

Actividad 1

El trabajo de extracción para el sodio vale 2,2 eV. Calcular:

- La frecuencia umbral del potasio.
- La energía correspondiente a un fotón de luz roja con $\lambda=700$ nm y la energía correspondiente a un fotón de luz azul con $\lambda=465$ nm, indicando cuál de ellos será capaz de arrancar un electrón del sodio.
- La energía cinética máxima de un electrón arrancado con luz azul.

Solución | $f=5,36 \cdot 10^{14}$ Hz | $E_{\text{roja}}=2,84 \cdot 10^{-19}$ J No produce efecto fotoeléctrico | $E_{\text{azul}}=4,27 \cdot 10^{-19}$ J Sí produce efecto fotoeléctrico | $E_c=7,2 \cdot 10^{-20}$ J

Actividad 2

En un experimento de efecto fotoeléctrico, se iluminó una placa metálica con una radiación de longitud de onda 521,8 nm. La energía cinética máxima de los electrones emitidos era de $9,5 \cdot 10^{-20}$ J. Cuando se iluminaba con una radiación de longitud de onda igual a 656,6 nm la energía cinética de los electrones emitidos era de $1,7 \cdot 10^{-20}$ J. Determinar: el trabajo de extracción, la frecuencia umbral y la velocidad máxima de los electrones emitidos.

Solución | $W_c=2,9 \cdot 10^{-19}$ J | $f_c=4,38 \cdot 10^{14}$ Hz | $v_{\text{max}}=4,58 \cdot 10^5$ m/s $v_{\text{max}}=1,95 \cdot 10^5$ m/s

Actividad 3

La frecuencia umbral de cierto metal es de 1 eV. Al iluminar una lámina metálica de este metal, se observa que los electrones emitidos poseen una energía cinética máxima de 1,5 eV. Determinar la frecuencia de la radiación incidente.

Solución | $f=6 \cdot 10^{14}$ Hz

El Fotón

El fotón es una partícula, cuya masa en reposo es nula, $m_0=0$, que se mueve con la velocidad de la luz, $c=3\cdot 10^8$ m/s.

El fotón está caracterizado por su energía, $E=h\cdot f$, y por su cantidad de movimiento o momento lineal, $p=m\cdot c$

La relación entre la frecuencia y la longitud de onda de un fotón viene dada por la expresión $c=\lambda\cdot f$

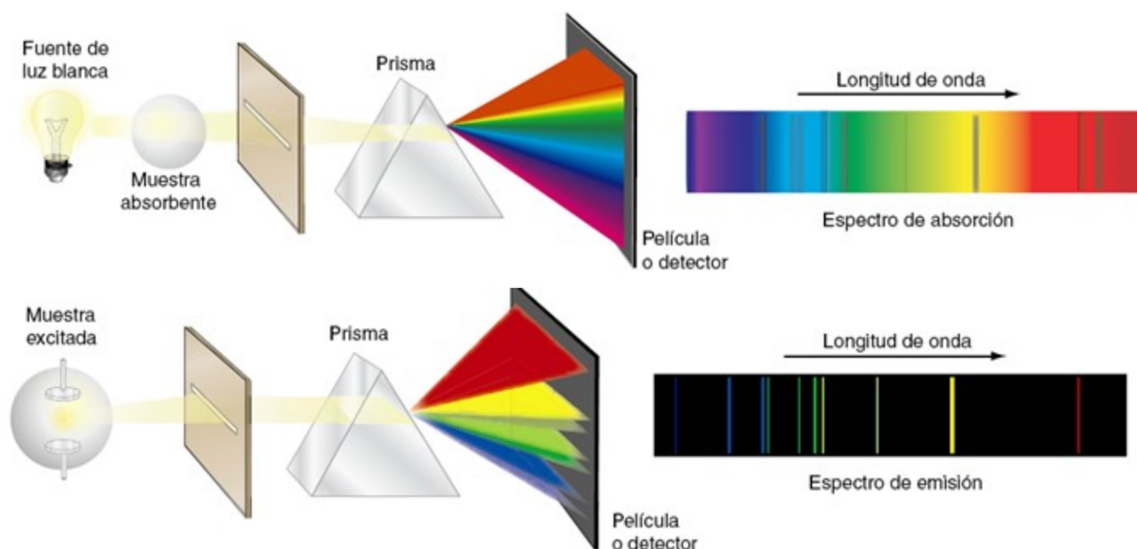
La interpretación del efecto fotoeléctrico conduce a afirmar que:

Cuando una onda electromagnética interactúa con una partícula con carga eléctrica, la energía y la cantidad de movimiento que se intercambian en el proceso corresponden a los de un fotón.

