

FÍSICA MODERNA

PARTE II: FÍSICA CUÁNTICA

Luis Pardillo Vela <https://fisicayquimicaluis.wixsite.com/esoybach>

A finales del siglo XIX los científicos creían que la Física estaba prácticamente completada. Las leyes de la Mecánica clásica (Newton), las del Electromagnetismo (Maxwell) y la Termodinámica (Clausius y Boltzmann) parecían suficientes para explicar todos los fenómenos físicos conocidos.

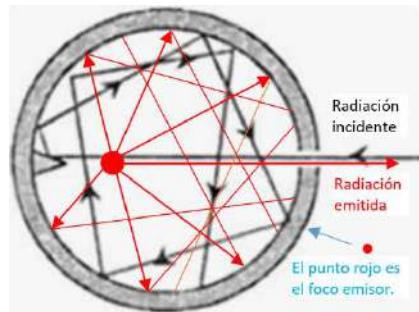
Pero ya vimos en el tema anterior de la física relativista, que la mecánica clásica incurría en fuertes contradicciones cuando se intentaba aplicar al ámbito de velocidades próximas a la de la luz. Surgió así la teoría de la relatividad restringida o especial. Pero antes de que Einstein publicara su teoría de la relatividad especial (1905), se venía observando el fracaso de la física clásica a la hora de explicar fenómenos que parecían tener una relación inmediata con la constitución más elemental de la materia:

- La radiación emitida por el cuerpo negro en función de la temperatura.
- El comportamiento de la radiación electromagnética en el efecto fotoeléctrico.
- Los espectros discontinuos que muestran los elementos al interactuar con la radiación electromagnética.

PLANCK Y LA RADIACIÓN DEL CUERPO NEGRO

Supongamos que en una habitación pintada de negro y en oscuridad total, hay en el centro una barrita de hierro a temperatura ambiente. Si estamos cerca de ella no la vemos ni sentimos nada. Pero si esa barrita de hierro se empieza a calentar (por medio de una corriente eléctrica, por ejemplo) en principio seguiremos sin verla, pero podemos empezar a notar su calor. Al seguir calentando la barrita podemos llegar a ver una tonalidad rojiza y sentir más calor, y, a medida que se va calentando, ese color pasará a rojo vivo, naranja y amarillo a medida que aumenta la temperatura, finalmente lo veremos blanco (la emisión de radiaciones en conjunto nos da el blanco).

Podríamos decir que lo anteriormente relatado, equivale aproximadamente, a lo que se llama radiación del cuerpo negro, siendo el cuerpo negro **una cavidad negra que admite con una salida/entrada de luz por un único y pequeño orificio**, con lo cual la luz que entre será absorbida por las paredes en sus múltiples rebotes y no volverá a salir. Sin embargo, un cuerpo en su interior que por su temperatura emita luz, una parte de esa radiación podrá salir y ser analizada.



Cuando un cuerpo es calentado emite radiación electromagnética en un amplio rango de frecuencias. El **cuerpo negro** (ideal) es aquel que además absorbe toda la radiación que llega a él sin reflejarla, de tal forma que sólo emite la correspondiente a su temperatura. A fines del siglo XIX fue posible medir la radiación de un cuerpo negro con mucha precisión.

La intensidad de esta radiación puede en principio ser calculada utilizando las leyes del electromagnetismo. El problema de finales del siglo XIX consistía en que si bien el espectro teórico y los resultados experimentales (ver siguiente figura) coincidían para bajas frecuencias (altas longitudes de onda) en la zona del infrarrojo estos diferían radicalmente a altas frecuencias, la zona ultravioleta. Este problema era conocido con el provocativo nombre de "la catástrofe ultravioleta", ya que la predicción teórica divergía mucho con respecto a los datos experimentales reales.

Del estudio de la radiación del cuerpo negro se dedujeron varias leyes, como la de Stefan-Boltzman, según la cual la intensidad de la radiación (energía por unidad de tiempo y área) emitida por un cuerpo negro es proporcional a la cuarta potencia de la temperatura a la que se encuentra ($I = \sigma T^4$, siendo $\sigma = 5,67 \cdot 10^{-7} \text{ W/m}^2\text{K}^4$) y la **ley de Wien** que establece la relación que hay entre la temperatura de un cuerpo negro y la longitud de onda que más se emite: $\lambda_{\text{máx}} \cdot T = k$ ($k = 2,897 \cdot 10^{-3} \text{ m}\cdot\text{K}$). Con esta ley se puede medir, por ejemplo, la temperatura de las estrellas.

