

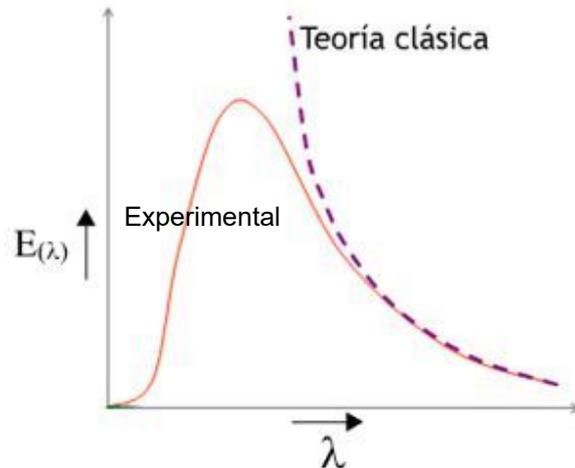
En los últimos años del s. XIX y principios del XX **el estudio de la interacción entre la materia y las ondas electromagnéticas** llevó a la formulación de importantes problemas cuya resolución condujo a una concepción nueva de la física que rige el comportamiento de los átomos: la **Física Cuántica**.

Los tres fenómenos que dieron las pistas para la formulación de la Física Cuántica tenían relación con la absorción y/o emisión de ondas electromagnéticas por los átomos que constituyen la materia:

- **Análisis del espectro de emisión de un cuerpo negro.**

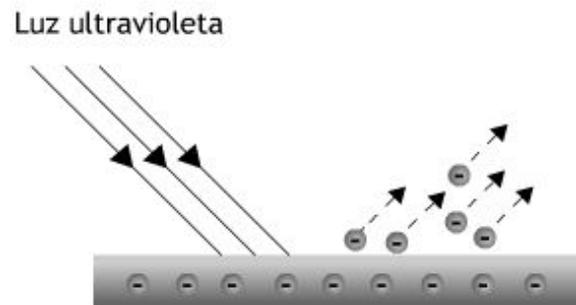
El término "cuerpo negro" se usa en física para denominar a un emisor ideal. Esto es, un material capaz de absorber y emitir energía de todas las frecuencias. Actualmente el material que más se aproxima al emisor ideal fue fabricado en 2008 y está construido a base de nanotubos de carbono. Absorbe (y por tanto puede emitir) el 99,955% de la energía que recibe.

El análisis del espectro de la energía emitida por un cuerpo negro presentaba notables diferencias con lo que el modelo teórico de la física clásica predecía a finales del s XIX.



- **Interpretación del efecto fotoeléctrico.**

El efecto fotoeléctrico fue descubierto por Hertz en 1887 y consiste en la emisión de electrones por algunos metales cuando son iluminados con luz (generalmente ultravioleta). *La interpretación de la emisión de los llamados fotoelectrones tampoco podía ser explicada correctamente si se usaba la teoría disponible en la época.*



- **Explicación de los espectros de emisión de los gases.**

Cuando un gas se somete a voltajes elevados, emite luz que tras ser analizada con un espectroscopio da un espectro característico consistente en rayas de diferentes colores sobre un fondo negro. *El único modelo de átomo existente entonces (el átomo de Rutherford) predecía que el espectro debería de ser continuo, sin zonas oscuras.*



Espectro de emisión del cuerpo negro. Teoría Cuántica de Planck

Cuando un trozo de metal se calienta sus átomos absorben la radiación térmica y emiten radiación electromagnética. Si la temperatura no es muy alta no se aprecia cambio de color alguno en el metal, aunque desprende calor (radiación electromagnética no visible: infrarroja). Si seguimos aumentando la temperatura la radiación electromagnética emitida se corresponde con las frecuencias de la luz visible. El metal adquiere primero un color rojo oscuro, después rojo intenso, amarillo y a temperaturas elevadas podremos apreciar un amarillo muy pálido, casi blanco.

El estudio del espectro de la radiación emitida por un emisor perfecto (el cuerpo negro) condujo al enunciado de dos importantes leyes:

- **Ley de Stefan-Boltzmann (1884)**

"La energía emitida por unidad de tiempo y superficie (intensidad o poder emisivo) del cuerpo negro es proporcional a la cuarta potencia de la temperatura absoluta"

$$E = \sigma T^4 \quad \sigma = 5,67 \cdot 10^{-8} \text{ W m}^{-2} \text{ T}^{-4}$$

