/137$: no hace falta relatividad.

(con núcleo de masa finita M , el movimiento relativo se describe con la **masa reducida** $\mu = \frac{mM}{m+M}$)

Energías

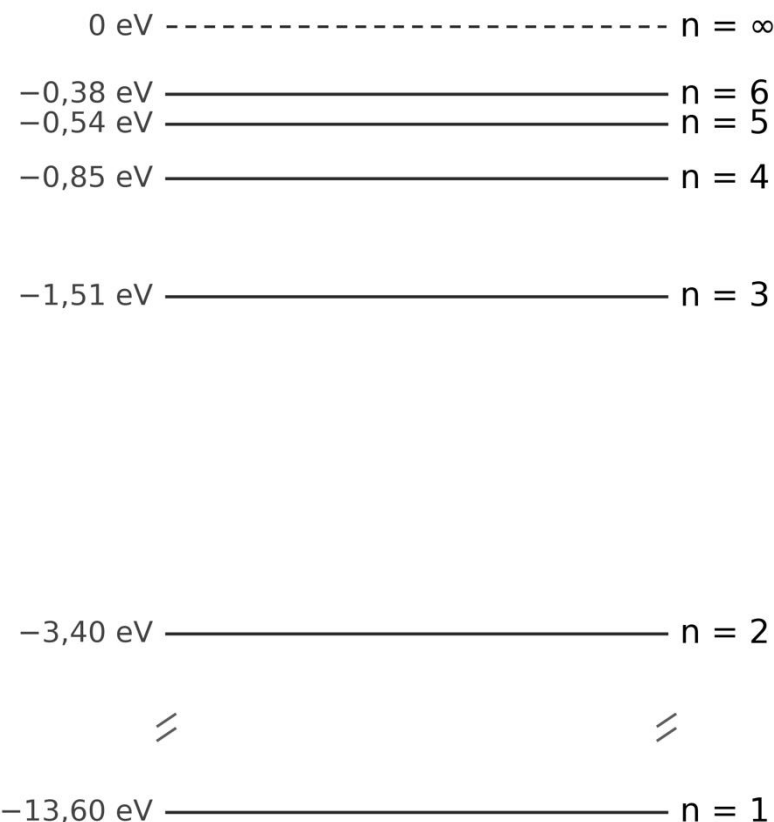
Energía total de la órbita circular (cinética + potencial):

$$E = \frac{L^2}{2mr^2} - \frac{\kappa}{r} = -\frac{1}{2} \frac{\kappa}{r}$$

Con el radio cuantizado:

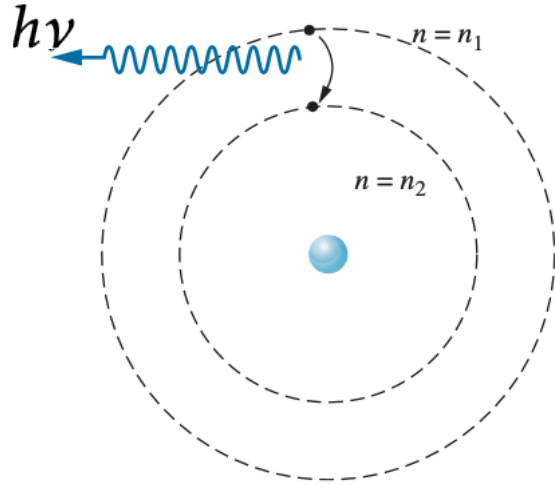
$$r_n = \frac{n^2 \hbar^2}{m\kappa} \quad \kappa \equiv \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0}$$

$$E_n = -\frac{m_e e^4}{8\epsilon_0^2 \hbar^2} \frac{Z^2}{n^2} \approx -13,6 \text{ eV} \frac{Z^2}{n^2}, \quad n = 1, 2, \dots$$



- $E < 0$: el electrón está **ligado**; $n = 1$ es el **estado fundamental**, los demás son estados excitados, cada vez más juntos hacia $E = 0$ ($n \rightarrow \infty$).
- Para liberar al electrón del átomo de Hidrógeno desde $n = 1$ hay que dar 13.6eV: el **potencial de ionización**.