Pero seguía sin explicarse “la catástrofe ultravioleta”.

Para resolver el problema de la radiación del cuerpo negro (la **Catástrofe Ultravioleta**), el físico Max Planck dedujo en 1900 una fórmula que se ajustaba perfectamente a los resultados experimentales.

La fórmula de la **Radiancia Espectral** del cuerpo negro, en función de la frecuencia (ν o f) la temperatura (T), es:

$$\rho(\nu, T) = \frac{8\pi h\nu^3}{c^3} \frac{1}{e^{\frac{h\nu}{k_B T}} - 1}$$

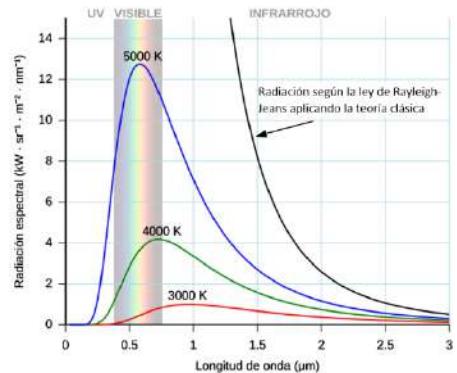
Para que esta fórmula concordara con las curvas de los datos experimentales, Planck tuvo que introducir la revolucionaria hipótesis de que la energía no se emitía de forma continua, sino en **paquetes discretos**. A estos paquetes se les denominó **cuantos** de energía.

En la exposición de su teoría, el 14 de diciembre de 1900, Planck propuso que, al igual que la materia está cuantizada en forma de átomos, la energía lo está en forma de cuantos, y, del mismo modo que los átomos de distintos elementos tienen distintos tamaños, los cuantos de distintas frecuencias tienen diferentes energías.

La energía de un oscilador atómico solo podía tomar valores que fueran múltiplos enteros de una cantidad fundamental, lo que se resume en la expresión: $E = nh\nu$

Donde n es un número entero (1, 2, 3, ...), h es la **Constante de Planck** ($h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$) y ν es la frecuencia de la radiación. **Esta fue la semilla de la Física Cuántica.**

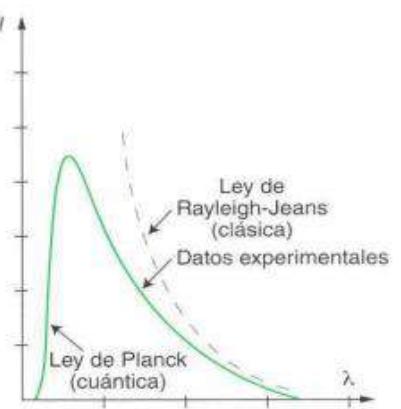
El término $h\nu$ de la energía del cuanto es la clave: su presencia en el exponente de la base e de la Ley de Planck, $e^{\frac{h\nu}{k_B T}}$, es lo que provoca la **caída de la radiación a altas frecuencias (ν)**, resolviendo así la **Catástrofe Ultravioleta**.



Las curvas de color corresponden a los datos experimentales.

Las temperaturas se obtienen aplicando la ley de Wien:
 $\lambda_{\max}T = 2,897 \cdot 10^{-3} \text{ m}\cdot\text{K} \Rightarrow$

$$T = 2,897 \cdot 10^{-3} / \lambda_{\max}.$$



EINSTEIN Y EL EFECTO FOTOELÉCTRICO

Descubierto por Hertz en 1887 e investigado por Hallwachs, observaron cómo se emitían electrones de superficies metálicas cuando incidía sobre ellas luz ultravioleta, generando de esta forma corriente eléctrica. Las características del fenómeno físico eran bastante singulares e inexplicables:

- Los electrones solo se emiten cuando la frecuencia de la radiación supera un cierto valor f_0 que se denomina **frecuencia umbral** y es **distintiva de cada metal**.
- Por encima de la frecuencia umbral, un aumento de la intensidad de la luz produce un incremento proporcional del número de electrones, pero no un aumento de su energía cinética

El efecto fotoeléctrico no se podía explicar con la teoría clásica de la radiación donde la energía se emite y se absorbe de forma continua.