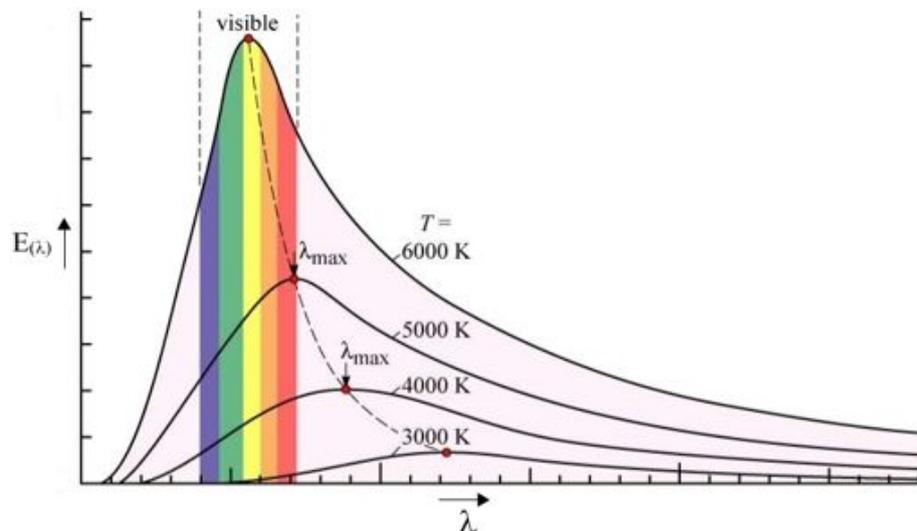
La ley de Stefan-Boltzmann establece que la intensidad de radiación aumenta muy rápidamente con la temperatura, lo que está de acuerdo con los datos experimentales.

- **Ley de Wien (1896)**

"El cuerpo negro emite energía para todas las longitudes de onda y la distribución de la energía radiante es tal que a una determinada longitud de onda la intensidad de emisión es máxima. Para esta longitud de onda se cumple:"

$$\lambda_{\text{max}} \cdot T = 2,898 \cdot 10^{-3} \text{ m K}$$

Según la ley de Wien el máximo de energía emitida se desplaza hacia longitudes de onda más cortas (mayores frecuencias) a medida que aumenta la temperatura del cuerpo emisor. Esto explica por qué a medida que se aumenta la temperatura el color del hierro caliente, por ejemplo, pasa del rojo al amarillo casi blanco.



Gráfica que muestra los resultados experimentales para un cuerpo negro

El poder emisivo (Stefan-Boltzmann) se corresponde con el área de la curva para cada temperatura. Como se ve aumenta muy rápidamente con T.

A medida que aumenta la temperatura el máximo de intensidad se desplaza hacia longitudes de onda más cortas (Wien)

Las leyes anteriores son leyes empíricas que surgen del análisis de los datos experimentales. No obstante, el desafío estaba en explicar teóricamente la forma de la curva para cada temperatura. Esto, aunque se intentó, no pudo lograrse aplicando las concepciones clásicas conocidas hasta entonces.

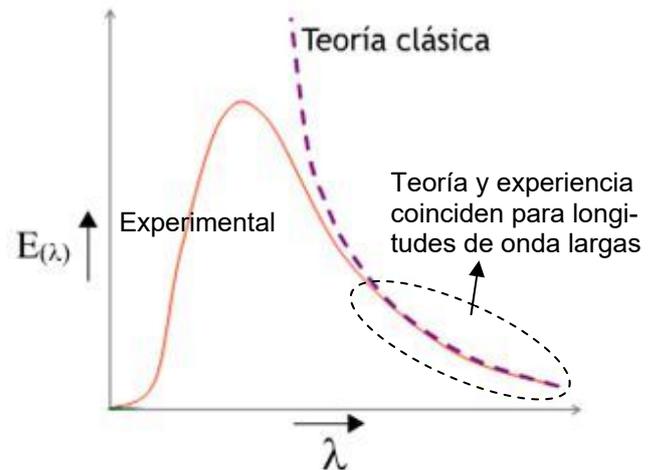
La aplicación de la mecánica, la termodinámica y la física estadística al problema planteado dio como resultado la siguiente ecuación:

$$E_{\lambda} = \frac{8 \pi \nu^2}{c^3} k T$$

La energía emitida debería crecer con el cuadrado de la frecuencia (línea de puntos).

Los datos experimentales, sin embargo, indican que el poder emisor cae bruscamente para longitudes de onda pequeñas (frecuencias altas). La ecuación anterior, por tanto, solamente da resultados ajustados a los datos experimentales para longitudes de onda elevadas.

Este hecho (que se conoció en la época como "**catástrofe ultravioleta**") no tenía solución. La teoría era incapaz de explicar los hechos experimentales.