Este principio es una ley fundamental de la Física y se aplica a todas las interacciones entre partículas con carga eléctrica y campos electromagnéticos y es una de las bases de la Física Cuántica.

La luz, y en general las radiaciones electromagnéticas, se comporta como una onda electromagnética en fenómenos macroscópicos de propagación y se comporta como corpúsculo, como partícula, en fenómenos microscópicos como emisión de radiación, absorción de radiación e interacción con los electrones de los átomos.

Los Espectros Atómicos



Desde el punto de vista de la interacción de la radiación electromagnética con la materia, un espectro es una representación gráfica de la distribución de la intensidad de la radiación electromagnética, emitida o absorbida por una muestra, en función de la longitud de onda, o de la frecuencia, de la radiación.

Johann BALMER encontró una fórmula empírica que permitía predecir la posición en la que aparecerían las rayas en un espectro. Sin embargo, la Física Clásica encontró graves problemas para explicar teóricamente la posición de las rayas en los espectros y deducir una fórmula compatible con la de Balmer.

La explicación de los espectros atómicos debe estar en la naturaleza íntima del átomo.

En 1.913, Niels BOHR modifica el modelo atómico de Rutherford, al aplicar el concepto de cuantización de la energía propuesto por Planck, y alcanza gran éxito al explicar los espectros atómicos y justificar la fórmula empírica obtenida por Balmer.

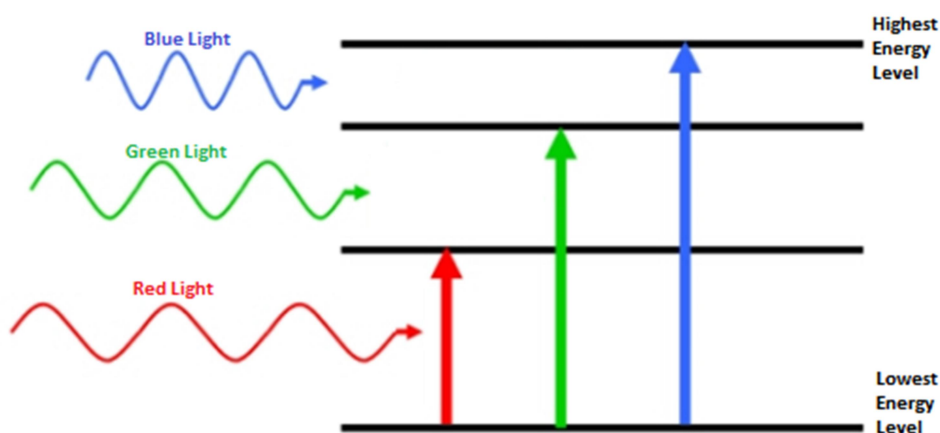
La interpretación teórica que hace Bohr de los espectros atómicos se basa en el hecho de que los electrones de los átomos pueden estar en ciertos estados, caracterizados por sus distintos valores de energía, llamados niveles de energía.

La transición entre dos niveles de energía da lugar a la emisión o a la absorción de radiación, cuya frecuencia viene dada por la expresión:

$$f = \frac{\Delta E}{h}$$

Siendo ΔE la diferencia de energía entre los dos niveles y h la constante de Planck.