Estos hechos no se podían explicar mediante las leyes clásicas, según las cuales los electrones se debían emitir para cualquier frecuencia si la intensidad luminosa era lo suficiente grande. Por otra parte, las leyes clásicas preveían que la energía cinética de los electrones aumentara con la intensidad, cosa que no ocurría, pero que si dependía de la frecuencia de la luz utilizada.

Estos resultados fueron explicados por Einstein, en 1905, suponiendo que la luz estaba formada por partículas denominadas “cuantos de luz”, cuya energía venía dada por la hipótesis de Planck, $E = hf$.

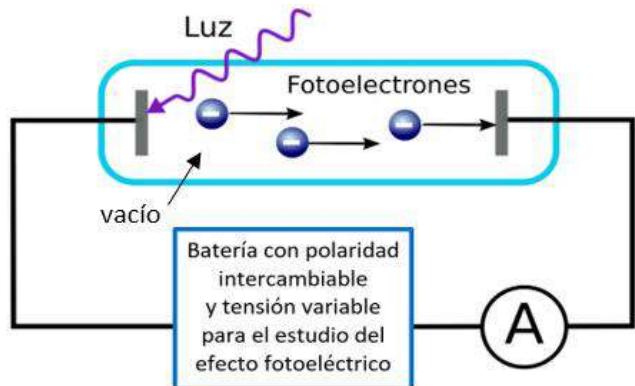
Einstein utilizó el término “cuantos de luz”, la palabra fotón fue acuñado mucho más tarde, en 1926, por el físico químico estadounidense Gilbert N. Lewis, pero lo emplearemos en el lenguaje de Einstein.

Según Einstein, toda la energía de un fotón se transmite a un electrón del metal, y cuando este salta de la superficie metálica posee una cierta energía cinética, cumpliéndose la siguiente ecuación que no es sino un balance energético:

$$E_{\text{fotón}} = W_{\text{extracción}} + E_{\text{cinética del electrón}}$$

$$hf = hf_0 + \frac{1}{2}m_e v_{\text{máx}}^2$$

Ecuación de Einstein del efecto fotoeléctrico



Al usar $v_{\text{máx}}$ se garantiza que se está considerando el electrón que sale con la mayor energía posible, de modo que toda la energía sobrante del fotón, $hf - hf_0$, aparece como energía cinética.

La fórmula nos explica por qué no aumenta la energía de los electrones al aumentar la intensidad de la luz. Esta energía depende únicamente de la frecuencia de la luz que incide y de la frecuencia umbral del metal. Así, un aumento de la intensidad de la luz solo provoca un incremento del número de fotones que llegan a la superficie, con lo cual es mayor el número de electrones arrancado, pero no su energía cinética.

El físico Robert Millikan proporcionó en 1916 una demostración experimental de la teoría fotónica de Einstein y Planck al obtener el valor de h midiendo en un mismo metal los **potenciales de frenado** para distintas radiaciones de luz de frecuencias conocidas. El valor obtenido concordaba con el de Planck del cuerpo negro, y esa concordancia no podía ser casual, la idea del fotón adquiría naturaleza de certeza.

Sobre el potencial de frenado. En la imagen que se presenta sobre el efecto fotoeléctrico se indica la presencia de una batería de tensión variable y polaridad intercambiable. Para medir la energía cinética con la que los electrones son emitidos se invierte la polaridad de las placas y se establece una diferencia de potencial entre ellas, de tal modo que se vayan frenando los electrones. El campo eléctrico ejerce una fuerza de sentido contrario a la velocidad que lleva el electrón cuando es arrancado, de modo que se frena. El valor del potencial mínimo para el que los electrones no llegan a la placa negativa se conoce con el nombre de **potencial de frenado o de corte**:

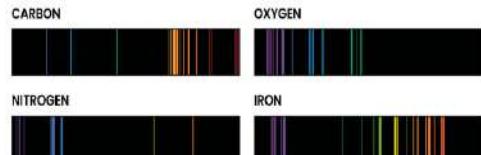
$$E_C(\text{fotoelectrones}) = \text{Trabajo de frenado} = q_e \cdot V_{\text{frenado}}$$

No confundir el trabajo de frenado con el trabajo de extracción (hf_0).