Max Planck (1858 - 1947), un científico alemán, proporcionó una solución al problema planteado.

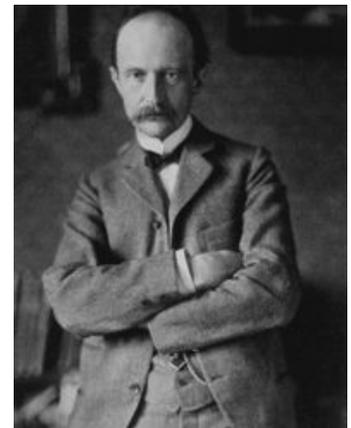
En diciembre de 1900 presentó una expresión teórica que se adaptaba muy bien a la curva experimental obtenida para la emisión de radiación por el cuerpo negro:

$$E_{\lambda} = \frac{8 \pi h \nu^3}{c^3} \frac{1}{e^{\frac{h\nu}{kT}} - 1}$$

Para llegar a esta expresión Planck tuvo que introducir una extraña hipótesis:

"Los intercambios de energía entre materia y radiación tienen lugar no de manera continua, sino por cantidades discretas e indivisibles o cuantos de energía. El cuanto de energía es proporcional a la frecuencia de la radiación":

$$E = h \nu \quad h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$$



Max Planck (1858-1947)

Nobel de Física en 1918

La constante de proporcionalidad introducida, **h**, o **constante de Planck** está considerada actualmente como una de las constantes básicas de la naturaleza.

El valor de "h" marca la frontera que separa nuestro mundo (el mundo macroscópico) del mundo cuántico.

Las expresiones en las que toma parte la constante de Planck involucran energías, distancias, tiempos... etc muy pequeños. Estamos en los dominios de la física cuántica. Las leyes de la física clásica no funcionan.

Su pequeñez explica el por qué los cuantos de energía habían pasado desapercibidos a los físicos. Los pequeños "paquetes" de energía que absorben o emiten los átomos son tan sumamente pequeños que el proceso de absorción y/o emisión parece continuo. La realidad es muy distinta: **la energía se absorbe y emite en forma de cuantos**. La absorción y emisión de energía por la materia se realiza "a saltos".

El dato curioso es que Planck llegó a la expresión correcta usando métodos incorrectos, tal y como se demostró posteriormente.

El efecto fotoeléctrico

En el transcurso de los experimentos realizados por Hertz para producir ondas electromagnéticas observó que la intensidad de las descargas eléctricas (chispas) aumentaba cuando se iluminaban los electrodos con luz ultravioleta. **Las superficies metálicas emítían electrones.**

La emisión de electrones por los metales (zinc, rubidio, potasio o sodio) fue comprobada posteriormente denominándose **emisión fotoeléctrica o efecto fotoeléctrico.**

El efecto fotoeléctrico podía explicarse suponiendo que los electrones del metal absorben energía de la luz incidente. Si la energía absorbida es la suficiente pueden "saltar" del metal venciendo las fuerzas que los mantienen ligados a él.

- Si suponemos que la luz es una onda, la energía transferida a una partícula es proporcional al cuadrado de la amplitud y de la frecuencia:

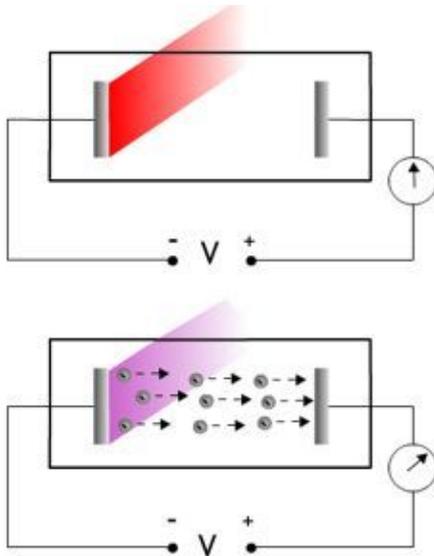
$$E = (2\pi^2m) \nu^2 A^2$$

- La intensidad de una onda es proporcional al cuadrado de su amplitud, y se define como la energía que atraviesa la unidad de superficie colocada perpendicularmente a la dirección de propagación por unidad de tiempo. **La energía transportada por una onda aumenta, por tanto, al hacerlo su intensidad (o su amplitud).**

En consecuencia, el efecto fotoeléctrico debería de producirse más fácilmente con luz más intensa.