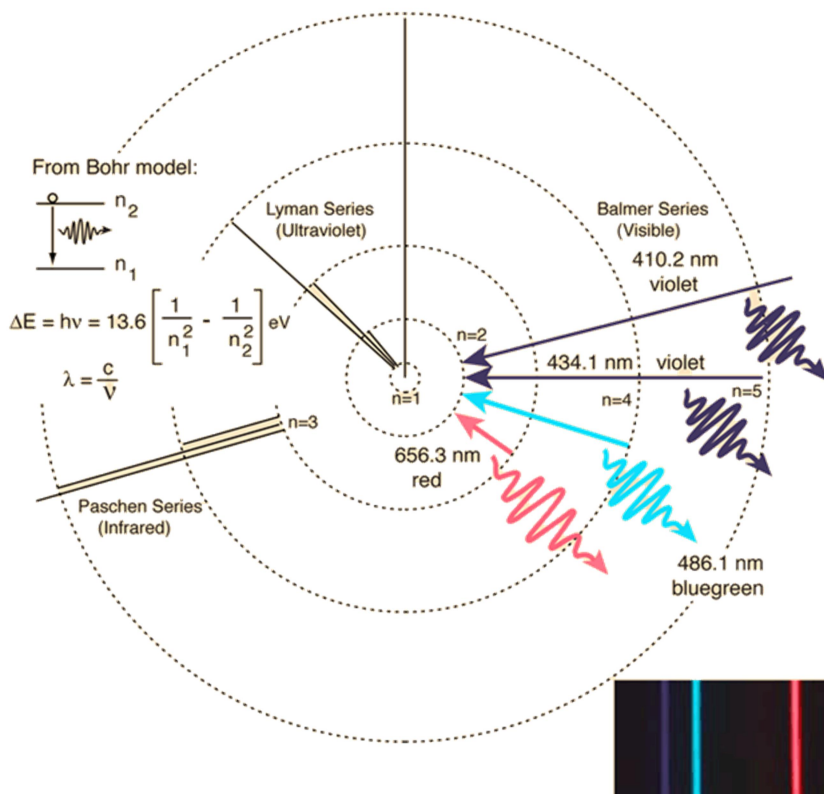
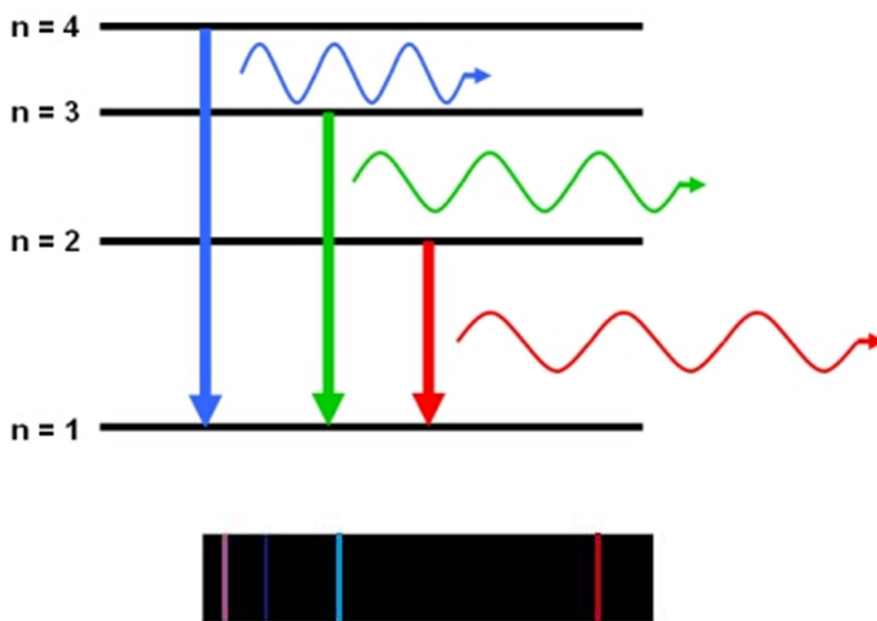
Cuando un electrón absorbe un cuanto de radiación electromagnética, es decir, cuando un fotón interactúa con un electrón, pasa a un nivel superior de energía. Este nuevo estado del electrón se llama estado excitado.