ESPECTROS ATÓMICOS.

Cuando una luz pasa a través de un prisma óptico se descompone en todos los colores que la componen, así la luz "blanca" da lugar a los colores del arco iris. Esto se debe a que cada color de luz tiene una frecuencia diferente y su velocidad de propagación en el vidrio es distinta, por ello son desviadas en diferentes grados. Cuando estas radiaciones lumínicas son grabadas en una fotografía obtenemos lo que se denomina "espectro de emisión".

Si un elemento en estado gaseoso se calienta o se excita por una descarga eléctrica, emite una luz (radiación electromagnética) característica de él. Si esa luz emitida se descompone mediante un prisma óptico (espectroscopio) se observa que, en lugar de un espectro continuo de la luz blanca, se obtiene una serie de rayas de color salteadas, que denominamos "espectro atómico". Este espectro es distinto para cada elemento, es como la huella digital de cada elemento.



En 1859, Kirchhoff y Bunsen publicaron sus resultados experimentales, mediante los cuales determinaron que era posible reconocer la presencia de un elemento por medio del estudio de las líneas espectrales, incluso si la presencia del elemento es en cantidades pequeñas. A partir de esa fecha se descubrieron más de veinte elementos químicos mediante el estudio de las líneas espectrales, hasta el inicio del siglo XX.

En 1885 Johann Balmer encuentra empíricamente una **fórmula matemática para las líneas del espectro visible del hidrógeno**.

En 1888 Johannes Rydberg generaliza la fórmula de Balmer para la líneas espectrales del átomo de hidrógeno:

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

Donde λ es la longitud de onda de la línea correspondiente al salto de n_1 a n_2 ($n_2 > n_1$) y R la constante de Rydberg $R = 10967757 \text{ m}^{-1}$.

Los experimentadores (Rydberg, Balmer, Lyman, Paschen, etc.): sabían que si ponían números enteros en n_1 y n_2 ($n_2 > n_1$) obtenían exactamente el color de una de las líneas de luz que emitía el hidrógeno.

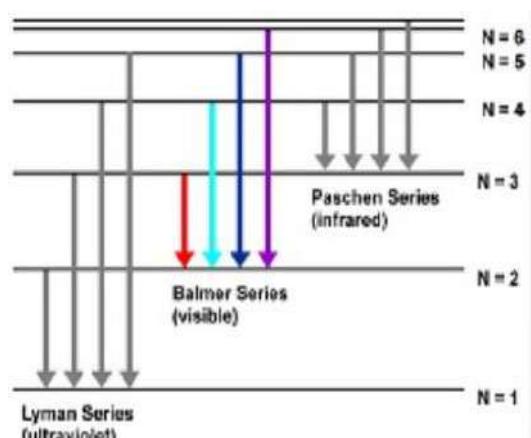
Pero a pesar de todos esos elementos descubiertos, y de como obtener las longitudes de onda de las líneas espectrales, nada sabían del porqué de esas líneas particulares del espectro, ni que tenían que ver los números enteros n_1 y n_2 .

El primero en dar una explicación fue Bohr, mediante su modelo atómico. Pero antes de entrar en el átomo de Bohr indicar que las líneas espectrales (que se obtienen con la fórmula de Rydberg) se clasifican en series como:

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.



MODELO ATÓMICO DE BOHR.

En 1913, Bohr tratando de dar una explicación a los espectros aplicó a los átomos la teoría cuántica de Planck hasta entonces poco comprendida y aplicada. Bohr postuló su modelo de la siguiente forma:

1) El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares de tal forma que la fuerza de atracción eléctrica hace el papel de fuerza centrípeta:

$$K \frac{e^2}{r^2} = m \frac{v^2}{r} \quad (1) \quad \begin{array}{ll} K = \text{cte. atracción eléctrica} & e = \text{carga del } e^- \\ r = \text{radio órbita} & m = \text{masa electrón} \\ v = \text{velocidad del } e^- & \end{array}$$

2) Solo son posibles aquellas órbitas en las que el momento angular (mvr) sea un múltiplo entero de $h/2\pi$. Dicho de otra forma: la cantidad de movimiento del electrón (mv) multiplicada por su recorrido ($2\pi r$) es un múltiplo entero de la constante de Planck (h]), es decir:

$$mvr2\pi = nh \quad (n \text{ es un número entero que se denominará número cuántico principal}).$$

Si despejamos v de esta ecuación y lo sustituimos en la (1) obtendremos, al despejar r :

$$r = \frac{h}{4\pi^2 e^2 m K} n^2 \quad h = \text{cte. de Planck} \quad \text{igualmente se obtiene que la velocidad } v = \frac{2\pi K e^2}{nh}$$

Con el radio y la velocidad del electrón se puede determinar la Energía del electrón para cada órbita (n).