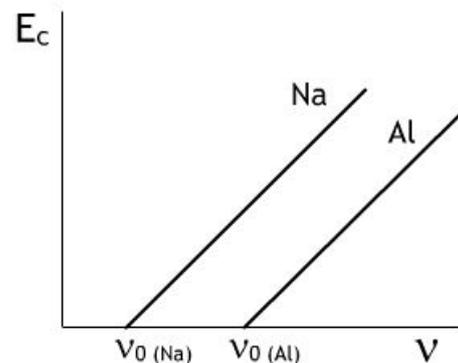
Los hechos experimentales, sin embargo, aportaban los datos siguientes:

- **Para cada metal existe una frecuencia de la luz (frecuencia umbral) por debajo de la cual, por muy intensa que esta sea, no se produce emisión.**
- **Si el efecto se produce, la intensidad de la corriente eléctrica producida es proporcional a la intensidad de la luz que ilumina el metal.**
- **La velocidad de los electrones no depende de la intensidad de la luz, sino de su frecuencia.**



Dispositivo experimental para el estudio del efecto fotoeléctrico

Uno de los electrodos metálicos (sometidos a una diferencia de potencial V) es iluminado. Si la luz tiene un frecuencia baja (luz roja) no se produce la emisión de electrones, aunque se aumente la intensidad. Si la luz es de frecuencia alta (violeta) se emiten electrones que se dirigen al polo positivo. Si se aumenta la intensidad, aumenta el número de electrones. El amperímetro detecta la intensidad de la corriente de fotoelectrones.



Energía cinética de los fotoelectrones

No se emiten electrones por debajo de una frecuencia umbral, característica para cada metal.

Por encima de la frecuencia umbral la energía cinética es función lineal de la frecuencia.

La pendiente de la recta es idéntica para todos los metales.

En 1905 **A. Einstein** propuso una explicación convincente para los hechos expuestos.

Einstein sugirió que la luz está formada por pequeños cuantos de energía (bautizados por Lewis en 1926 con el nombre de fotones). La energía de los cuantos luminosos está ligada con su frecuencia según la fórmula de Planck:

$$E = h \nu$$

Lo que hace Einstein es considerar que la luz no sólo intercambia energía con los átomos en forma de cuantos, sino que **la propia luz está formada por minúsculos gránulos de energía. La luz tiene naturaleza corpuscular.**

Mientras Planck afirmaba que **el intercambio** de energía entre la luz y la materia se produce de forma discontinua, **Einstein sugiere que es la propia luz la que está cuantizada.**

El propio Einstein nos aclara la diferencia entre su propuesta y la de Planck:

"No es lo mismo decir que la cerveza se vende en botellas de media pinta que decir que consta de unidades indivisibles de media pinta."

El mecanismo de extracción de los electrones de un metal podemos imaginarnos como una colisión entre los fotones y los propios electrones produciéndose una transferencia de energía entre ambos.

Como en un metal no todos los electrones están ligados con idéntica fuerza, llamaremos **función trabajo o trabajo de extracción (W) a la energía mínima necesaria para arrancar un electrón de un metal venciendo las fuerzas de ligadura.** Si un fotón le comunica su energía el electrón saltará del metal con una energía cinética igual a la diferencia entre la energía absorbida y la empleada en romper las fuerzas de ligadura. El valor máximo de la energía cinética de los electrones vendrá dado por la expresión:

$$E_{c \text{ MAX}} = h \nu - W$$

Si la frecuencia de la luz incidente se hace cada vez menor los electrones saltarán del metal con menor energía cinética. Cuando la energía cinética máxima de los electrones sea nula no se produce emisión, ya que ni los electrones más débilmente ligados consiguen saltar del metal. Se cumplirá entonces:

$$h \nu_0 - W = 0 ; \quad W = h \nu_0 \quad \nu_0 = \text{frecuencia umbral}$$

Por debajo de la frecuencia umbral no existe emisión de fotoelectrones. Podemos por tanto reescribir la ecuación anterior en la forma:

$$E_{c \text{ MAX}} = h \nu - h \nu_0 \quad \text{Esta ecuación (una recta de pendiente } h) \text{ se ajusta a los datos experimentales}$$