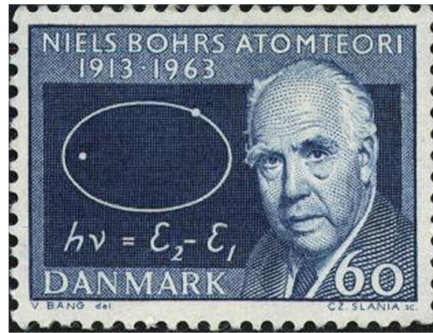


Cuanto mayor sea la energía del fotón incidente, más elevado será el nivel de energía que puede alcanzar el electrón. Cada una de estas posibles transiciones, originará una raya en el espectro de absorción del átomo, lo que justifica que en el espectro de absorción de un elemento aparezcan varias rayas, a diferentes longitudes de onda o frecuencias.



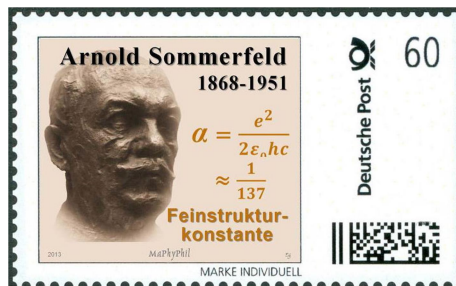
Cuando un electrón excitado vuelve a su estado fundamental, bien directamente o a través de otros estados excitados de menor energía, se produce un desprendimiento de radiación electromagnética, es decir, se emiten fotones. Cada una de estas posibles transiciones a niveles menos energéticos origina una línea en el espectro de emisión, hecho que explica que el espectro de emisión de un átomo tenga varias líneas situadas a distinta frecuencia o longitud de onda.





Aunque el éxito del modelo de Bohr fue extraordinario, pronto surgieron discrepancias con los hechos experimentales, pues con espectroscopios de mayor poder de resolución se encontró que muchas de las líneas espectrales del átomo de hidrógeno estaban en realidad compuestas por varias líneas muy próximas entre sí.

Para intentar resolver el problema, en 1.915, Arnold SOMMERFELD modificó el modelo atómico de Bohr al suponer elípticas las órbitas del electrón alrededor del núcleo. A pesar de estas correcciones, siguieron surgiendo dificultades para explicar nuevos hechos experimentales que se estaban descubriendo.



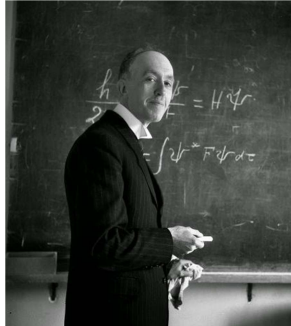
La teoría cuántica de Planck tuvo un gran éxito en el primer cuarto del siglo XX, pues fue aplicada con éxito en la interpretación de estos hechos:

- La radiación del cuerpo negro.
- El efecto fotoeléctrico.
- Los espectros atómicos.

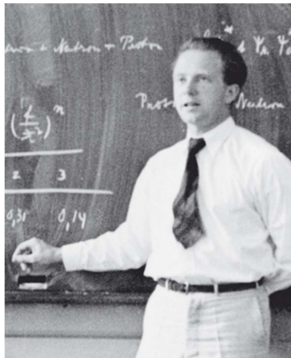
Con la llegada del segundo cuarto del siglo XX entran en escena nuevas teorías que relegan a un segundo plano a la teoría de Planck, sin, por supuesto, perder validez.

En 1.925, Werner HEISENBERG sugiere que todos los modelos atómicos mecánicos del tipo de Bohr deben abandonarse y aparece en ese momento lo que ha dado en llamarse la teoría cuántica moderna, sustentada en:

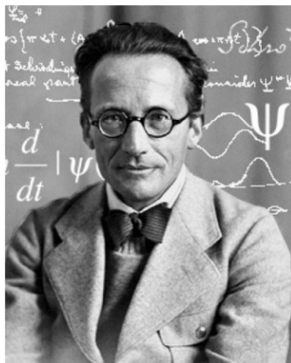
- La Hipótesis de De Broglie.



- El Principio de Incertidumbre de Heisenberg.



- La Ecuación de Onda de Schrödinger.



- El Concepto de Probabilidad de la Teoría Cuántica de Born.



