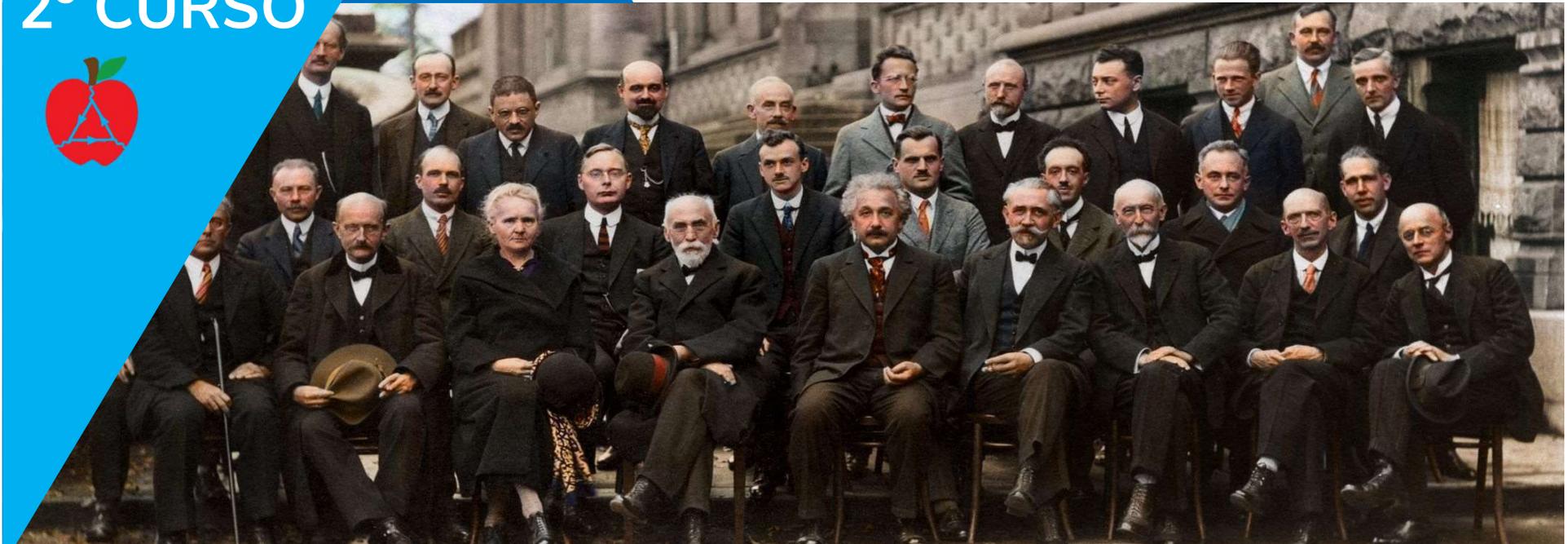


FÍSICA

2º CURSO



BLOQUE 4: FÍSICA RELATIVISTA, CUÁNTICA NUCLEAR Y DE PARTÍCULAS 11. FÍSICA CUÁNTICA



La Teoría Especial de la Relatividad y la Física Cuántica se presentan como alternativas necesarias a la insuficiencia de la Física Clásica para resolver determinados hechos experimentales.



11. FÍSICA CUÁNTICA

TABLA DE CONTENIDOS

1. La crisis de la Física Clásica2. Antecedentes de la Mecánica Cuántica2.1. Radiación del cuerpo negro.Hipótesis de Planck2.2. Efecto fotoeléctrico. Explicación de Einstein2.3. Los espectros atómicos. Modelo atómico de Bohr3. Nacimiento de la Mecánica Cuántica3.1. Dualidad onda-corpúsculo.Hipótesis de De Broglie3.2. Principio de incertidumbre de Heisenberg3.3. La función de probabilidad de Schrödinger3.4. Consecuencias de la mecánica cuántica



MECANICA

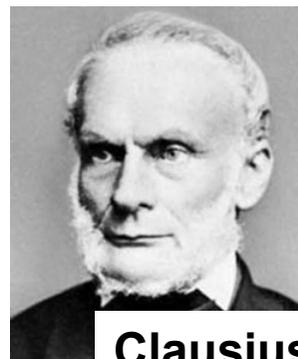


Newton 1686

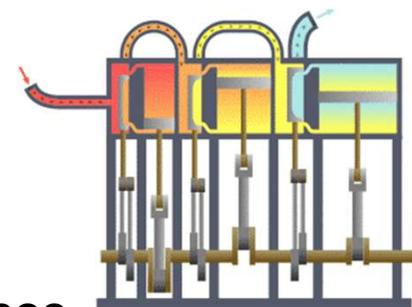
$$F = m a$$

Ec. del movimiento

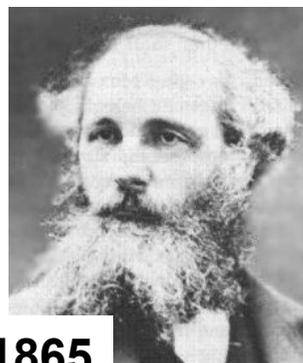
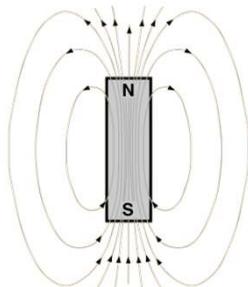
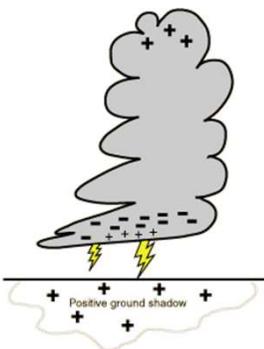
TERMODINÁMICA



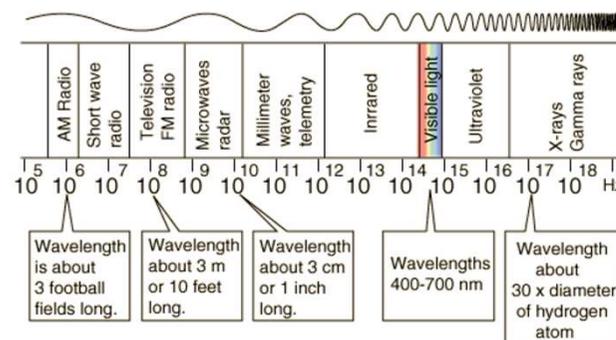
Clausius 1822

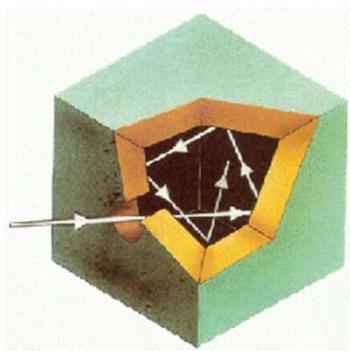


ELECTROMAGNETISMO

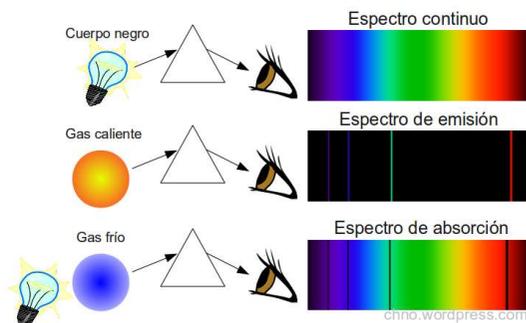


Maxwell 1865





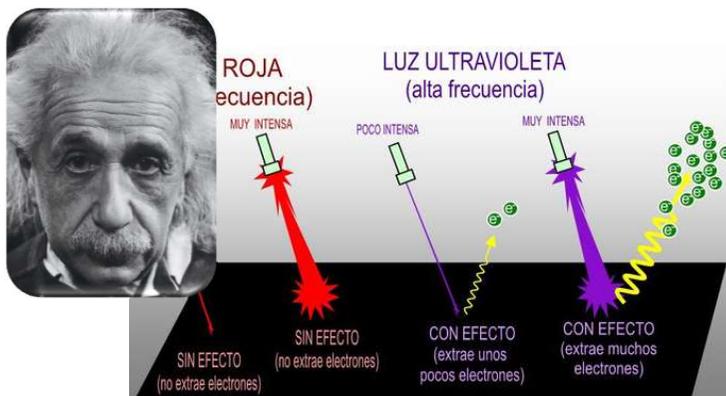
Cuerpo negro



Espectros



Cuantos de energía
(1900)
Max Planck



Efecto fotoeléctrico (1905)
Albert Einstein



Mecánica cuántica (años 20 siglo XX)
Louis de Broglie, Heisenberg, Schrodinger
y otros



2.1. Radiación del cuerpo negro. Hipótesis de Planck



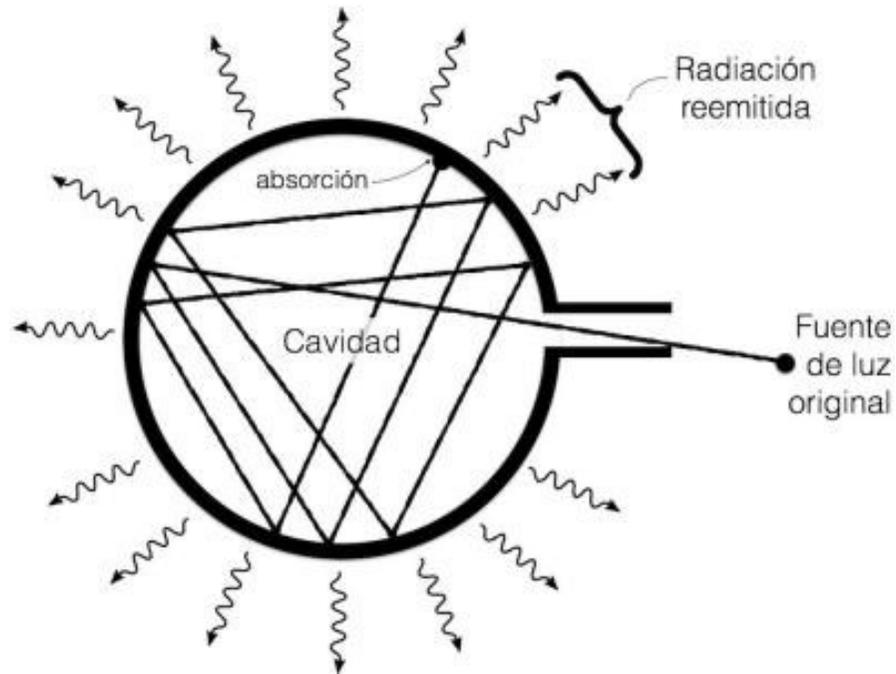
- La *frecuencia de la radiación* que emite un cuerpo caliente *aumenta con la temperatura*.
- La *potencia irradiada depende de las características del material*.
- La *máxima potencia* irradiada se consigue con el llamado **cuerpo negro**.

Ley de Kirchhoff

Cuando un cuerpo está en *equilibrio térmico*, la energía que absorbe es igual a la que emite (**un buen absorbente es también un buen emisor**).