3) Cuando el electrón se mueve en esas órbitas permitidas es estable y no emite energía; tan solo si pasa de una órbita a otra se produce la absorción o emisión de energía en forma de un cuantos de energía. Así, la energía liberada al pasar el electrón desde una órbita E_a a otra E_b de menor energía, se emite en forma de onda electromagnética (fotón), cuya frecuencia (color) viene dada por la ecuación de Planck $E = h\nu$, de tal forma que: $E_a - E_b = h\nu$

Bohr, usando estas ecuaciones, dedujo (*) la frecuencia (o la longitud de onda) de cada una de las rayas espectrales del hidrógeno, coincidiendo efectivamente con las que se observaban en su espectro. Esto hizo que su modelo fuera aceptado internacionalmente, dada su claridad y analogía con el sistema planetario, pero especialmente por la introducción audaz de la hipótesis Planck en la teoría atómica.

(*) La ecuación que dedujo Bohr para obtener las longitudes de onda (λ en metros) de las rayas del espectro del átomo de hidrógeno es:

$$1/\lambda = 1,097 \cdot 10^7 (1/n_b^2 - 1/n_a^2)$$



donde n_a y n_b son los números cuánticos (1, 2, 3) de las posibles órbitas.

EFFECTO COMPTON

Descubierto por Arthur Compton en 1923, al hacer incidir Rayos X sobre una lámina de grafito.

Cuando un fotón (de los rayos X) choca con un electrón en reposo, el fotón transfiere parte de su energía al electrón. Como resultado:

- El electrón sale despedido
- El fotón sale dispersado con ángulo diferente al de incidencia y tiene **mayor longitud de onda** (menor energía) que el fotón original.

Este efecto fue crucial porque demostró que la luz (rayos X en la experiencia) se comporta como partículas (fotones) con momento lineal, no solo como ondas, confirmando la teoría cuántica de Planck y Einstein. El cambio en la longitud de onda del fotón dispersado depende del ángulo de dispersión y es independiente del material usado.

PRINCIPIO DE DUALIDAD ONDA - PARTÍCULA DE DE BROGLIE

Las propiedades corpusculares de la luz (que es una onda), puestas de manifiesto en los efectos fotoeléctrico y de Compton, llevaron al físico francés Louis De Broglie a pensar que pudiera darse la situación inversa; es decir, que una partícula material, tal como el electrón, presentase propiedades ondulatorias.

En 1924, Louis de Broglie, en su tesis doctoral, propuso que esta dualidad onda-corpúsculo de la luz era extensible a cualquier partícula material. Basándose en la relación de Planck $E=h\nu$ y en el hecho relativista de que toda partícula en movimiento posee un momento p , dedujo que también debía existir una **onda asociada a cada partícula**.

De Broglie propuso que la longitud de onda asociada a una partícula en movimiento viene dada por:

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

Lo que, en el caso de velocidades no relativistas, puede expresarse como:

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

La materia tiene, por tanto, una **naturaleza dual**: puede comportarse como onda o como partícula.

El aspecto ondulatorio queda prácticamente anulado cuando consideramos objetos macroscópicos, ya que el valor de la constante de Planck h ($6,626 \times 10^{-34}$ J·s) es extremadamente pequeño y para masas grandes, la longitud de onda λ se hace tan diminuta que desaparecen las propiedades ondulatorias, y solo observamos el comportamiento corpuscular.

Sin embargo, para partículas de tamaño subatómico, como los electrones, la dualidad es plenamente observable. Aunque los electrones en muchos experimentos se comportan como partículas (por ejemplo, al desviarse en un campo magnético), si hacemos incidir un haz de electrones sobre un cristal, los espacios existentes entre los iones actúan como rendijas del tamaño adecuado para que aparezca un **patrón de difracción**, el mismo tipo de patrón ondulatorio que produce la luz al pasar por una rendija.