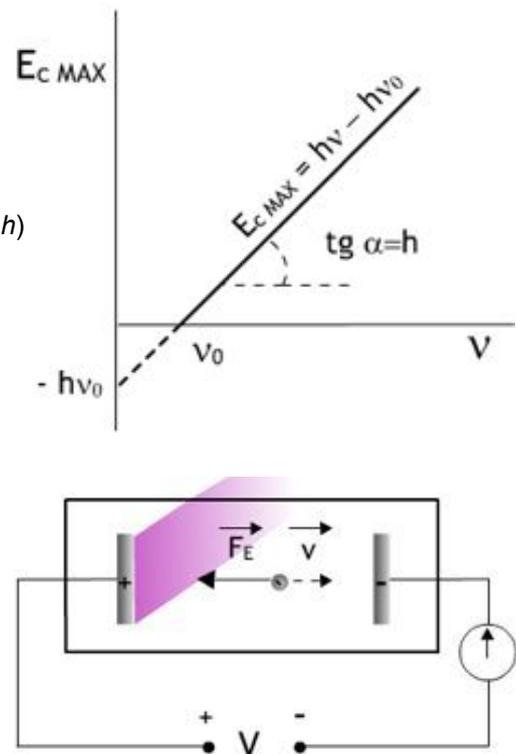
Experimentalmente se puede determinar la energía cinética máxima de los electrones aplicando una diferencia de potencial que los frene (ver figura). A medida que un electrón avanza hacia el polo negativo es frenado por la fuerza eléctrica y pierde energía cinética que se transforma en potencial eléctrica ($E_p = qV$). Cuando se detenga toda la energía cinética se habrá transformado en potencial:

$$E_c = E_p = qV$$

Cuando hasta los electrones más veloces ($E_{c \text{ MAX}}$) sean frenados el amperímetro marcará cero, cumpliéndose entonces:

$$E_{c \text{ MAX}} = qV = h \nu - h \nu_0$$

El potencial para el cual se registra una intensidad de corriente nula recibe el nombre de **potencial de detención o frenado**



Ejemplo 1 (Oviedo 2009 - 2010)

La longitud de onda umbral para el potasio es 564 nm. Determinar:

- a) La función de trabajo para el potasio.
 b) El potencial de detención cuando incide sobre el potasio luz de 300 nm de longitud de onda.

DATOS: $c = 3 \cdot 10^8$ m/s ; $e = 1,60 \cdot 10^{-19}$ C ; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J . s

Solución:

- a) La ecuación que describe la emisión de electrones es: $E_c = h \nu - h \nu_0$

La función de trabajo (W) es la energía por debajo de la cual no se emiten electrones

$$\left. \begin{array}{l} W = h \nu_0 \\ c = \lambda_0 \nu_0 \end{array} \right\} W = h \frac{c}{\lambda_0} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{564 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,53 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

- b) El potencial de frenado es aquel que consigue detener a los fotoelectrones ($E_c = E_p = qV$):

$$V e = h \nu - h \nu_0$$

$$V = \frac{h(\nu - \nu_0)}{e} = \frac{h \left(\frac{c}{\lambda} - \frac{c}{\lambda_0} \right)}{e} = \frac{h c}{e} \left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0} \right)$$

$$V = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}} \left(\frac{1}{300 \cdot 10^{-9}} - \frac{1}{564 \cdot 10^{-9}} \right) \text{ m}^{-1} = 1,94 \frac{\text{J}}{\text{C}} \text{ (V)}$$

Ejemplo 2 (Oviedo 2007 - 2008)

Una radiación umbral que permite el funcionamiento de una célula fotoeléctrica posee una longitud de onda de 400 nm.

- a) ¿Con qué velocidad saldrán los electrones arrancados de la célula si se ilumina con una radiación de longitud de onda 300 nm?
 b) Responde a la pregunta anterior si la célula se ilumina con luz de longitud de onda 500 nm

DATOS: $c = 3 \cdot 10^8$ m/s ; $m_e = 9,110 \cdot 10^{-31}$ kg ; $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J . s

Solución:

- a) La frecuencia umbral es aquella por debajo de la cual no hay emisión de fotoelectrones. Como frecuencia y longitud de onda son inversamente proporcionales, para que exista emisión la célula deberá de iluminarse con luz de longitud de onda **por debajo** de la umbral:

$$\left. \begin{array}{l} c = \lambda \nu ; \\ \nu = \frac{c}{\lambda} \end{array} \right\} \nu_0 = \frac{c}{\lambda_0} = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{400 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 7,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{300 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 10^{15} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

$$E_c = h\nu - h\nu_0 = h(\nu - \nu_0) = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot (10^{15} - 7,5 \cdot 10^{14}) \text{ s}^{-1} = 1,66 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2; v = \sqrt{\frac{2 E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 1,66 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}} = 603 \,684,3 \frac{\text{m}}{\text{s}} = 6,04 \cdot 10^5 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

- b) La longitud de onda **está ahora por encima de la umbral**. La frecuencia correspondiente estará por debajo de la umbral, por lo que no se produce la emisión de electrones:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{500 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 6,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

Espectro de emisión de los gases

Si encerramos en un tubo hidrógeno o helio y sometemos el gas a voltajes elevados, el gas emite luz. Si hacemos pasar esa luz a través de un prisma los colores que la constituyen se separan dándonos el espectro de la luz analizada.