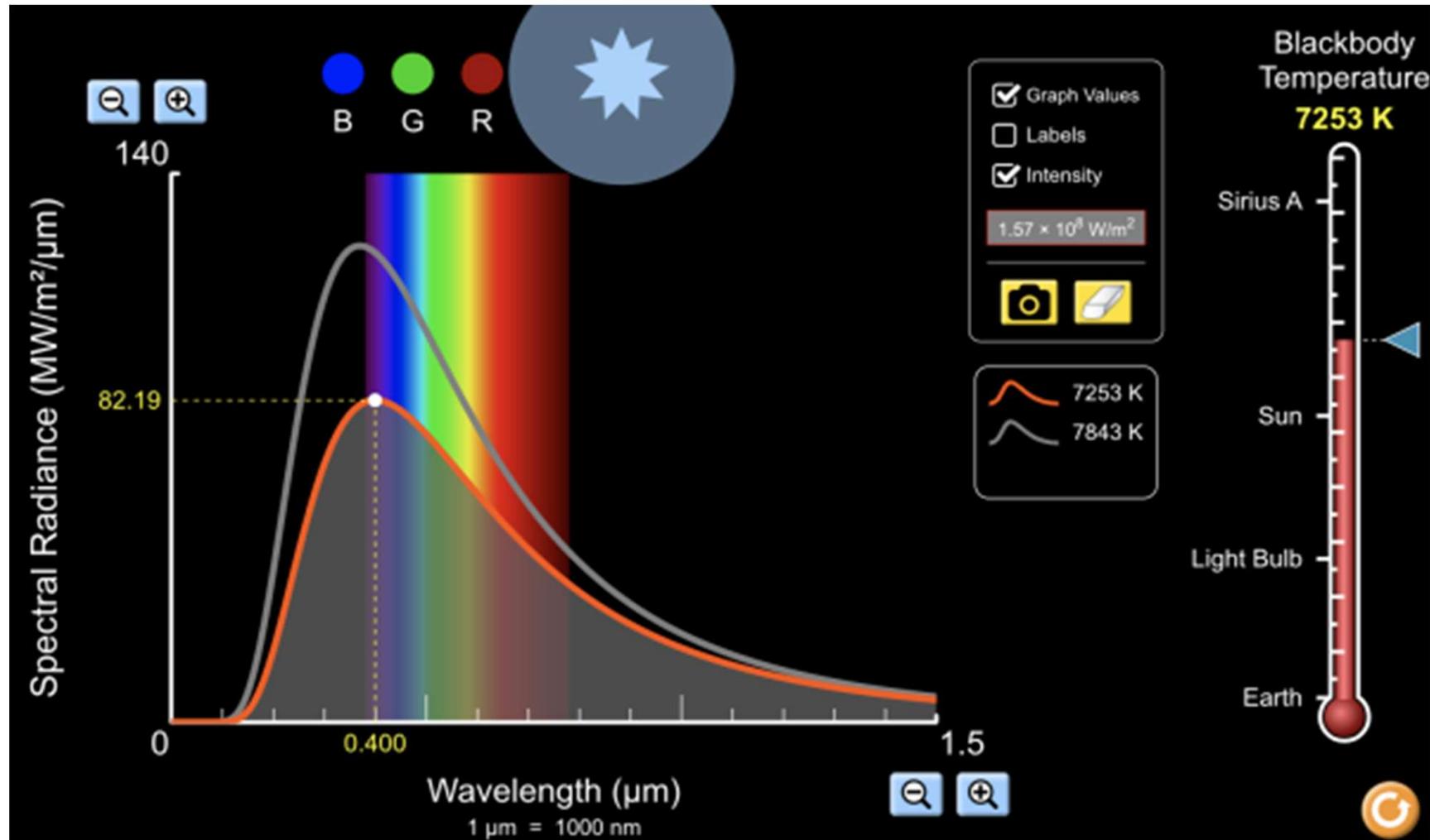
2.1. Radiación del cuerpo negro. Hipótesis de Planck



Un **cuerpo negro** es aquel que absorbe todas las radiaciones, en consecuencia es también un emisor ideal.



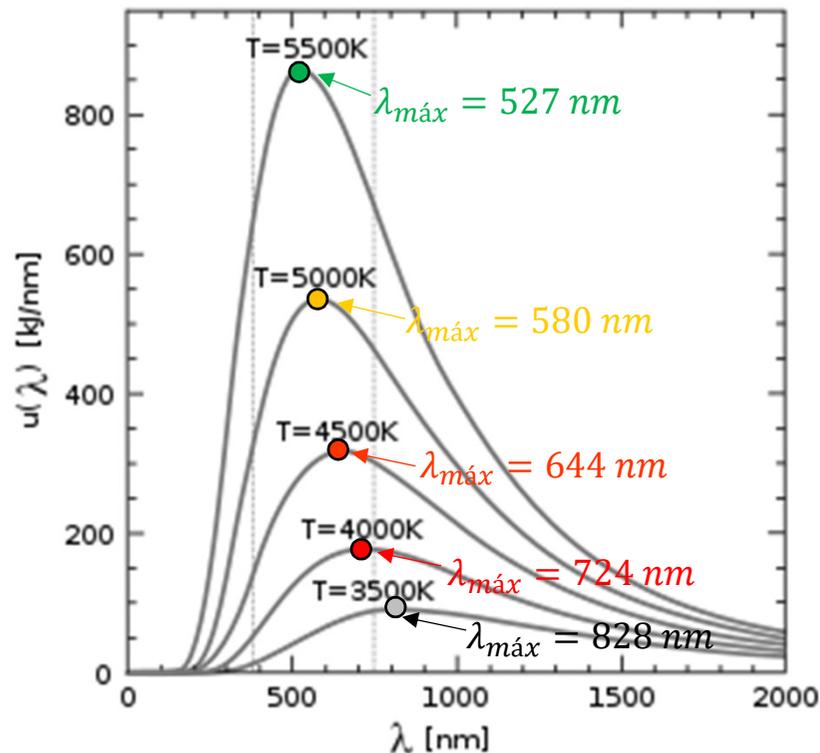
2.1. Radiación del cuerpo negro. Hipótesis de Planck





2.1. Radiación del cuerpo negro. Hipótesis de Planck

Kirchoff demostró que el **espectro de emisión de un cuerpo negro depende solo de la temperatura.**



Resultados experimentales

► Ley de Stefan-Boltzmann:

La intensidad de la radiación térmica de un cuerpo negro es proporcional a la cuarta potencia de la temperatura absoluta:

$$I = \sigma T^4$$

$$\sigma = 5,67 \cdot 10^{-8} \frac{W}{m^2 K^4} \text{ (cte. de Stefan)}$$

► Ley del desplazamiento de Wien:

El producto de la longitud de onda correspondiente al máximo de emisión por la temperatura absoluta es constante:

$$\lambda_{máx} \cdot T = 0,0028976 \text{ m} \cdot K$$



Ejercicio resuelto 1

Al realizar una experiencia para estudiar el espectro de emisión térmica de un cuerpo negro encontramos que el máximo de emisión coincide con la longitud de onda de 600 nm (color naranja). Calcula:

a) La temperatura del cuerpo negro en esa experiencia.

b) La intensidad de la radiación emitida.

Datos: cte. Wien = $2,898 \cdot 10^{-3} \text{ m K}$; $\sigma = 5,67 \cdot 10^{-8} \text{ W m}^{-2} \text{ K}^{-4}$.

a) Podemos aplicar la ley de desplazamiento de Wien:

$$\lambda_{\text{máx}} \cdot T = 2,898 \cdot 10^{-3} \text{ m K} \quad \rightarrow \quad T = \frac{2,898 \cdot 10^{-3} \text{ m K}}{\lambda_{\text{máx}}} = \frac{2,898 \cdot 10^{-3} \text{ m K}}{600 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = \mathbf{4830 \text{ K}}$$

b) En este caso aplicaremos la ley de Stefan-Boltzmann, que relaciona la energía emitida por la unidad de tiempo por un cuerpo negro (potencia emitida) con su temperatura absoluta:

$$I = \sigma T^4 = 5,67 \cdot 10^{-8} \text{ W m}^{-2} \text{ K}^{-4} \cdot (4830 \text{ K})^4 = \mathbf{3,09 \cdot 10^7 \text{ W m}^{-2}}$$



ACTIVIDADES

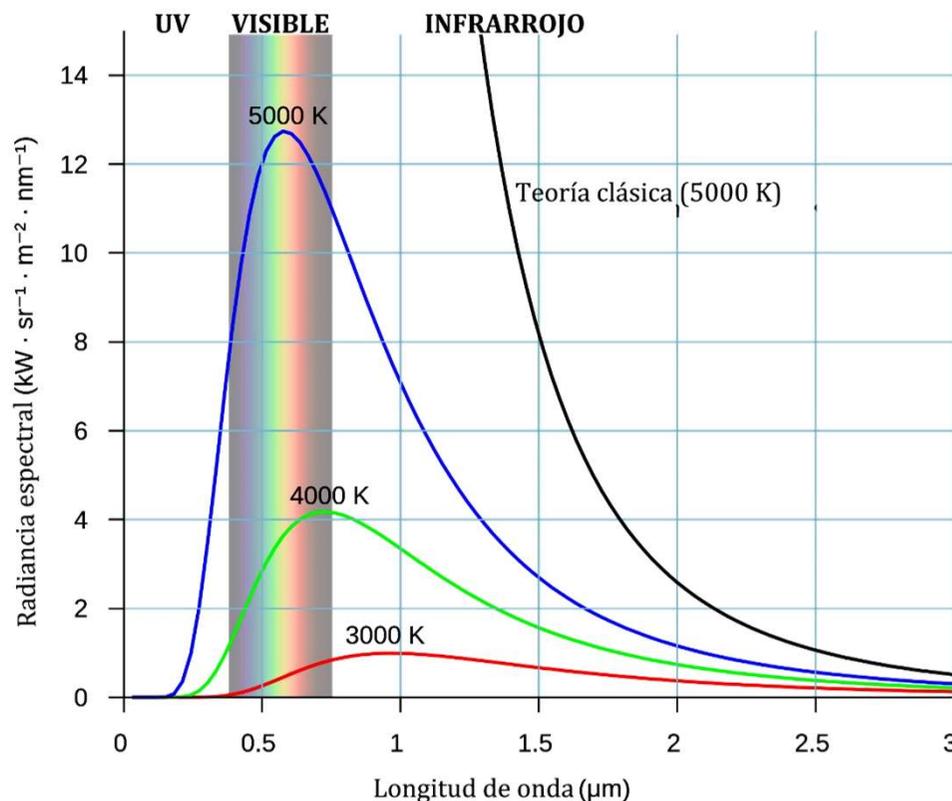
1. Dada la temperatura superficial de nuestro cuerpo, ¿qué tipo de radiación emiten los seres humanos?
2. La temperatura superficial del Sol es de unos 6000 K . ¿A qué longitud de onda y a qué color corresponde el pico de emisión?

Sol: $\lambda = 482 \text{ nm}$, azul



2.1. Radiación del cuerpo negro. Hipótesis de Planck

► Propuesta de Rayleigh-Jeans



Usando la teoría clásica obtuvieron:

$$E(\lambda, T) = \frac{2cKT}{\lambda^4}$$

- ✓ Para longitudes de onda grandes reproduce los resultados experimentales.
- ✓ Para $\lambda \rightarrow 0$ fracasa, prediciendo en conjunto energía total por unidad de volumen infinita: **catástrofe del ultravioleta**.



2.1. Radiación del cuerpo negro. Hipótesis de Planck

► Hipótesis de Planck

La energía emitida (**cuanto de energía**) por los osciladores atómicos no puede tomar cualquier valor sino que es múltiplo entero de una constante **h** multiplicada por la frecuencia del oscilador:

$$E = nhf$$

donde **n** es un número entero, **h** una constante denominada **constante de Planck** y **f** la frecuencia del oscilador:

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

El número de osciladores de baja frecuencia es muy superior al de osciladores de alta frecuencia.

$$I(\lambda, T) = \frac{8\pi hc}{\lambda^5} \frac{1}{e^{\frac{hc}{\lambda kT}} - 1} \left\{ \begin{array}{l} \text{Para } \lambda \text{ grande} \rightarrow I(\lambda, T) = \frac{8\pi kT}{\lambda^4} \quad \text{De acuerdo con la ley de Rayleigh-Jeans} \\ \text{Para } \lambda \rightarrow 0 \rightarrow I(\lambda, T) \rightarrow 0 \quad \text{Se evita la catástrofe del ultravioleta} \end{array} \right.$$

**Ejercicio resuelto 2**

Un excursionista observa una aurora boreal. La luz emitida tiene una longitud de onda de 557,7 nm. ¿Cuánta energía tiene cada fotón que forma la aurora?