Niveles del hidrógeno y series espectrales

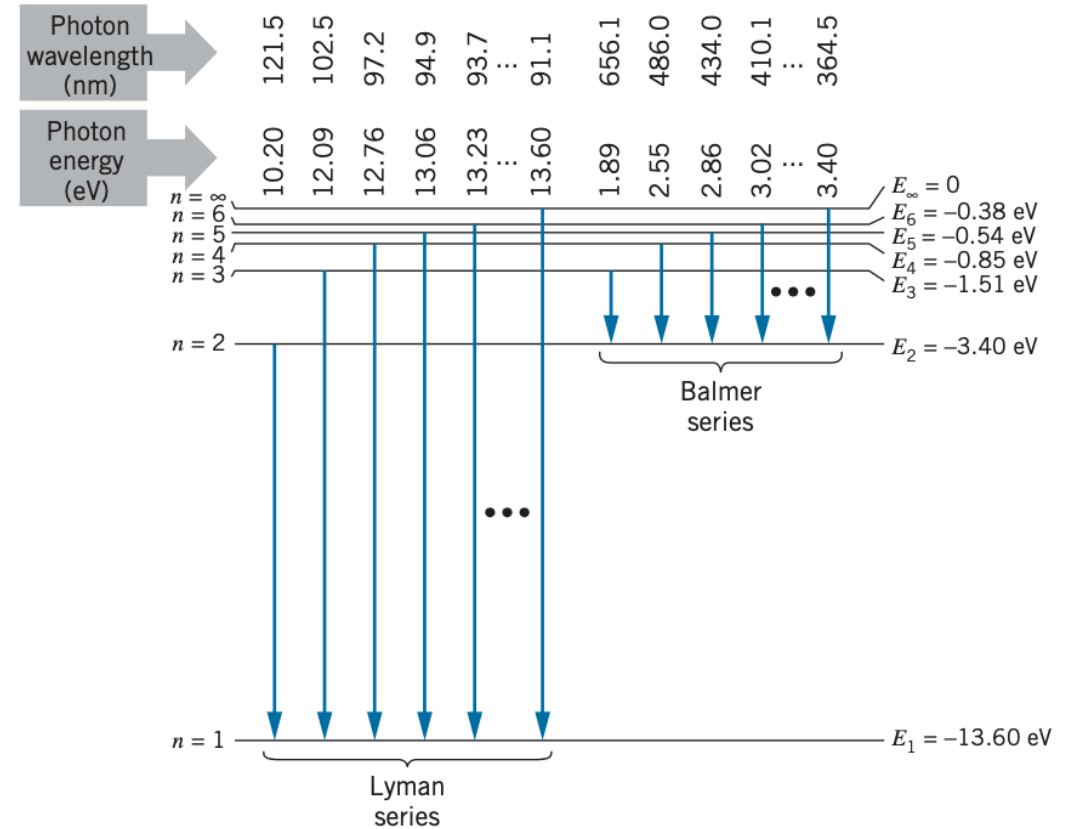


Con $h\nu = E_{n_2} - E_{n_1}$ ($n_2 > n_1$, emisión):

$$\nu = \frac{1}{2} \frac{m\kappa^2}{2\pi\hbar^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \iff \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

con $R = \frac{m\kappa^2}{4\pi\hbar^3 c}$ (para $Z = 1$, la constante de Rydberg).

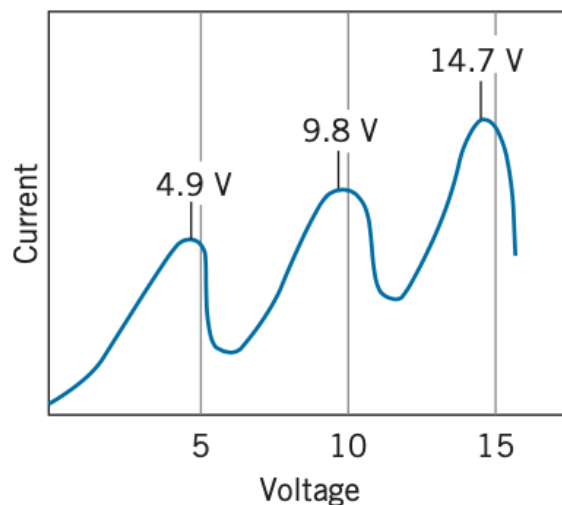
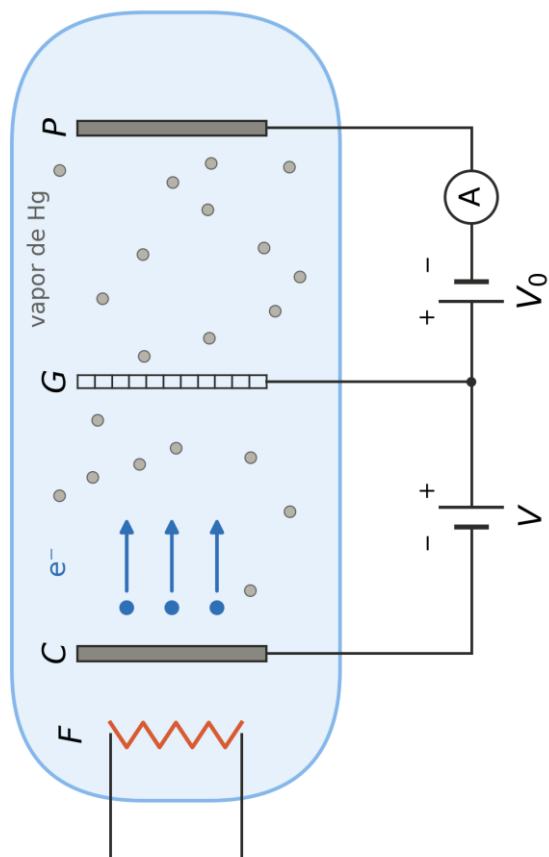
¡deducida a partir de constantes universales!