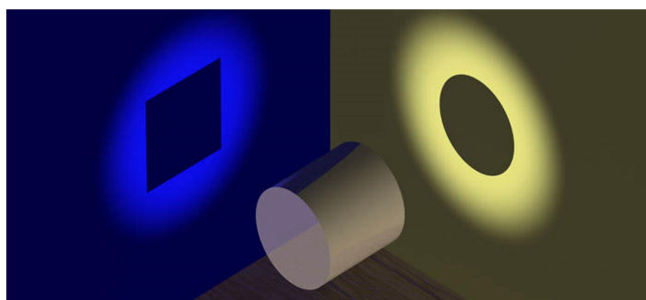
La dualidad onda-corpúsculo de De Broglie

A finales del siglo XIX, los físicos tenían claras las diferencias entre las partículas materiales y las radiaciones.

Las partículas materiales tenían propiedades características como su posición en el espacio, dada por su vector de posición, su masa o su momento lineal, $p=m \cdot v$.

Las radiaciones son ondas electromagnéticas, caracterizadas por la ecuación $v=\lambda \cdot f$, donde v es la velocidad de propagación de la onda, λ su longitud de onda y f su frecuencia.

A principios del siglo XX, hechos como el efecto fotoeléctrico obligaron a asignarle a la luz una doble naturaleza: se comporta como onda electromagnética cuando se propaga y como partícula cuando interacciona con la materia.



En 1.924, Louis de Broglie hace la siguiente suposición: puesto que la luz tiene un doble comportamiento, ondulatorio y corpuscular, que se pone de manifiesto en función del fenómeno observado, ¿no será posible que cualquier partícula material tenga, también, este comportamiento dual?. Y postula que toda partícula material tiene un comportamiento similar al fotón de la radiación electromagnética.

La hipótesis de De Broglie sobre la doble naturaleza dual onda-corpúsculo puede enunciarse así:

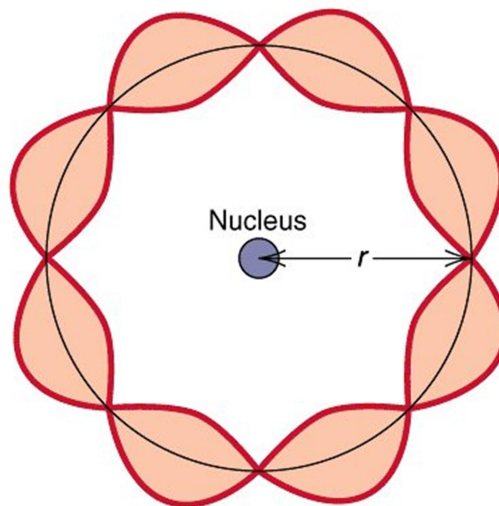
Toda partícula, de masa m , que se mueve con una cierta velocidad, v , lleva asociada una onda cuya longitud de onda y cuya frecuencia vienen dadas por las expresiones:

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

Donde $p=m \cdot v$ es la cantidad de movimiento y h es la constante de Planck.

$$f = \frac{E}{h}$$

Donde E es la energía y h la constante de Planck.



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

Masa del electron: $m=9,31 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Carga del electrón: $q=1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

$1 \text{ eV}=1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Actividad 05| Calcula la longitud de onda de las ondas materiales correspondientes a:

- a) Un electrón, cuya energía cinética es de 10 eV.
- b) Un balón de fútbol, de 450 g de masa, que se mueve a 25 m/s.

Solución. $\lambda_{\text{electrón}}= 3,8 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ $\lambda_{\text{balón}}= 5,9 \cdot 10^{-35} \text{ m}$

Actividad 06| Determina la longitud de onda de un electrón que se ha puesto en movimiento mediante una diferencia de potencial de 100 V.

Solución. $\lambda=1,2 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

Actividad 07| ¿Cuál es la energía cinética de un electrón cuya longitud de onda es de $\lambda=1,0 \cdot 10^{-19} \text{ m}$?

Solución.