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$.

Aplicamos la fórmula de Planck para calcular la energía del fotón:

$$E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot \frac{3 \cdot 10^8}{557,7 \cdot 10^{-9}} = 3,57 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$



ACTIVIDADES

3. La energía correspondiente a un fotón es de $6 \cdot 10^{-20}$ J. ¿Cuál será la energía que transporta un fotón cuya longitud de onda es el doble de este valor?

Sol: $E = 3 \cdot 10^{-20}$ J

4. Un fotón, si tiene la energía adecuada, puede romper una molécula. Por ejemplo, en la estratosfera los fotones ultravioletas pueden romper las moléculas de oxígeno. En este caso la energía necesaria para el proceso es de 5 eV. Calcula cuál debe ser la longitud de onda máxima del fotón ultravioleta en este proceso.

Datos: $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J s; $c = 3 \cdot 10^8$ m/s.

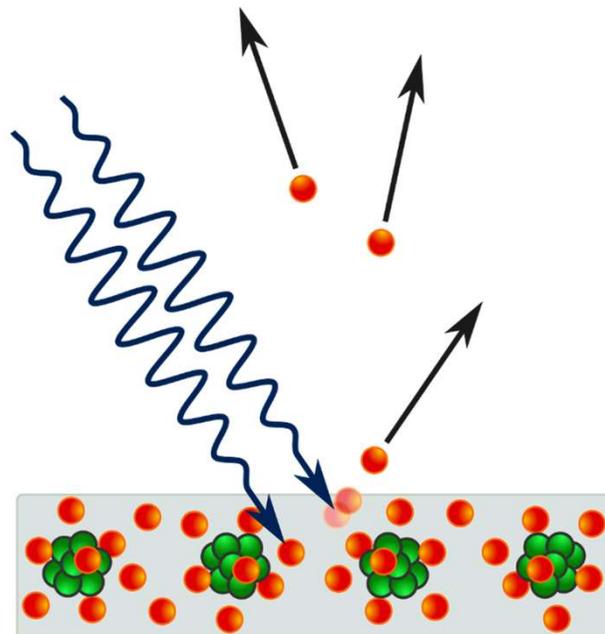
Sol: 248,6 nm



2.2. El efecto fotoeléctrico y la explicación de Albert Einstein

► ¿En que consiste el efecto fotoeléctrico?

El efecto fotoeléctrico fue observado por primera vez por el físico alemán [Heinrich Hertz](#) en 1887. Hertz notó que cuando ciertas frecuencias de luz alumbraban un metal, a veces el metal podía mostrar una chispa. Más tarde, J.J. Thomson identificó estas chispas como electrones excitados saliendo de la superficie del metal.





2.2. El efecto fotoeléctrico y la explicación de Albert Einstein

► Explicación clásica

Con base en la descripción clásica de la luz como una onda, hicieron las siguientes predicciones:

- La **energía cinética** de los fotoelectrones emitidos **debería incrementarse con la amplitud de la luz**.
- La **razón de emisión de electrones**, que es proporcional a la corriente eléctrica, debería **incrementarse con el aumento de la frecuencia** de la luz.

Resultados experimentales

- La **energía cinética** de los fotoelectrones **se incrementa con la frecuencia** de la luz.
- La **corriente eléctrica permanece constante** a medida que la **frecuencia de la luz aumenta**.
- La **corriente eléctrica aumenta con la amplitud de la luz**.
- La **energía cinética** de los fotoelectrones permanece **constante** a medida que la **amplitud se incrementa**.

Estos resultados estaban completamente en desacuerdo con las predicciones basadas en la descripción clásica de la luz como onda.



2.2. El efecto fotoeléctrico y la explicación de Albert Einstein

► Explicación de Albert Einstein

Albert Einstein, propuso que la luz a veces se comporta como partículas de energía electromagnética que ahora llamamos *fotones*. La energía de un fotón se podría calcular usando la ecuación de Planck:

$$E = hf$$

Donde:

- E es la energía del fotón
- h es la constante de Planck
- f es la frecuencia de la luz

De acuerdo con la ecuación de Planck, la energía de un fotón es proporcional a la frecuencia de la luz, f . La *amplitud de la luz* es, entonces, *proporcional al número de fotones* con una frecuencia dada.

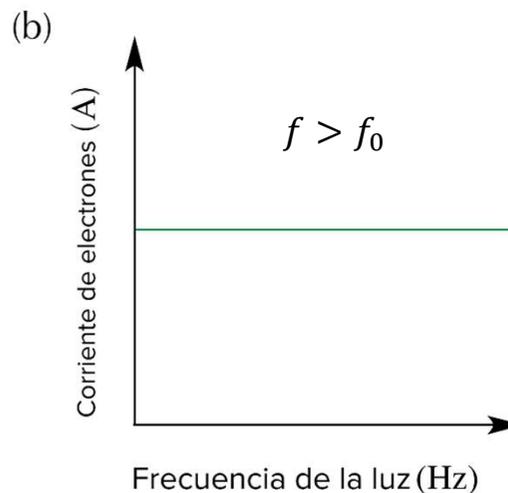
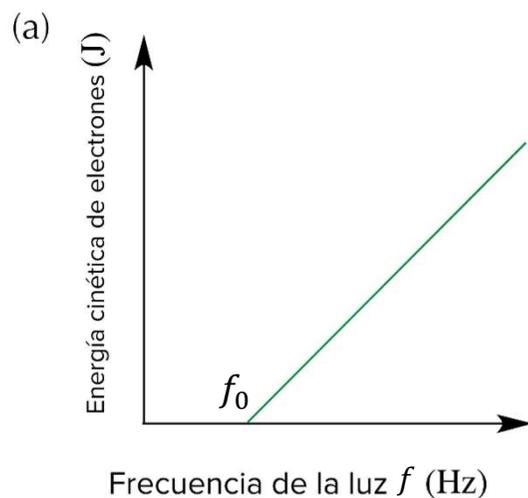


2.2. El efecto fotoeléctrico y la explicación de Albert Einstein

► Explicación de Albert Einstein

Se observó que si la luz incidente tenía una frecuencia menor que una frecuencia mínima f_0 , entonces no se expulsaban electrones sin importar la amplitud de la luz. Esta frecuencia mínima también se llama **frecuencia umbral**, y el valor de f_0 depende del metal.

Para frecuencias mayores que f_0 , los electrones serían expulsados del metal. Además, la energía cinética de los fotoelectrones era proporcional a la frecuencia de la luz. La relación entre la **energía cinética** del fotoelectrón y la **frecuencia** de la luz se muestra en la gráfica (a) siguiente.



La relación entre la **corriente de electrones** y la **frecuencia** de la luz se ilustra en la gráfica (b).



2.2. El efecto fotoeléctrico y la explicación de Albert Einstein

► Explicación de Albert Einstein

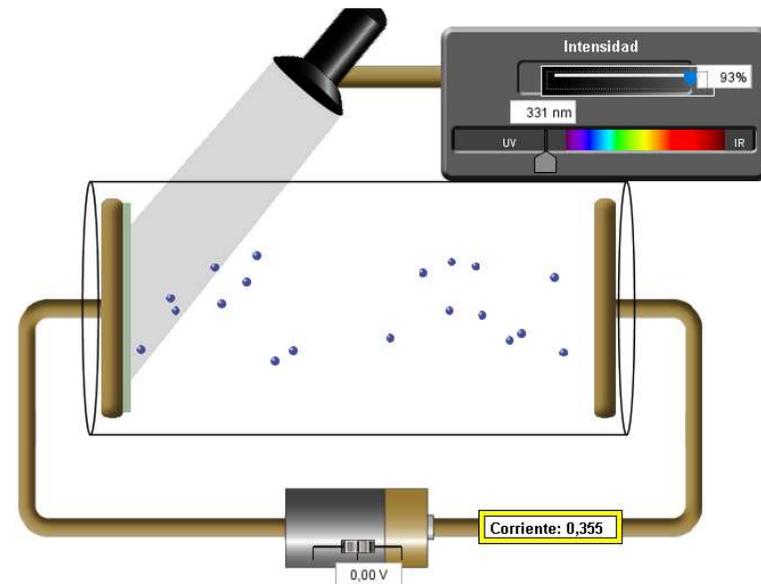
La relación de la frecuencia con el uso de la ley de la conservación de la energía. La energía total del fotón incidente, $E_{fotón}$, debe ser igual a la energía cinética del electrón expulsado, E_C , más la energía requerida para expulsar al electrón del metal (*función de trabajo, ϕ*).

$$E_{fotón} = E_{C_{electrón}} + \phi$$

Ecuación de Einstein para el efecto fotoeléctrico

Donde la función ϕ , como hf_0 , es propia de cada metal:

$$\phi = hf_0$$



**Ejercicio resuelto 3**

La función de trabajo del cobre es $\phi = 7,53 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. Si alumbramos cobre con una luz con frecuencia de $f = 3,0 \cdot 10^{16} \text{ Hz}$, i) ¿se observará el efecto fotoeléctrico?; ii) ¿Cuál es la energía cinética de los fotoelectrones expulsados?

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

i) Para expulsar electrones, necesitamos que la energía de los fotones sea más grande que la función de trabajo del cobre. Podemos usar la ecuación de Planck para calcular la energía del fotón:

$$E = h \cdot f = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3,0 \cdot 10^{16} = 2,0 \cdot 10^{-17} \text{ J}$$

Si comparamos nuestra energía del fotón calculada, con la función de trabajo del cobre, vemos que la energía del fotón es más grande que la función de trabajo, por tanto, esperaríamos ver fotoelectrones expulsados del cobre.

ii) Para determinar la energía cinética de los fotoelectrones, usamos la ecuación de Einstein:

$$E_C = hf - \phi = 2,0 \cdot 10^{-17} - 7,53 \cdot 10^{-19} = 1,9 \cdot 10^{-17} \text{ J}$$



ACTIVIDADES

3. Cuando una superficie de cobre es irradiada con luz procedente de un arco de mercurio cuya longitud de onda es $2\,537\text{ \AA}$, el valor del potencial necesario para frenar la emisión de electrones es $0,24\text{ V}$. ¿Cuál es la máxima longitud de onda que producirá emisión de electrones en el cobre?

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}\text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8\text{ m s}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{ C}$

Sol: $\lambda_0 = 2679\text{ \AA}$

4. Una lámina metálica comienza a emitir electrones al incidir sobre ella radiación de longitud de onda $2,5 \cdot 10^{-7}\text{ m}$. Calcule la velocidad máxima de los fotoelectrones emitidos si la radiación que incide sobre la lámina tiene una longitud de onda de $5 \cdot 10^{-8}\text{ m}$.

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}\text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8\text{ m s}^{-1}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}\text{ kg}$

Sol: $2,64 \cdot 10^6\text{ m s}^{-1}$

5. Al iluminar la superficie de un cierto metal con un haz de luz de longitud de onda $2 \cdot 10^{-8}\text{ m}$, la energía cinética máxima de los fotoelectrones emitidos es de 3 eV . Determine el trabajo de extracción del metal y la frecuencia umbral.