Pronto se concluyó que la emisión de luz podría deberse a que los electrones absorbían energía de la corriente eléctrica y saltaban a órbitas superiores para, a continuación, volver a caer a las órbitas más próximas al núcleo emitiendo el exceso de energía en forma de energía luminosa.

Esta interpretación conducía, sin embargo, a afirmar que los espectros deberían de ser continuos, ya que al existir órbitas de cualquier radio (y energía) todos los saltos eran posibles. La experiencia, por el contrario, mostraba que los espectros de los átomos son discontinuos. Constan de rayas de diversos colores sobre un fondo negro (ver imagen).



Espectro continuo. Se observan todos los colores que el ojo puede percibir.



Espectros de emisión de H (arriba) y del He (abajo). No son continuos. Constan de rayas de diversos colores separadas por amplias zonas negras en las que no se observa luz.

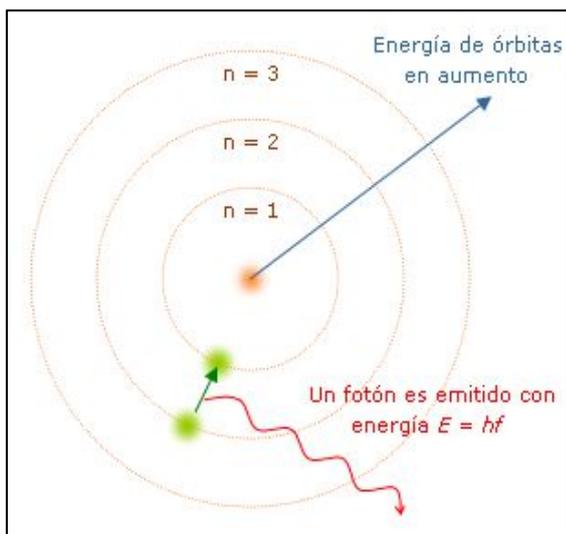
Con el fin de resolver los problemas acumulados sobre el modelo de átomo planetario, y para explicar el espectro del átomo de hidrógeno, Niels Bohr propone en 1913 un nuevo modelo atómico sustentado en tres postulados:

1. Cualquiera que sea la órbita descrita por un electrón, éste **no emite energía**. Las órbitas son consideradas como **estados estacionarios de energía**. A cada una de ellas le corresponde una energía, tanto mayor, cuanto más alejada se encuentre del núcleo.
2. **No todas las órbitas son posibles**. Sólo pueden existir aquellas órbitas que tengan ciertos valores de energía, dados por el número cuántico principal, n . Solamente son posibles las órbitas para las cuales el número cuántico principal (n) toma valores enteros: $n = 1, 2, 3, 4, \dots$. Las órbitas que se correspondan con valores no enteros del número cuántico principal, no existen.
3. **La energía liberada al caer un electrón desde una órbita superior, de energía E_2 , a otra inferior, de energía E_1 , se emite en forma de luz**. La frecuencia de la luz viene dada por la expresión:



Niels Bohr (1885-1962)

$$E_2 - E_1 = h \nu$$



Modelo atómico de Bohr (1913)
Fuente: Wikimedia Commons

Los cálculos basados en los postulados de Bohr daban excelentes resultados a la hora de interpretar el espectro del átomo de hidrógeno, pero hay que tener en cuenta que contradecían algunas de las leyes más asentadas de la Física:

- **El primer postulado va en contra de la teoría electromagnética de Maxwell**, ya que según esta teoría cualquier carga eléctrica acelerada debería de emitir energía en forma de radiación electromagnética.
- El segundo postulado es aún más sorprendente. **En la física clásica era inaceptable suponer que el electrón no pudiera orbitar a determinadas distancias del núcleo, o que no pudiera tener determinados valores de energía**. La afirmación era equivalente a suponer que un objeto que describe circunferencias atado a una cuerda, no puede describir aquellas cuyo radio no sea múltiplo de dos (por ejemplo).
- **El tercer postulado afirma que la luz se emite en forma de pequeños paquetes o cuantos**, en consonancia con la teoría cuántica de Planck.

El átomo de Bohr era un síntoma más de que la física clásica, que tanto éxito había tenido en la explicación del mundo macroscópico, no servía para describir el mundo de lo muy pequeño, el dominio de los átomos.