Actividad 08| El trabajo de extracción para el aluminio es de 4,2 eV. Sobre una lámina de aluminio se hace incidir una radiación electromagnética cuya longitud de onda es $\lambda=2 \cdot 10^{-7} \text{ m}$. Determinar la longitud de onda asociada a los fotoelectrones emitidos de máxima energía.

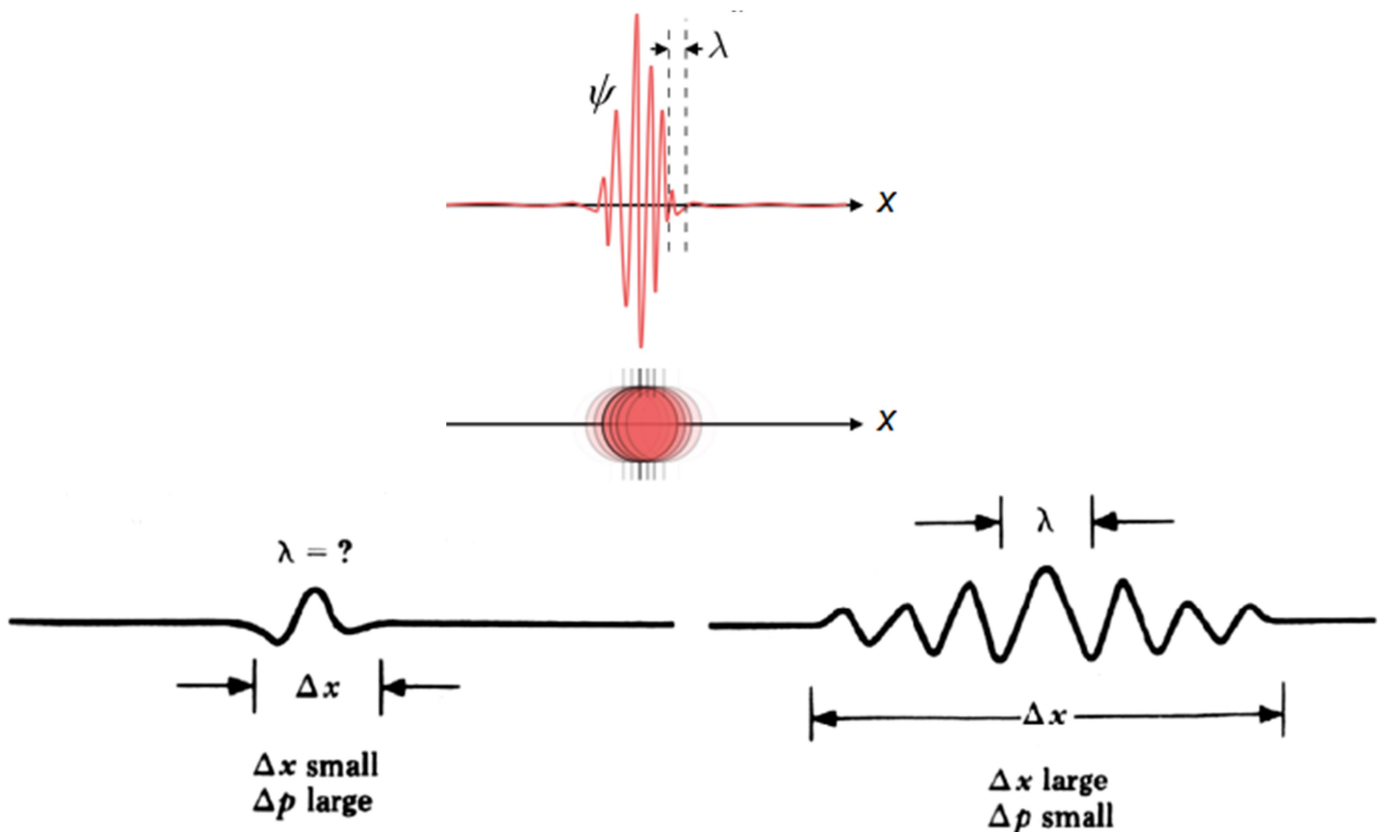
Solución. $\lambda=8,7 \cdot 10^{-10} \text{ m}$

El Principio de Incertidumbre/Indeterminación de Heisenberg



El hecho de que un objeto en movimiento pueda considerarse como un grupo de ondas de De Broglie en vez de como una entidad localizada, sugiere que debe existir un límite para la precisión con la que podemos medir sus propiedades corpusculares.