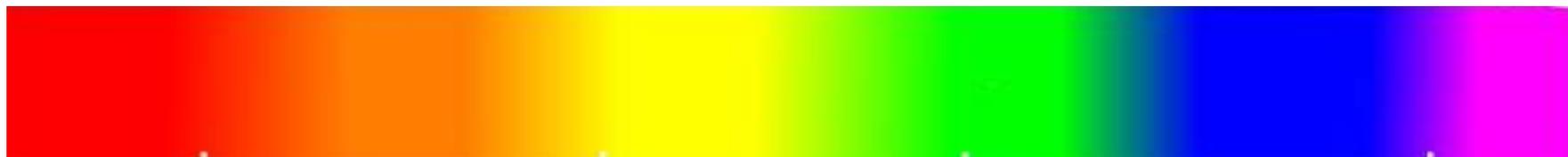
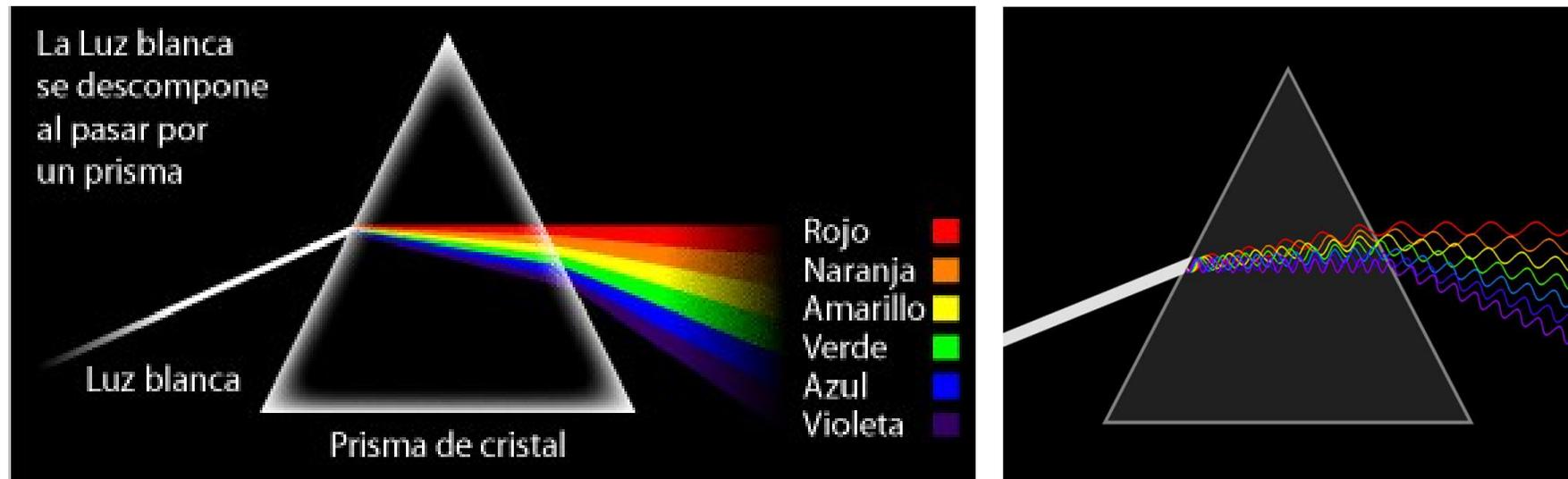
Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}\text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8\text{ m s}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19}\text{ C}$

Sol: $W_{ext} = 9,47 \cdot 10^{-18}\text{ J}$; $f_0 = 1,43 \cdot 10^{16}\text{ Hz}$



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

Newton demostró que la luz blanca podía descomponerse en sus colores dando lugar al **espectro continuo**.

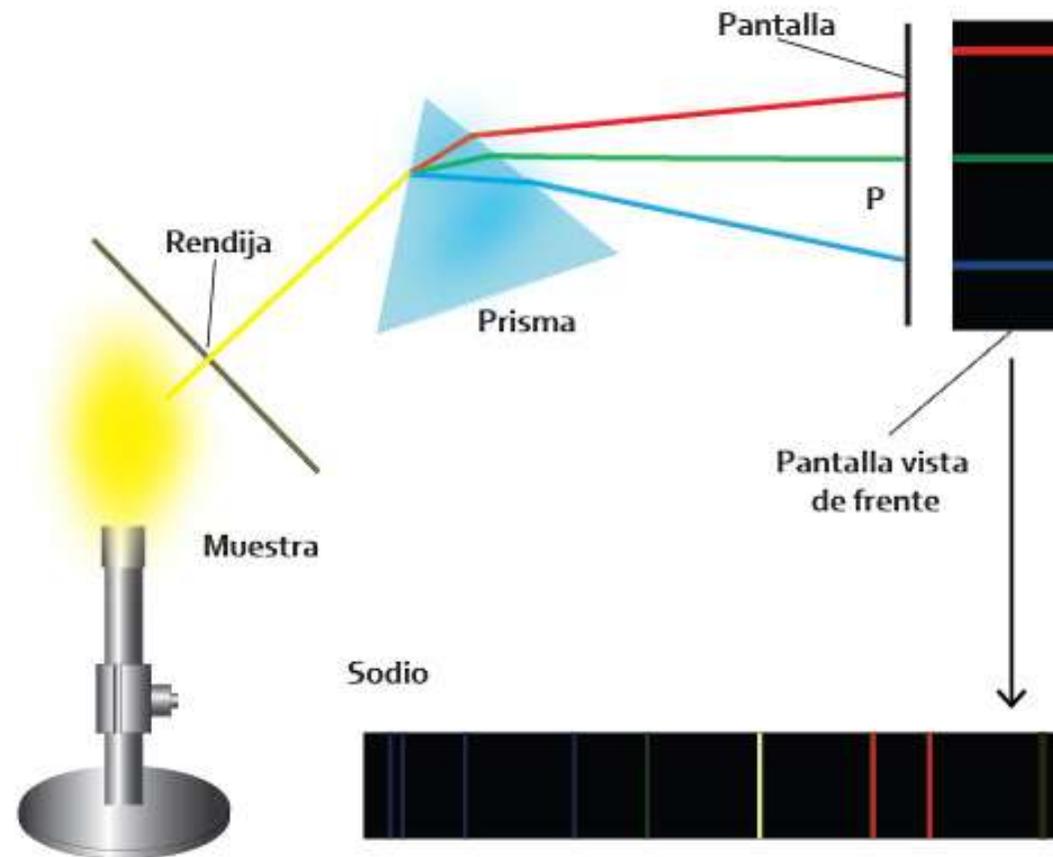




2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Espectros de emisión

Se obtienen al descomponer las radiaciones de un cuerpo previamente excitado.

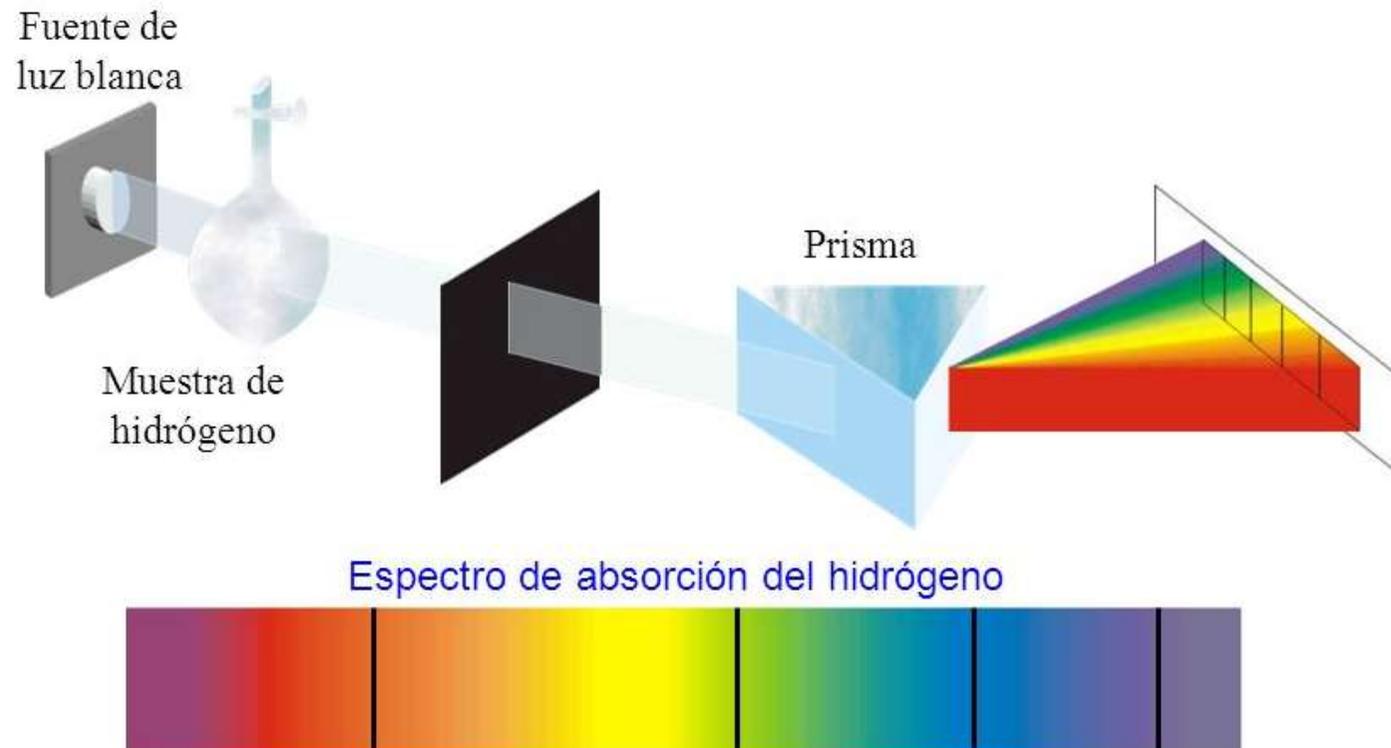




2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Espectros de absorción

Resultan de intercalar una determinada sustancia entre una fuente de luz y un prisma.



El espectro de emisión de un elemento se corresponde con el de absorción del mismo de forma positivo/negativo.



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Espectros del hidrógeno

Con el descubrimiento de que cada elemento tiene un espectro característico, los científicos empezaron a intentar *relacionar las longitudes* de onda que emitían con las frecuencias de la radiación mediante una ecuación matemática.

En 1885, **Johann Jacob Balmer**, estudiaba el *espectro de emisión del hidrógeno* y llegó a la conclusión que las líneas de la *zona visible* del espectro electromagnético formaban una serie, llamándola *serie de Balmer*. Encontró una expresión que permitía predecir dónde salen las rayas.

Espectro de absorción



Espectro de emisión



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

λ es la longitud de onda de la raya

R es la **constante de Rydberg**. $1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

n es un número entero mayor que 2



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Espectros del hidrógeno

Posteriormente **Rydberg** y **Ritz** descubrieron que el hidrógeno presenta rayas en el **ultravioleta** y el **infrarrojo**, por lo que obtuvieron una expresión más general,