Esta verificación experimental, propuesta por el propio De Broglie, fue realizada por Davisson y Germer en 1927, y confirmó la existencia de la onda asociada al electrón. Este resultado fue decisivo y permitió que De Broglie obtuviera el Premio Nobel de Física en 1929.

PRINCIPIO DE INDETERMINACIÓN DE HEISENBERG

Podemos resolver problemas en los que calculamos la posición y la velocidad de las partículas en movimiento, con una exactitud que solo está limitada por la precisión del aparato de medida utilizado.

Al estudiar el problema a nivel de partículas subatómicas, nos encontramos con que el doble carácter corpuscular y ondulatorio de las partículas impide que podamos conocer con precisión y al mismo tiempo su posición y su momento lineal (y en consecuencia su velocidad). Es una imposibilidad intrínseca del sistema, por lo que no se resuelve con aparatos de medida más precisos. Este hecho fue recogido por Werner Heisenberg en 1927 cuando enunció el principio de indeterminación o incertidumbre, que se aplica a la posición y al momento lineal por un lado y a la energía y al tiempo por otro.

Es imposible conocer simultáneamente y con exactitud la posición y el momento lineal de una partícula; el producto de las indeterminaciones es:

$$\Delta x \Delta p \geq \hbar / 4\pi$$

siendo Δx y Δp las indeterminaciones de la posición y del momento lineal.

$\hbar / 2\pi$ se suele representar como \hbar («*h barra*») “constante de Planck reducida” o “constante de Dirac”, por lo que la expresión puede aparecer como $\Delta x \Delta p \geq \hbar / 2$.

Igualmente es imposible conocer simultáneamente y con exactitud la energía de una partícula y el intervalo de tiempo en el que permanece en ese estado de energía; el producto de las indeterminaciones es:

$$\Delta E \Delta t \geq \hbar / 4\pi$$

Si nos fijamos en: $\Delta x \Delta p \geq \hbar / 4\pi \Rightarrow \Delta x \Delta (mv) \geq \hbar / 4\pi \Rightarrow \Delta x \Delta v \geq \hbar / 4\pi m$

Esto quiere decir que, **al aumentar la masa**, el producto $\Delta x \Delta v$ se hace cada vez menor. En consecuencia, para masas grandes como las que aparecen en mecánica clásica, estas indeterminaciones en posición y velocidad son tan pequeñas que son netamente despreciables, lo que explica por qué en mecánica clásica podemos medir ambas magnitudes con gran precisión.

Esto está en consonancia con el **principio de correspondencia**, según el cual, en el límite de masas y energías grandes, las predicciones de la mecánica cuántica se vuelven prácticamente idénticas a las de la mecánica clásica. Esto es lo que expresa el principio de correspondencia

ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER

Schrödinger, desarrollando la idea de De Broglie, consideró al electrón como una onda e intentó obtener la ecuación que describiera su comportamiento. En 1925 propuso la llamada *ecuación de onda* para un electrón ligado al núcleo:

$$\nabla^2 \Psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

La ecuación de Schrödinger puede aparecer de muchas formas distintas dependiendo de si se está estudiando la evolución temporal del sistema o los estados de energía fijos o que esté más desarrollada o menos desarrollada como:

$$\frac{h^2}{8\pi^2 m} \left(\frac{\delta^2 \Psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \Psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \Psi}{\delta z^2} \right) + U \Psi = E \Psi \quad o \text{ su simplificado como} \quad \hat{H} \Psi = E \Psi$$

La solución de esta ecuación para el átomo de hidrógeno proporciona la función de onda Ψ u **orbital atómico**, junto con su energía E. Dicha función de onda depende de **tres números cuánticos** (denominados n, l, y m) que solo pueden tomar ciertos valores, lo que hace que la energía del electrón esté **cuantizada**.

Bohr ya había introducido un número cuántico n de forma ad hoc para explicar las líneas espectrales del hidrógeno. Sin embargo, en el tratamiento de Schrödinger los números cuánticos surgen *naturalmente* como consecuencia de las condiciones impuestas a la función de onda: la cuantización no se impone, sino que aparece como resultado de la teoría.