Situada la partícula dentro de un paquete de ondas, cuanto más estrecho sea el grupo de ondas, más fácilmente se puede determinar la posición de la partícula, pero más difícilmente se puede calcular su longitud de onda. Por el contrario, si el grupo de ondas es ancho, se puede determinar fácilmente la longitud de onda, pero no es fácil determinar la posición de la partícula.

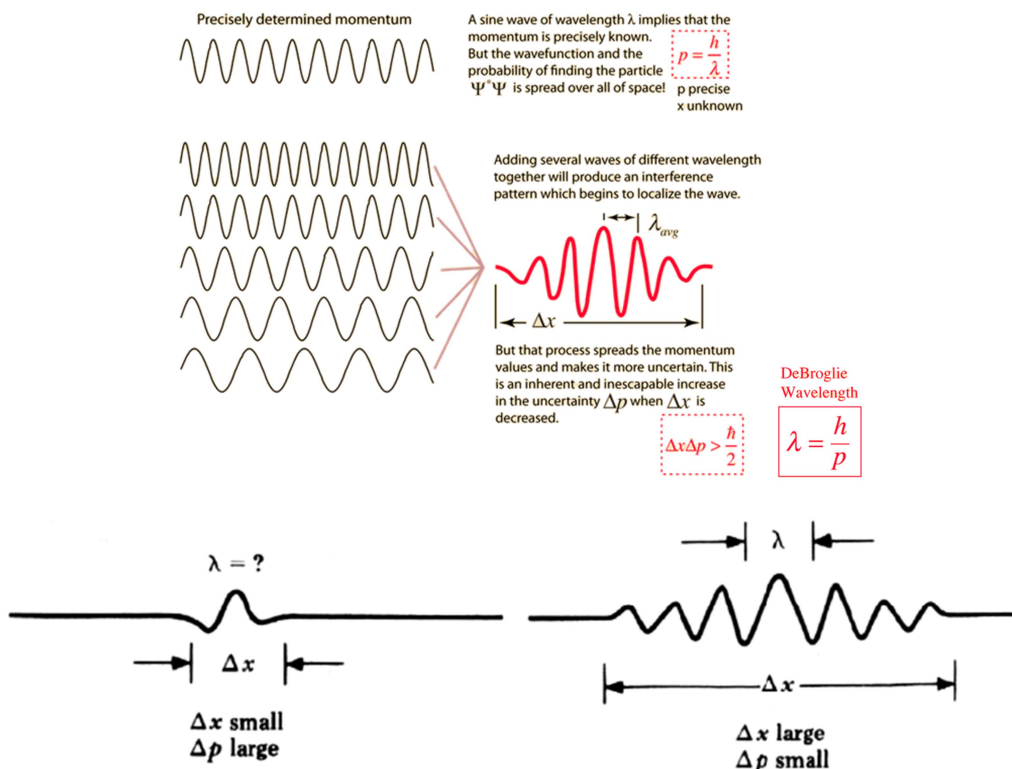


En 1.927, Werner HEISENBERG enunció el **Principio de Incertidumbre** o **Principio de Indeterminación**: El hecho de que cada partícula lleve asociada una onda impone restricciones en la capacidad para determinar al mismo tiempo su posición y su velocidad, es decir, existe un límite en la precisión con la que podemos determinar al mismo tiempo la posición y el momento lineal de la partícula.