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

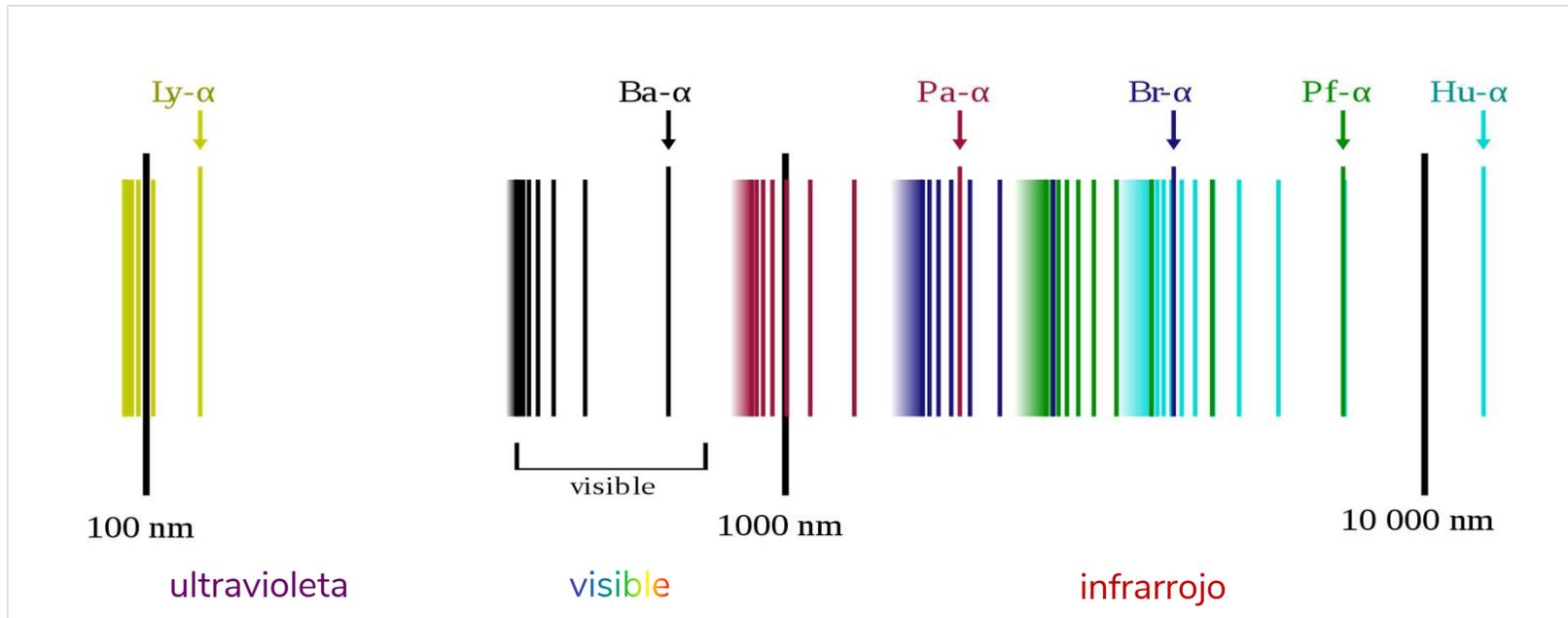
Dando valores diferentes a n_1 y n_2 obtenemos distintas series espectrales:

Serie	n_1	n_2	Zona
Lyman	1	2, 3, 4, ...	Ultravioleta
Balmer	2	3, 4, 5, ...	Visible
Paschen	3	4, 5, 6, ...	Infrarrojo
Brackett	4	5, 6, 7, ...	Infrarrojo
Pfund	5	6, 7, 8, ...	Infrarrojo
Humphreys	6	7, 8, ...	Infrarrojo



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

▶ Espectros del hidrógeno



Surgen las siguientes preguntas:

¿A qué se deben estas líneas que aparecen en los espectros?

¿Por qué las series espectrales convergen?

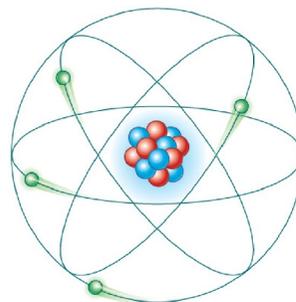
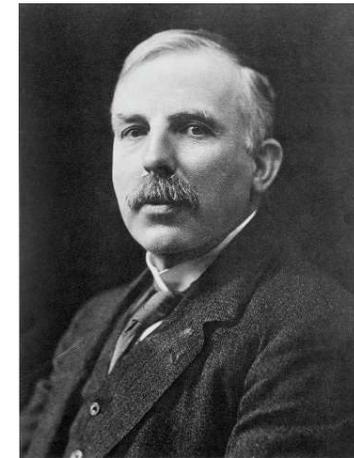


2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► El modelo de Rutherford

En 1911 **Rutherford** estableció el siguiente modelo de átomo:

- Todo átomo está formado por un **núcleo** y **corteza**.
- El núcleo, muy pesado, y de muy pequeño volumen, formado por un número de protones igual al número atómico y de neutrones igual a la diferencia entre la masa atómica y el número atómico, donde se concentra toda la masa atómica.
- Existiendo un **gran espacio vacío** entre el núcleo y la corteza.
- Los electrones giran a grandes distancias del núcleo de modo que la fuerza electrostática hace el papel de fuerza centrípeta.



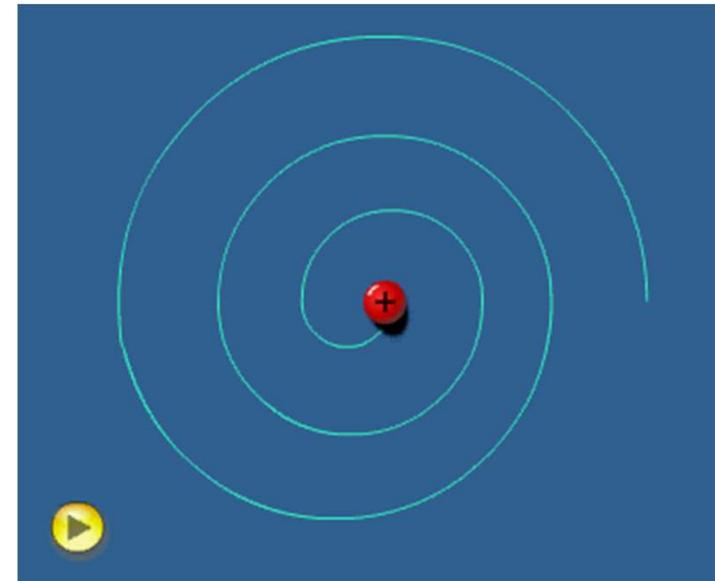


2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► El modelo de Rutherford

El modelo atómico de Rutherford presenta dos **inconvenientes** notables.

- Contradice las leyes del electromagnetismo ya que el electrón debería emitir energía radiante al girar, perdiendo energía y cayendo finalmente sobre el núcleo.
- No explica los espectros discontinuos formados por rayas de frecuencias determinadas.





2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► El átomo de Bohr

Niels Bohr modifica el modelo de Rutherford respetando la idea de orbitas circulares de los electrones, pero aplica la teoría cuántica de Max Planck, según ésta, *la emisión de energía radiante no se hace de forma continua* sino en forma de cantidades discretas, **cuantos** de energía según la ecuación:

$$\Delta E = hf$$

Su estudio se basó en el átomo de H y en el de iones hidrogenoides, con un solo electrón.



Niels Bohr 1885-1962



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Postulados de Bohr

Primer postulado

El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir ni absorber energía radiante.

Segundo postulado

Sólo son posibles aquellas órbitas en las que el electrón tiene un momento angular que es múltiplo entero de $h/2\pi$.

$$L = m_e v r = n \frac{h}{2\pi} \quad \mathbf{n} \text{ es el número cuántico principal}$$

Tercer Postulado

Cuando el electrón pasa de una órbita a otra, absorbe o emite energía en forma de fotones cuya cantidad es:

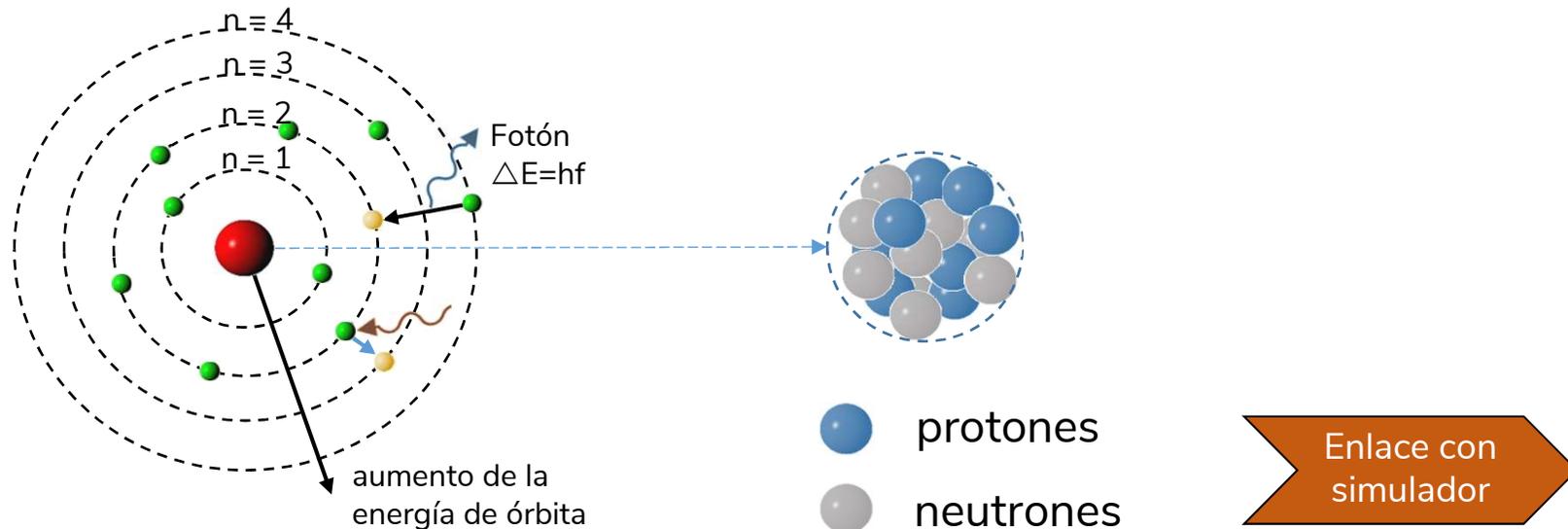
$$\Delta E = E_2 - E_1 = hf$$



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Postulados de Bohr

En la figura se representan los procesos de **absorción** y de **emisión** de radiación por el átomo de Bohr. El electrón se encuentra en una de las órbitas posibles sin radiar energía. Un fotón le comunicará su energía solo si esta energía es de un valor exactamente igual a la diferencia de energía que hay entre dos de las órbitas posibles que puede tener el electrón en ese átomo. Entonces, el electrón "**salta**" a otra órbita más alejada y el átomo queda **excitado**. De forma análoga un átomo puede emitir radiación cuando alguno de sus electrones "**salta**" desde una órbita alejada a una órbita más cercana al núcleo.

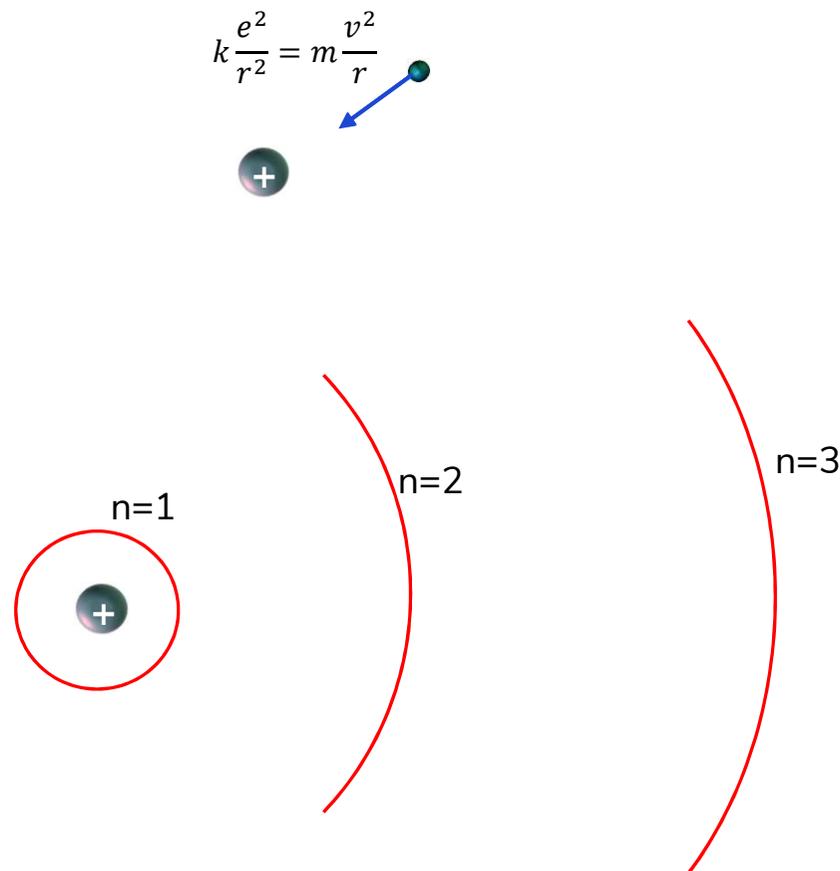




2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Postulados de Bohr

Órbitas permitidas



La fuerza electrostática hace el papel de fuerza centrípeta:

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \Rightarrow r = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{m_e v^2}$$

Teniendo en cuenta el 2º postulado:

$$v = \frac{nh}{2\pi m_e r}$$

$$r = n^2 \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m_e e^2}$$

$$r = 0,53 \cdot n^2 \text{ \AA}$$



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Postulados de Bohr

Energía de las órbitas permitidas

$$E_T = E_C + E_P = \frac{1}{2} m_e v^2 - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

De acuerdo con el 2º postulado y la expresión para el radio de una órbita, la energía cinética se escribe:

$$\frac{1}{2} m_e v^2 = \frac{1}{8} \cdot \frac{n^2 h^2}{\pi^2 m_e r^2} \quad r = n^2 \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m_e e^2} \quad E_C = \frac{1}{8} \cdot \frac{m_e e^4}{\epsilon_0^2 n^2 h^2}$$

Igualmente, la energía potencial:

$$E_P = -\frac{1}{4} \cdot \frac{m_e e^4}{\epsilon_0^2 n^2 h^2}$$

Por lo que la **energía total de un electrón en una órbita de Bohr**:

$$E_T = \frac{1}{8} \cdot \frac{m_e e^4}{\epsilon_0^2 n^2 h^2} - \frac{1}{4} \cdot \frac{m_e e^4}{\epsilon_0^2 n^2 h^2} = -\frac{1}{8} \cdot \frac{m_e e^4}{\epsilon_0^2 n^2 h^2} \quad E_T = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV}$$

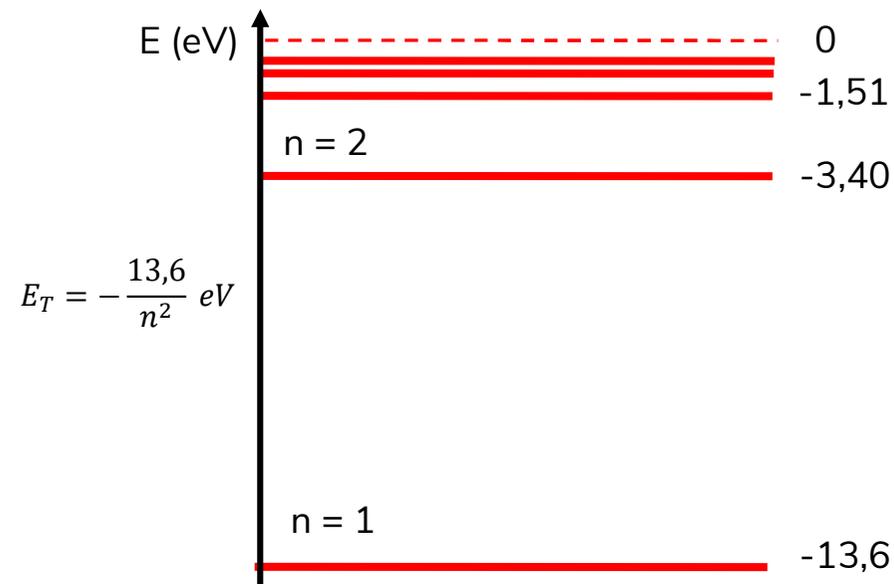


2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Postulados de Bohr

Energía de las órbitas permitidas

Al dar valores a n , obtenemos:



La diferencia de energías entre órbitas tiende a disminuir conforme aumenta n .

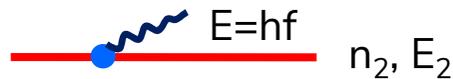


2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Postulados de Bohr

Energía que emite un electrón al caer a un nivel inferior

$$E_1 = -\frac{1}{8} \cdot \frac{m_e e^4}{\varepsilon_0^2 n_1^2 h^2} \quad E_2 = -\frac{1}{8} \cdot \frac{m_e e^4}{\varepsilon_0^2 n_2^2 h^2}$$



$$E_{emitida} = E_2 - E_1 = -\frac{m_e e^4}{8\varepsilon_0^2 n_2^2 h^2} - \left(-\frac{m_e e^4}{8\varepsilon_0^2 n_1^2 h^2} \right)$$



$$E_{emitida} = \frac{m_e e^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

De acuerdo con el 3^{er} postulado de Bohr, la energía emitida en forma de cuantos (hf) será:

$$hf = h \frac{c}{\lambda} = \frac{m_e e^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \frac{1}{\lambda} = \frac{m_e e^4}{8\varepsilon_0^2 h^3 c} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Al sustituir los valores de las constantes, se obtiene la constante de Rydberg.



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Postulados de Bohr

Producción de espectros

- Al suministrar *energía de excitación*, los electrones de los átomos pasan a *niveles superiores*, no todos los electrones al mismo nivel.
- Los electrones *volverán a caer* directamente al nivel inferior, sino que, podrán producirse transiciones intermedias.
- Los átomos *solo emitirán energías* correspondientes a las *diferencia de energía entre las distintas órbitas*.
- Cada una de estas energías corresponden a determinados valores de frecuencia que pueden caer dentro del espectro ultravioleta (serie de Lyman), visible (serie de Balmer) o infrarrojo (los demás).

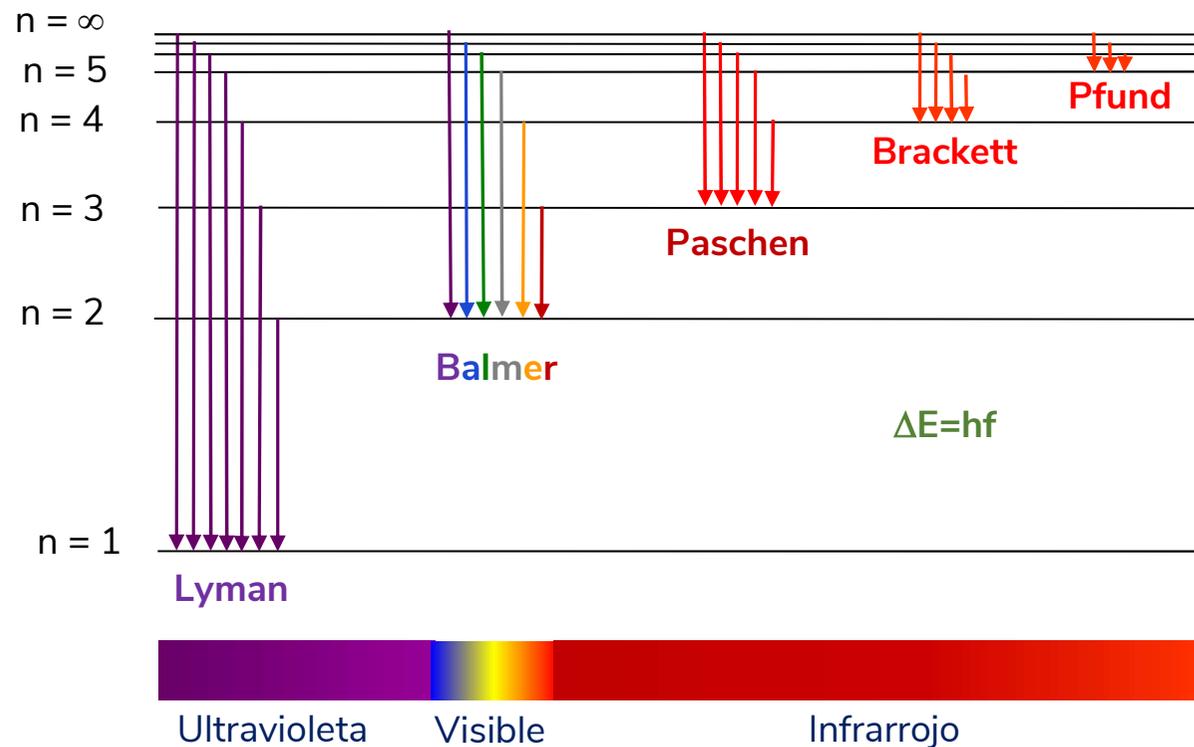


2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Postulados de Bohr

Producción de espectros

SERIES ESPECTRALES





2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Problemas adicionales que se encontraron

Con todo, el modelo de Bohr logró grandes éxitos entre 1913 y 1924. Pero también contenía **preguntas sin respuesta** y **problemas no resueltos**. Con el paso del tiempo surgieron **problemas adicionales** para los que el modelo resultaba claramente inadecuado. Los tres quizás más significativos eran los siguientes:

1. El modelo de Bohr explicaba muy bien los espectros de los átomos con un solo electrón. Sin embargo, aparecieron **serias diferencias** entre el modelo y el experimento **en los espectros de los átomos con dos o más electrones**.
2. Los experimentos también pusieron de manifiesto que **cuando una muestra de un elemento se coloca en un campo eléctrico o magnético su espectro de emisión muestra líneas adicionales**. El modelo de Bohr no pudo explicar, de manera cuantitativa, algunas de las divisiones observadas.
3. Además, el modelo **no proporcionaba explicación alguna para el brillo relativo (intensidad) de las líneas espectrales**. Estas intensidades relativas dependen de las probabilidades con las que los átomos en una muestra experimentan transiciones entre los estados estacionarios; altas probabilidades se traducen en líneas más intensas. Se debería poder calcular la probabilidad de una transición de un estado estacionario a otro, pero el modelo de Bohr no permitía hacerlo.



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Modelo de Sommerfeld

El modelo atómico de Sommerfeld surge para perfeccionar las deficiencias del modelo atómico de Bohr.

- **Arnold Sommerfeld** concluyó *que la diferencia de energía* entre los electrones -a pesar de que estaban en el mismo nivel de energía- se debía a la *existencia de subniveles* de energía dentro de cada nivel.
- Sommerfeld se basó en la Ley de Coulomb para afirmar que si un electrón está sujeto a una fuerza inversamente proporcional al cuadrado de la distancia, la *trayectoria* descrita debe ser *elíptica* y no estrictamente circular.
- Además, se basó en la teoría de la relatividad de Einstein para tratar los electrones de manera diferente y evaluar su comportamiento en términos de las velocidades alcanzadas por estas partículas fundamentales.
- Sommerfeld dedujo que la *energía* contenida en la órbita estacionaria del electrón *depende de las longitudes de los semiejes* de la elipse que describe esa órbita.
- Por lo tanto, cuando un electrón *cambia de un nivel de energía* a uno más bajo, se pueden habilitar *diferentes órbitas* dependiendo de la longitud del eje medio menor de la elipse.



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

► Modelo de Sommerfeld

En 1916 Sommerfeld anunció dos modificaciones básicas al modelo de Bohr:

- Las **órbitas** de los electrones pueden ser **circulares o elípticas**.
- Los **electrones** alcanzan velocidades relativistas, es decir, valores **cercanos a la velocidad de la luz**.

Sommerfeld definió dos variables cuánticas que permiten describir el **momento angular orbital y la forma orbital de cada átomo**. Estos son:

- **Número cuántico principal “n”**. Cuantiza el semieje mayor de la elipse descrita por el electrón.
- **Número cuántico secundario “l”**. Cuantiza el eje medio menor de la elipse descrita por el electrón.

Este último valor, también conocido como **número cuántico azimutal**, se designa con la letra “l” y adquiere valores que van **de 0 a n-1**, siendo n el número cuántico principal del átomo.