Los valores de los **números cuánticos** (n, l y m) que puedan dar lugar a soluciones de la ecuación sólo pueden ser los que a continuación se describen:

- **n (nº cuántico principal)**: Indica la energía y tamaño del orbital. Puede tomar los valores enteros 1,2,3...
- **l (número cuántico secundario o azimutal)**: Indica forma del orbital e influye algo en su energía.

Puede tomar valores de 0 a n-1.

- **m (nº cuántico magnético)**: Indica la orientación del orbital. Puede tomar valores enteros entre -l y +l.

Existe otro número cuántico que no se deduce de la ecuación de Schrödinger ya que no influye en el orbital sino en el sentido de giro del electrón sobre si mismo (lo cual afecta a los espectros). Este número se denomina spin (s) y puede tomar los valores de -1/2 y +1/2.

Cada valor de l viene representado por una letra: s para l=0; p para l=1; d para l=2; f para l=3.

Un orbital viene representado por un número que indica el valor de n y la letra que corresponde al valor de l. A su vez para cada valor de l existen posibles orientaciones del orbital:

Para l=0 (s) una. Para l=1 (p) tres. Para l=2 (d) cinco. Para l=3 (f) siete.

Según el principio de exclusión de Pauli:

"En un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales" ya que entonces se trataría del mismo electrón), debiéndose diferenciar al menos en el spin.

En consecuencia, en un orbital s puede haber solo 2 electrones, en un orbital p 6, en los d 10 y en los f 14 electrones.

Estas son las razones (con sus correspondientes explicaciones) de las configuraciones electrónicas que realizamos para describir cada elemento de la tabla periódica, como:

Sb₅₁ 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰4s²4p⁶4d¹⁰ **5s²5p³ por orden de orbitales**
O bien 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶4s²3d¹⁰4p⁶ **5s²4d¹⁰5p³ por orden de energías**

MECÁNICA CUÁNTICA EN LA VIDA COTIDIANA

EL LASER

El funcionamiento de los rayos láser es una aplicación directa de los principios de la **mecánica cuántica**, en particular de la cuantización de la energía y de la interacción entre la radiación y la materia. Según la mecánica cuántica, los átomos y las moléculas solo pueden encontrarse en niveles de energía discretos. Cuando un electrón pasa de un nivel de energía mayor a otro menor, el átomo emite un fotón cuya energía viene dada por la relación de Planck, $E=\hbar\nu$, donde h es la constante de Planck y ν la frecuencia de la radiación emitida, lo que explica por qué la luz emitida por los átomos tiene frecuencias bien definidas (sus espectros de líneas de color).

Einstein demostró en 1917 que la interacción entre radiación y materia puede producirse mediante la actuación de **tres procesos cuánticos**:

- **Absorción**: un átomo absorbe un fotón y pasa a un estado excitado
- **Emisión espontánea**: el átomo excitado vuelve a un estado de menor energía emitiendo un fotón al azar.
- **Emisión estimulada**: un fotón incidente induce a un átomo excitado a emitir otro fotón **idéntico**, con la misma frecuencia, fase, dirección y polarización.

El principio fundamental del láser (*Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation*) se basa precisamente en la **emisión estimulada**, un fenómeno puramente cuántico.

Para que este proceso predomine, es necesario crear una **inversión de población**, es decir, que haya más átomos en estados excitados que en el estado fundamental. Esto se consigue suministrando energía al medio activo (proceso de bombeo).

Los fotones emitidos por emisión estimulada se reflejan repetidamente entre dos espejos formando una cavidad resonante, lo que provoca una amplificación coherente de la radiación. Como resultado, el láser produce un haz de luz: **Monocromático** (frecuencia bien definida), **Coherente** (fotones en fase), **Muy direccional** y de **Alta intensidad**.

En resumen, los rayos láser constituyen una de las aplicaciones tecnológicas más claras de la mecánica cuántica, ya que su funcionamiento no puede explicarse sin la cuantización de la energía y el concepto cuántico de fotón introducido por Planck y desarrollado por Einstein.



Usos del Láser:

El láser es esencial en:

- **Medicina:** Cirugía de precisión (ocular, dermatológica), corrección de la visión, fisioterapia ...
- **Telecomunicaciones:** El pulso de luz utilizado para transmitir datos a través de la fibra óptica.
- **Almacenamiento de Datos:** Lectura de discos compactos (CDs) y Blu-ray.