Posteriormente, en la década de 1920, una nueva generación de físicos (Schrödinger, Heisenberg, Dirac...) elaborarán una nueva física, la Física Cuántica, destinada a la descripción de los átomos, que supuso una ruptura con la física existente hasta entonces.

Resumen

Los tres fenómenos que propiciaron la formulación de la Física Cuántica fueron:

- ✓ El espectro de emisión del cuerpo negro.
- ✓ El efecto fotoeléctrico.
- ✓ Los espectros de los gases.

La explicación de los tres implicaba la aceptación de que la energía se absorbe y emite no de forma continua, sino en forma de pequeños paquetes o "cuantos" de energía. El valor del cuanto de energía es variable, depende de la frecuencia de la radiación ($E = h f$).

Einstein propone en la explicación del efecto fotoeléctrico que la naturaleza discontinua afecta no sólo al proceso de emisión/absorción de la radiación electromagnética por la materia, sino a la propia radiación electromagnética. La luz tiene naturaleza corpuscular, está formada por pequeños cuantos o paquetes de energía que más tarde recibirían el nombre de **fotones**.

La naturaleza de la luz es dual. Es a la vez onda y partícula. Ambas concepciones no son excluyentes.

Estudiando la distribución de líneas del espectro visible del hidrógeno **Balmer** en 1885 había deducido, de forma empírica, que la posición de las líneas respondía a la siguiente fórmula matemática:

$$f = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right); R = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}; n = 3, 4, \dots$$

Ampliación

La ley de Coulomb nos permite calcular la fuerza con la que un electrón (de carga e) es atraído por el núcleo de carga Ze (el número de protones, o cargas positivas del núcleo, viene dado por el número atómico, Z):

$$F = k \frac{(Ze)e}{r^2} = k \frac{Ze^2}{r^2} \quad (Z = 1 \text{ para el átomo de H})$$

Imponiendo la condición para que el electrón describa una circunferencia obtenemos:

$$\begin{aligned} F_N &= m a_N \\ k \frac{Ze^2}{r^2} &= m \frac{v^2}{r} \\ k Ze^2 &= m v^2 r \end{aligned}$$

Teniendo en cuenta el segundo postulado de Bohr, tenemos:

$$\begin{aligned} m^2 v^2 r^2 &= n^2 \frac{h^2}{4\pi^2}; \quad m v^2 r = n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m r} \\ k Z e^2 &= n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m r}; \quad r = \left(\frac{h^2}{4\pi^2 m k Z e^2} \right) n^2; n = 1, 2, 3, \dots \end{aligned}$$

Esta expresión permite calcular el radio de las **órbitas permitidas**. Como se puede observar **existe una condición de cuantización**, impuesta por los valores permitidos de n (número cuántico). De esta manera son posibles las órbitas para las cuales n tenga valores enteros, mientras que no existen aquellas órbitas para las cuales n no sea entero.

La frecuencia de las líneas que aparecen en el espectro puede ser calculada ahora si tenemos en cuenta la cuantización de las órbitas:

La energía de un electrón que orbita alrededor de un núcleo, con carga Ze , viene dada por:

$$E = E_c + E_p = -\frac{1}{2} k \frac{Z e^2}{r}$$

Introduciendo el valor del radio obtenido para las órbitas posibles obtenemos:

$$E = E_c + E_p = -\frac{1}{2} k \frac{Z e^2}{r} = -\frac{1}{2} k \frac{Z e^2}{\left(\frac{h^2}{4\pi^2 m k Z e^2} \right) n^2} = -\left(\frac{2\pi^2 m k^2 Z^2 e^4}{h^2} \right) \frac{1}{n^2}$$

Sustituyendo el valor obtenido para la energía en la expresión que da la frecuencia de la luz emitida (tercer postulado) tenemos:

$$h f = E_2 - E_1 = \left(\frac{2\pi^2 m k^2 Z^2 e^4}{h^2} \right) \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \boxed{f = \left(\frac{2\pi^2 m k^2 Z^2 e^4}{h^3} \right) \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)}$$

Considerando que $n_1 = 2$ para el espectro visible del átomo de hidrógeno (lo que equivale a decir que la luz visible del espectro del hidrógeno se emite cuando los electrones caen desde órbitas superiores a la segunda orbita), tenemos que las frecuencias observadas deberían responder a la expresión:

$$\boxed{f = \left(\frac{2\pi^2 m k^2 Z^2 e^4}{h^3} \right) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)}$$

La expresión obtenida concuerda con la obtenida experimentalmente por Balmer (ver más arriba) haciendo:

$$R = \frac{2\pi^2 m k^2 Z^2 e^4}{h^3}$$

En espectroscopía se utiliza una fórmula similar a la mostrada más arriba, conocida con el nombre de **fórmula de Rydberg**. La única diferencia es que se calcula el inverso de la longitud de onda o número de onda.