2.3. Los espectros atómicos y el átomo de Bohr

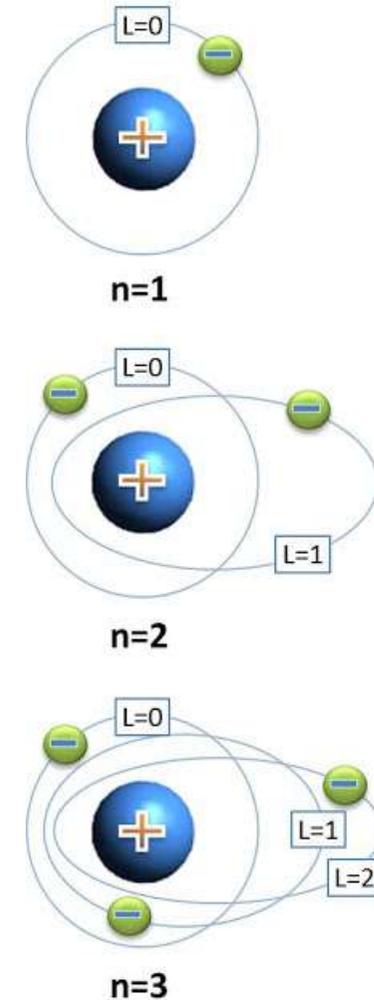
► Modelo de Sommerfeld

Dependiendo del valor del número cuántico azimutal, Sommerfeld asignó diferentes nombres a las órbitas, como se detalla a continuación:

- $l=0 \rightarrow$ forma **orbital s**.
- $l=1 \rightarrow$ forma **orbital p**.
- $l=2 \rightarrow$ forma **orbital d**.
- $l=3 \rightarrow$ forma **orbital f**.
-

Por **ejemplo**, con 3 niveles de energía ($n=1, 2$ y 3) tenemos las siguientes órbitas posibles:

- un orbital s en $n = 1$
- un orbital s y un orbital p en $n = 2$
- un orbital s, un orbital p y un orbital d en $n = 3$





Ejercicio resuelto 4

Calcula la energía de la primera raya de la serie de Lyman, de la serie de Balmer y de la serie de Paschen para el átomo de hidrógeno y determina en qué zona del espectro electromagnético se encuentra cada una.

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$; $R = 10\,967\,757 \text{ m}^{-1}$

Para calcular la energía correspondiente podemos aplicar la [fórmula de Rydberg](#) a continuación para otras series y, a continuación, la expresión de la energía:

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

La **serie de Lyman** corresponde al caso en que n_1 vale 1. La primera línea corresponde a $n_2 = 2$:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 10\,967\,757 \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{4} \right) = 8\,225\,817,75 \text{ m}^{-1}$$

$$\rightarrow E_{\text{Lyman}} = hf = h \frac{c}{\lambda_{\text{Lyman}}} = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 \cdot 8\,225\,817,75 = \mathbf{1,64 \cdot 10^{-18} \text{ J}}$$

Esta energía corresponde a la zona ultravioleta del espectro electromagnético.



11. FÍSICA CUÁNTICA

2. Antecedentes de la Mecánica Cuántica

La **serie de Balmer** corresponde al caso en que n_1 vale 2. La primera línea corresponde a $n_2 = 3$:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 10\,967\,757 \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{9} \right) = 1\,523\,299,58 \text{ m}^{-1}$$

$$\rightarrow E_{\text{Balmer}} = hf = h \frac{c}{\lambda_{\text{Balmer}}} = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 \cdot 1\,523\,299,58 = 3,03 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Esta energía corresponde a la zona visible del espectro electromagnético.

La **serie de Paschen** corresponde al caso en que n_1 vale 3. La primera línea corresponde a $n_2 = 4$:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 10\,967\,757 \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{16} \right) = 533\,154,854 \text{ m}^{-1}$$

$$\rightarrow E_{\text{Paschen}} = hf = h \frac{c}{\lambda_{\text{Paschen}}} = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8 \cdot 533\,154,854 = 1,06 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Esta energía corresponde a la zona del infrarrojo del espectro electromagnético.



ACTIVIDADES

6. Al excitar el átomo de hidrógeno, su electrón pasa a otro nivel energético y absorbe 12,089 eV. Calcular la frecuencia y la longitud de onda de la radiación emitida cuando vuelve a su estado fundamental.

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Sol: $f = 2,92 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$; $\lambda = 1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m}$

7. Con respecto a un átomo de hidrógeno, calcula: i) La energía necesaria para excitar electrón hasta el nivel 5; ii) La longitud de onda de la radiación emitida al volver a su estado fundamental; iii) La energía necesaria si se quiere excitar todos los electrones de 1 mol de átomos hasta el nivel 5. Exprésala en J mol^{-1} .

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
 $;\epsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2 \text{ N}^{-1} \text{ m}^{-2}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$

Sol: i) 13,056 eV; ii) 95 nm; iii) $1,252 \cdot 10^6 \text{ J mol}^{-1}$

8. Calcula la energía del fotón que emite el electrón, de un átomo de hidrógeno, cuando salta del nivel 4 al nivel 2. ¿En qué serie espectral encontraremos esta raya? Compara el valor de la energía de este fotón con el que se obtendría utilizando la fórmula de los Rydberg.

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$; $R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

Sol: $E = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$



A pesar de las sucesivas correcciones del modelo atómico de Bohr, éste se manifestaba insuficiente para dar una explicación de todos los fenómenos y experiencias a escala atómica, además de no ser aplicable a átomos con más de un electrón.

La *necesidad de introducir*, de forma un tanto arbitraria, *nuevos números cuánticos* para poder explicar los nuevos hechos experimentales mediante la teoría original de Bohr, es consecuencia del hecho de que ésta es una aplicación de las ideas cuánticas a la mecánica clásica. Es decir, los principios y leyes de la escala microscópica se aplican a escala microscópica con algunas correcciones y lo que hemos de cambiar es el planteamiento del problema, un nuevo "punto de vista" bajo el cual observar el fenómeno.

Junto con la *ecuación de Planck*, dos nuevas ideas surgidas después de 1920 dieron origen a un nuevo planteamiento para elaborar un modelo de átomo, la *mecánica cuántica ondulatoria*:

- La **dualidad onda-corpúsculo** de De Broglie.
- El **principio de indeterminación** de Heisenberg.



Louis de Broglie
1892 - 1987



Werner Heisenberg
1901-1976



3.1. Dualidad onda-corpúsculo. Hipótesis de De Broglie

Uno de los debates más profundos en la historia de la ciencia fue el que se realizó sobre la **naturaleza de la luz**, que tradicionalmente **considerada como una onda** (se refleja, se refracta, etc), sin embargo también **se puede comportar como un conjunto de partículas** (fotones). Einstein lo tuvo en cuenta para explicar el efecto fotoeléctrico, por lo que recibió el premio Nobel de Física en 1921.

En 1919, Einstein sugirió que los fotones viajaban a la velocidad de la luz con una cantidad de movimiento de valor h/λ , basándose en la expresión de la energía de Planck y la relativista:

$$\left. \begin{array}{l} E = m \cdot c^2 \\ E = h \cdot f \end{array} \right\} m \cdot c^2 = h \cdot f \rightarrow p = m \cdot c = \frac{h \cdot f}{c} = \frac{h}{\lambda}$$

En 1924, el físico francés **Louis de Broglie** hizo el siguiente razonamiento:

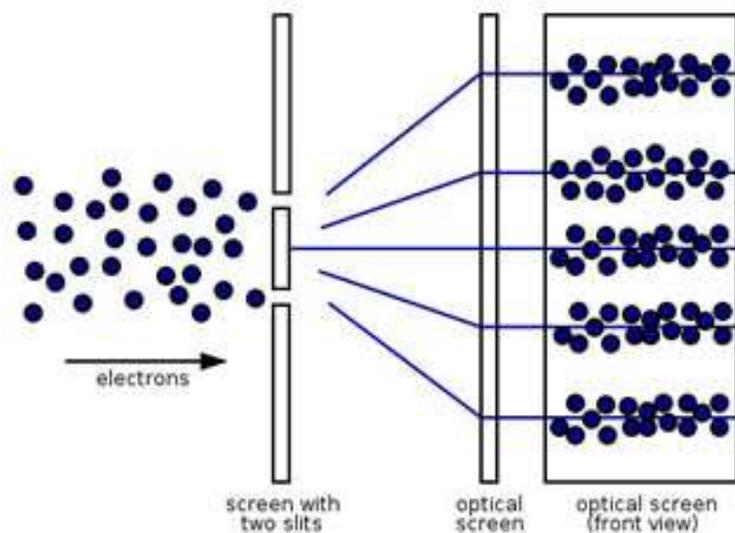
- La **naturaleza** es sorprendentemente **simétrica** de muchas maneras.
- Nuestro universo observable está compuesto totalmente de **luz y de materia**.
- Teniendo en cuenta la dualidad onda-corpúsculo de la luz (Young-Einstein), quizás también la materia goce de esta cualidad.
- De Broglie supuso que la longitud de onda de las ondas de materia predichas debía estar dada por la misma relación aplicable a la luz, o sea:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$



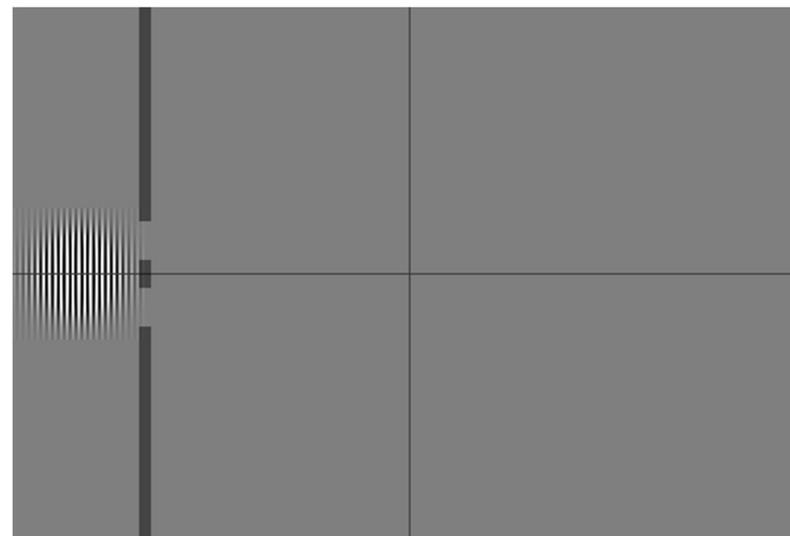
3.1. Dualidad onda-corpúsculo. Hipótesis de De Broglie

Esta hipótesis fue comprobada experimentalmente por Davidson y Germer en 1927, que observaron que una corriente de electrones se *difractaba*, fenómeno típicamente ondulatorio.



En la imagen se observa el comportamiento ondulatorio de una corriente de electrones que pasa a través de dos rendijas, dando lugar a bandas de interferencia en la pantalla en la que inciden los electrones.

No podemos predecir en qué punto impactará un electrón: solo podemos hablar en términos de **probabilidad** e indicar en qué zonas podrá impactar y en qué zonas no lo hará.





3.1. Dualidad onda-corpúsculo. Hipótesis de De Broglie

- ▶ La difracción e interferencia de los electrones: experimento de la doble rendija





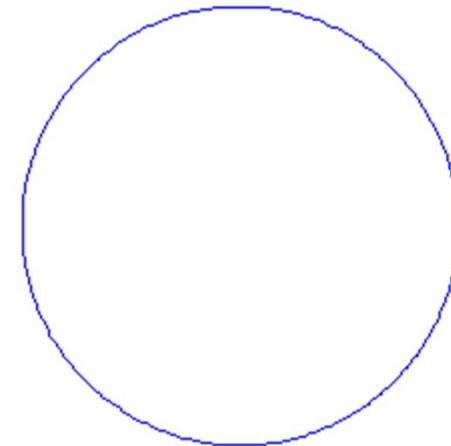
3.1. Dualidad onda-corpúsculo. Hipótesis de De Broglie

▶ La hipótesis de De Broglie y el modelo de Bohr

Si consideramos que un electrón que gira en una órbita circular, como proponía Bohr, pero tienes en cuenta su naturaleza ondulatoria -la onda asociada a su movimiento-, *la longitud de la trayectoria circular debe ser un múltiplo entero de la longitud de onda para que la órbita sea estable*, como puedes ver en la imagen.

$$2\pi r = n\lambda = n \frac{h}{mv} \rightarrow mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

La conclusión que se alcanza es precisamente el segundo postulado de Bohr.