CÉLULA FOTOELÉCTRICA

La célula fotoeléctrica es una de las aplicaciones tecnológicas más directas de la **mecánica cuántica**, ya que su funcionamiento se basa en el **efecto fotoeléctrico**, fenómeno que solo puede explicarse considerando que la luz está formada por fotones con energía cuantizada $E=hf$.

Cuando la luz incide sobre un material fotosensible, los fotones transfieren su energía a los electrones del material. Si la energía del fotón supera la energía mínima necesaria para liberar al electrón (frecuencia umbral), se produce la emisión de electrones y aparece una corriente eléctrica. De este modo, la energía luminosa se transforma directamente en energía eléctrica.

Este principio se emplea en numerosos dispositivos de uso cotidiano:

- **Paneles solares (células fotovoltaicas):** convierten la energía de la radiación solar en electricidad. Su funcionamiento se basa en procesos fotoeléctricos (internos), donde la absorción de fotones genera cargas eléctricas móviles.
- **Alarmas y barreras fotoeléctricas:** utilizan un haz de luz que, al ser interrumpido, provoca un cambio en la corriente eléctrica y activa el sistema de alarma.
- **Sensores de luz y fotodiodos:** ajustan automáticamente la iluminación, activan puertas automáticas o regulan dispositivos electrónicos según la intensidad luminosa.
- **Contadores y sistemas de control industrial:** detectan la presencia o el paso de objetos mediante la interrupción de un haz luminoso.



La célula fotoeléctrica demuestra que la mecánica cuántica no solo explica fenómenos microscópicos, sino que es esencial para el desarrollo de tecnologías modernas ampliamente presentes en la vida cotidiana. Sin la comprensión cuántica de la interacción entre luz y materia, muchos de estos dispositivos no podrían existir.

DIODOS EMISORES DE LUZ (LEDs)

Los **LEDs** (del inglés *Light-Emitting Diodes*) son dispositivos semiconductores que convierten la energía eléctrica directamente en luz. Su funcionamiento es una aplicación directa de la Mecánica Cuántica aplicada a la Física del Estado Sólido.

La Relación con la Mecánica Cuántica: Bandas de Energía

En lugar de niveles de energía discretos en un solo átomo (como en el láser), los electrones en los materiales semiconductores (como el utilizado en el LED) se organizan en **bandas de energía**:

- **Banda de Valencia:** Es la banda de menor energía, donde los electrones están fuertemente ligados a los átomos.

- **Banda de Conducción:** Es la banda de mayor energía, donde los electrones pueden moverse libremente y conducir electricidad.

- **Brecha de Energía {Eg}:** El espacio prohibido entre las dos bandas. Los electrones no pueden permanecer en este espacio.

El Principio de Emisión de Luz (Recombinación Cuántica)

El proceso de emisión de luz en un LED se denomina **recombinación de portadores** y funciona así

- **Suministro de Energía:** Al aplicar una tensión eléctrica al LED (polarización directa), se inyectan electrones de la región n (con exceso de electrones) a la región p (con exceso de huecos o ausencia o defecto de electrones).

- **Salto Cuántico:** Los electrones inyectados se encuentran en la Banda de Conducción (alta energía). Para volver a la Banda de Valencia (baja energía) y ocupar un hueco, el electrón debe "saltar" la Brecha de Energía (Eg).

- **Emisión de Fotón:** Al caer a la banda inferior (recombinación), la energía exacta de la Brecha de Energía (Eg) se libera como un fotón: $E_{\text{fotón}} = E_g$

Determinación del Color

- **Control Cuántico:** El color (longitud de onda) de la luz emitida por el LED está **directamente controlado por la Mecánica Cuántica**.

- **El color** solo depende del tamaño de la Brecha de Energía (Eg) del material semiconductor utilizado. Por ejemplo, un material con una brecha pequeña emite fotones rojos, mientras que uno con una brecha grande emite fotones azules.

Los LEDs han revolucionado la iluminación gracias a su:

- **Eficiencia Energética:** La conversión directa de electricidad a luz es muchísimo más eficiente que los métodos que generan calor (bombillas incandescentes).

- **Pantallas:** Se utilizan en pantallas de televisores, teléfonos (OLED y QLED) y señalización digital