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

La constante R_H para el átomo de hidrógeno, llamada **constante de Rydberg**, vale: $1,0967757 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

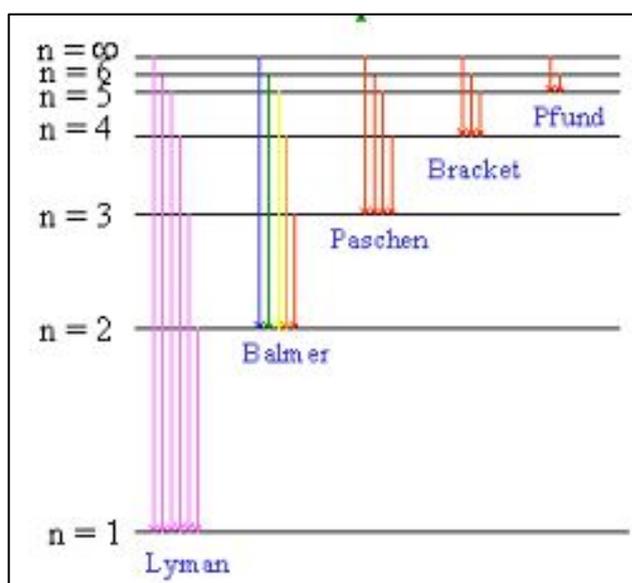
Con esta fórmula se pueden calcular las distintas líneas para el espectro del átomo de hidrógeno que se pueden clasificar en distintas series.

Serie de Lyman. Constituida por las líneas que aparecen cuando los electrones caen desde órbitas superiores a **la primera órbita** ($n_1 = 1$; $n_2 = 2, 3, 4, \dots$). Las líneas de esta serie se sitúan en el **ultravioleta**.

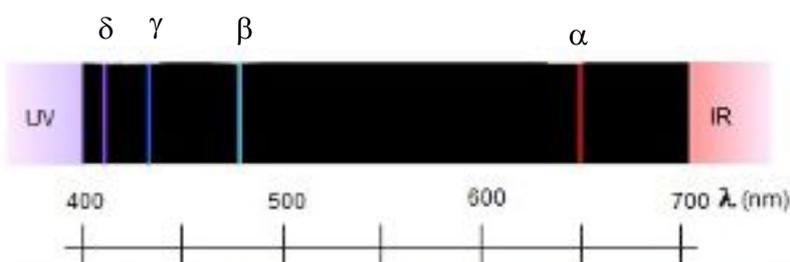
Serie de Balmer. Formada por el conjunto de líneas obtenidas cuando los electrones caen desde órbitas superiores a **la segunda órbita** ($n_1 = 2$; $n_2 = 3, 4, 5, \dots$). Las líneas de esta serie se sitúan en el **visible**.

Serie de Paschen. Integrada por el conjunto de líneas obtenidas cuando los electrones caen desde órbitas superiores a **la tercera órbita** ($n_1 = 3$; $n_2 = 4, 5, 6, \dots$). Las líneas de esta serie se sitúan en el **infrarrojo**.

También existen las **series de Brackett y Pfund**, situadas también **en el infrarrojo** y formadas por el conjunto de líneas que se obtienen al caer a **la cuarta órbita** ($n_1=4$) **y a la quinta órbita** ($n_1=5$), **respectivamente**.



Se calculan a continuación las longitudes de las líneas correspondientes a la serie de Balmer para el hidrógeno.



| Línea | Long. onda (nm) |
|------------|--------------------|
| H α | 656,3 (rojo) |
| H β | 486,1 (azul-verde) |
| H γ | 434,1 (violeta) |
| H δ | 410,3 (violeta) |

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

$$\frac{1}{\lambda_\alpha} = 1,0968 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 0,15233 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} ; \lambda_\alpha = 6,5647 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 656,5 \text{ nm}$$

$$\frac{1}{\lambda_\beta} = 1,0968 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 0,20565 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} ; \lambda_\beta = 4,8626 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 486,3 \text{ nm}$$

$$\frac{1}{\lambda_\gamma} = 1,0968 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 0,23033 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} ; \lambda_\gamma = 4,3416 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 434,2 \text{ nm}$$

$$\frac{1}{\lambda_\delta} = 1,0968 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2} \right) = 0,24373 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} ; \lambda_\delta = 4,1029 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 410,3 \text{ nm}$$

Como se puede observar la concordancia con las medidas experimentales (tabla) es muy buena.