$$k = \frac{2\pi}{\lambda}, \quad \omega = 2\pi\nu, \quad \omega = ck, \quad c = \lambda\nu$$

Experimento de Franck y Hertz (1914)

Evidencia de niveles de energía independiente de la espectroscopía.



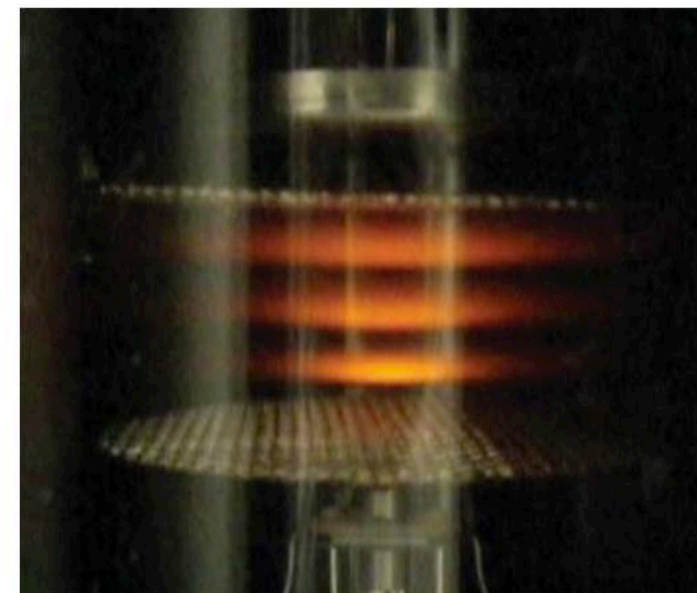
la corriente decrece en múltiplos enteros de 4.9 eV

energía justa para excitar el primer estado excitado del Hg mediante una colisión inelástica

Además, el vapor excitado emite luz UV con $\lambda = hc/(4,9 \text{ eV}) \approx 253 \text{ nm}$, (coincide con una línea conocida del espectro del Hg).



Premio Nobel 1925



Con Neón, electrones con energía 18.7 eV excitan al gas que decae al nivel con 16.6 eV, emitiendo un fotón de 2.1 eV ($\approx 590 \text{ nm}$)

Principio de correspondencia

“para números cuánticos grandes, la teoría cuántica debe reproducir los resultados clásicos”

Para n grande, la frecuencia emitida en la transición $n \rightarrow n-1$ tiende a la frecuencia orbital clásica:

$$\nu_{n \rightarrow n-1} = cR \left(\frac{1}{(n-1)^2} - \frac{1}{n^2} \right) \xrightarrow{n \gg 1} \frac{2cR}{n^3} = \frac{v_n}{2\pi r_n}.$$

Para n pequeño, en cambio, la frecuencia de la luz emitida *no* coincide con la frecuencia de giro del electrón. Esta es una ruptura más profunda con la física clásica que la propia cuantización.

Qué logra al modelo

- El tamaño atómico ($a_0 = 0.53 \text{ \AA}$).
- Los niveles discretos, $E_n \propto -1/n^2$.
- Las series espectrales y el valor de R_H , con ~ 5 cifras.
- Se extiende a átomos hidrogenoides.

En qué falla el modelo

- átomos con más de un electrón (ej. helio).
- intensidades de las líneas.
- estabilidad por postulado.
- estructura fina ni efecto Zeeman anómalo (Sommerfeld la explica en parte con órbitas elípticas y correcciones relativistas).
- el momento angular del estado fundamental: predice $L = \hbar$, cuando el valor correcto es $L = 0$.