Ejercicio resuelto 5

En un microscopio electrónico los electrones se aceleran mediante una diferencia de potencial de 3500 voltios. ¿Cuál es la longitud de onda asociada a dichos electrones?

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Para conocer la longitud de onda debemos saber la velocidad con la que se mueven los electrones. Si se aceleran con esa diferencia de potencial, la energía cinética que adquieren es:

$$E_C = |e| \cdot \Delta V = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 3500 = 5,6 \cdot 10^{-16} \text{ J}$$

La velocidad del electrón se obtiene a partir de la expresión de la energía cinética:

$$E_C = \frac{1}{2} m_e v_e^2 \quad \rightarrow \quad v_e = \sqrt{\frac{2E_C}{m_e}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 5,6 \cdot 10^{-16}}{9,1 \cdot 10^{-31}}} = 3,51 \cdot 10^7 \text{ m s}^{-1}$$

Si no tenemos en cuenta el efecto relativista:

$$\lambda = \frac{h}{m_e v_e} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{9,1 \cdot 10^{-31} \cdot 3,51 \cdot 10^7} = 2,08 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$



ACTIVIDADES

9. Calcule la energía cinética de un electrón cuya longitud de onda de De Broglie es $5 \cdot 10^{-10} \text{ m}$. Razone si un protón con la misma longitud de onda asociada tendría la misma energía cinética.

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Sol: $E_c = 9,66 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

10. Un haz de electrones se acelera desde el reposo con una diferencia de potencial. Tras ese proceso la longitud de onda asociada a los electrones es de $8 \cdot 10^{-11} \text{ m}$. Haga un análisis energético del proceso y determine la diferencia de potencial aplicada a los electrones. Si un haz de protones se acelera con esa diferencia de potencial determine la longitud de onda asociada a los protones.

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $m_p = 1840 m_e$

Sol: $\Delta V = 235,63 \text{ V}$; $\lambda = 1,87 \cdot 10^{-12} \text{ m}$



ACTIVIDADES

11. Un haz de electrones se acelera bajo la acción de un campo eléctrico hasta una velocidad de $6 \cdot 10^5 \text{ m s}^{-1}$. Haciendo uso de la hipótesis de De Broglie calcule la longitud de onda asociada a los electrones. La masa del protón es aproximadamente 1800 veces la del electrón. Calcule la relación entre las longitudes de onda de De Broglie de protones y electrones suponiendo que se mueven con la misma energía cinética.

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Sol: $\lambda = 1,21 \cdot 10^{-9} \text{ m}$; $\lambda_e/\lambda_p \approx 43$

12. En un microscopio electrónico se aplica una diferencia de potencial de 20 kV para acelerar los electrones. Determine la longitud de onda de los fotones de rayos X de igual energía que dichos electrones. Un electrón y un neutrón tienen igual longitud de onda de De Broglie. Razone cuál de ellos tiene mayor energía.

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$;

$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$; $m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Sol: $\lambda = 6,22 \cdot 10^{-11} \text{ m}$; $E_e/E_n = 1835$



3.2. Principio de indeterminación de Heisenberg

Enunciado por Heisenberg en 1927, el principio de **indeterminación** (también llamado de **incertidumbre**) afirma que *no se puede conocer a la vez y con total exactitud la posición de una partícula en movimiento y la cantidad de movimiento*. El producto de los errores cometidos es:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

El *carácter ondulatorio del electrón* viene asociado cualitativamente a la idea de una cierta *deslocalización* que impide situar al electrón en un punto determinado, e introduce una cierta indeterminación en el movimiento que puede seguir el electrón, que, en consecuencia, *carece de una trayectoria absolutamente determinada*.

Una forma de interpretar esta indeterminación es que es una consecuencia del mismo proceso de medida, que, como toda interacción, perturba aquello que se observa, y que *solamente se manifiesta en partículas de masa muy pequeña que se mueven a altas velocidades*.

De forma simplificada, es imposible "ver" un electrón, porque habría que "iluminarlo", de manera que el electrón absorbería la radiación incidente, incrementaría enormemente su energía cinética y cambiaría su posición, con lo que no podríamos saber dónde estaba. Naturalmente, este hecho es inapreciable en la vida ordinaria (¡tu posición no cambia porque te de la luz del sol!).



3.2. Principio de indeterminación de Heisemberg

La consecuencia más importante es que hay que modificar el **concepto de órbita** del modelo de Bohr-Sommerfeld, ya que en una órbita se sabe con total exactitud dónde está el electrón -su radio de giro- y la energía que tiene.

La mecánica cuántica propone el **concepto de orbital**, relacionándolo con la zona del espacio en la que es muy probable encontrar al electrón, por lo que se habla de "nube" electrónica. Es decir, no hay total seguridad sobre su situación, manteniéndose un cierto grado de "incertidumbre".

En el caso de partículas o cuerpos de masa m que se mueven con velocidad v , el principio de indeterminación se escribe:

$$\Delta x \cdot m\Delta v \geq \frac{h}{2\pi} \rightarrow \Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{2\pi m}$$

En el caso de que aumente la masa, el producto de las indeterminaciones tiende a disminuir y se acerca a cero. De esta manera ambas magnitudes se pueden determinar con gran precisión: **principio de correlación**.



3.2. Principio de indeterminación de Heisenberg

▶ El gato de Schrödinger



**Ejercicio resuelto 6**

Un electrón se encuentra confinado en una región cuya anchura total es de 0,10 nm; es decir, en una región del tamaño aproximado de un átomo. Indica cuál será entonces la incertidumbre en la velocidad del electrón.

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Según el principio de incertidumbre de Heisenberg:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$

Como nos piden la incertidumbre en la velocidad, escribimos el momento lineal como el producto de la masa por la velocidad. Entonces, despejando queda:

$$\Delta x \cdot m \Delta v \geq \frac{h}{2\pi} \rightarrow \Delta v \geq \frac{h}{2\pi \cdot \Delta x \cdot m} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{2\pi \cdot 0,10 \cdot 10^{-9} \cdot 9,1 \cdot 10^{-31}} = 5,8 \cdot 10^5 \text{ m s}^{-1}$$



ACTIVIDADES

13. El diámetro nuclear de un átomo es de 10^{-14} m ; ¿cuál es la energía cinética mínima que puede tener un protón que se encuentre en su interior?

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Sol: $E_C = 3,43 \cdot 10^{-14} \text{ J}$

14. Una partícula de $2 \mu\text{g}$ se mueve a 5 cm s^{-1} . Calcula la indeterminación mínima de su posición sabiendo que la indeterminación de su velocidad es de un 0,002 %.

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

Sol: $\Delta x = 5,28 \cdot 10^{-2} \text{ m}$



3.3. La función de probabilidad de Schrödinger

¿Por qué los electrones se mueven en órbitas estacionarias de energía? ¿Por qué tienen comportamiento de onda? ¿Cómo conocer la energía que posee un electrón y la posición de éste si según el principio de incertidumbre nunca lograremos medirlo?

La mecánica clásica no puede dar respuesta a estos interrogantes

- En 1926, Erwin Schrödinger desarrolla una teoría según la cual las **propiedades corpusculares y ondulatorias** de la materia no son mas que aspectos distintos de una misma realidad.
- La **ecuación de onda de Schrödinger**, describe el comportamiento y la energía de las partículas submicroscópicas. Es una función análoga a las leyes de Newton para los sólidos macroscópicos que incorpora tanto el carácter de partícula (en función de la masa) como el carácter de onda en términos de una función de onda ψ (psi).
- Schrödinger definió la función de onda ψ como una función matemática que sirve para caracterizar a un sistema dado en función de las variables que lo definen.



Erwin Schrödinger 1887-
1962



3.3. La función de probabilidad de Schrödinger

- **Max Born** sugirió que lo que tenía sentido físico real no era la función de onda, sino su cuadrado.
- Según esta interpretación, la **probabilidad de encontrar un electrón en un elemento de volumen dV** viene dada por:

$$P = |\psi|^2 dV$$

- La función de onda debe cumplir:

$$\int_V |\psi|^2 dV = 1$$

- Cuando se cumple esta condición se dice que la función de onda se encuentra “**normalizada**”.
- A la región del espacio donde es más probable que se encuentre el electrón se denomina **orbital** y viene expresado por una función de onda.



Max Born 1882-1970



3.3. La función de probabilidad de Schrödinger

- La función de onda debe satisfacer además la **ecuación de Schrödinger** que permite calcular la energía del electrón:

$$-\frac{h^2}{8\pi^2m} \left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + U\psi = E\psi$$

- **U** representa la energía potencial asociada a la función de onda y **E** es la energía total del electrón con dicha función de onda.
- Escrita de otra forma (haciendo $\hbar = h/2\pi$):

$$\left[-\frac{\hbar^2}{2m} \left(\frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right) + U \right] \psi = E\psi \quad \Rightarrow \quad H\psi = E\psi$$

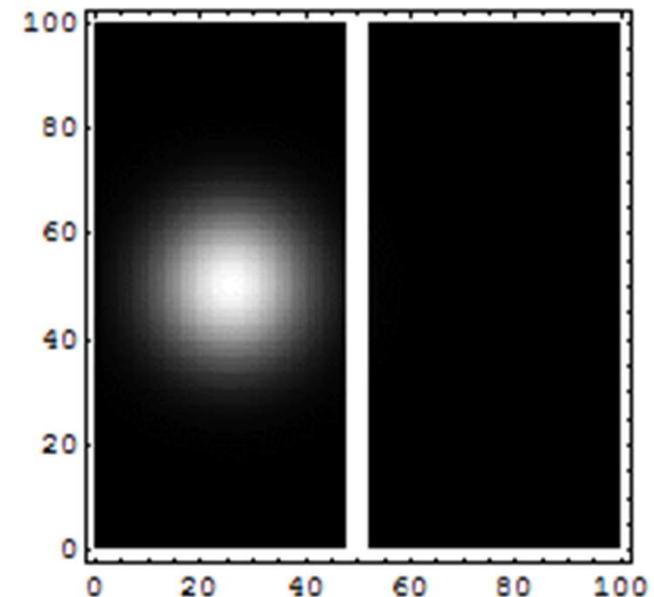
- Donde **H** recibe el nombre de **Hamiltoniano**.
- **Heisemberg** desarrolla otra formulación alternativa conocida como **mecánica matricial** que conducía a los mismos resultados.



- Se sustituye la idea de trayectorias precisas (órbitas) de Bohr por zonas de máxima probabilidad de hallar el electrón (**orbital**).
- Se modifica el concepto de electrón, carece de sentido hablar solamente de electrón como como “partícula cargada negativamente”.
- Debemos acostumbrarnos a hablar de **rastro electrónico** más que de electrón.

En 1929, el físico sueco Oskar Klein hizo una predicción sorprendente: si se dispara un electrón relativista, de velocidad cercana a la de la luz, hacia una barrera de energía en principio intraspasable para él, la atravesará con toda probabilidad sea como sea la barrera.

El punto resplandeciente moviéndose de derecha a izquierda es la sección reflejada del paquete de ondas. Puede observarse, a la derecha de la barrera, una pequeña fracción del paquete de ondas que atraviesa el túnel de una forma imposible para los sistemas clásicos. También es notable la interferencia de los contornos entre las ondas de emisión y de reflexión.





Información de Contacto

 Rafael Artacho Cañadas

 Granada

 artacho1955@gmail.com