Si Δx y Δp son, respectivamente, las incertidumbres en la posición y en la cantidad de movimiento o momento lineal, para una partícula que se mueve a lo largo del eje X, se cumple que:

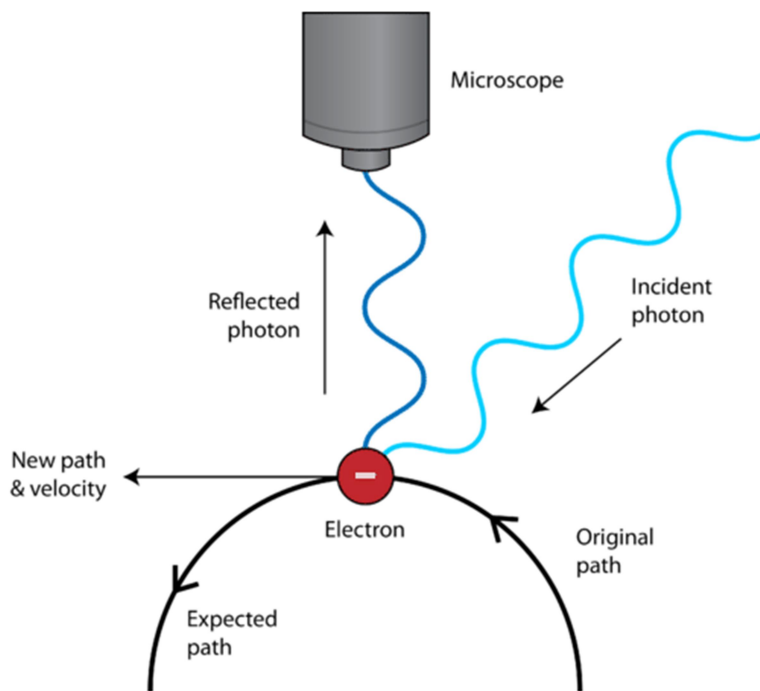
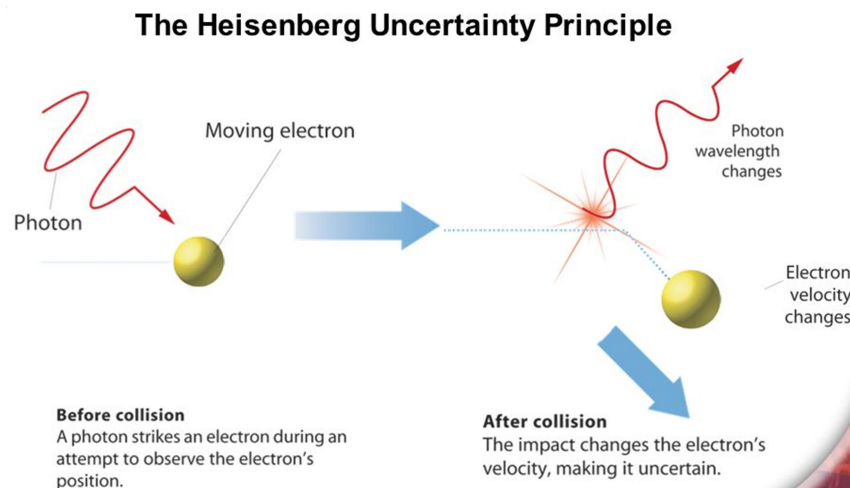
$$\Delta x \Delta p \geq \frac{\hbar}{2}$$

Donde $\hbar = \frac{h}{2\pi}$, siendo h la constante de Planck.



La anchura de un grupo de ondas, Δx , es una medida de la incertidumbre en la posición de la partícula. Cuanto más estrecho sea el grupo de ondas, más fácilmente se puede determinar la posición, pero mayor es la incertidumbre en la medida de la longitud de onda y, por tanto, en la cantidad de movimiento, Δp .

El Principio de Incertidumbre de Heisenberg es algo más que una apreciación teórica, se trata de una realidad física.

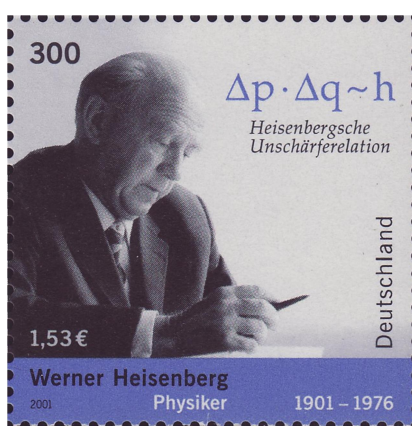


Heisenberg Uncertainty Principle: The observation of an electron with a microscope requires reflection of a photon off of the electron. This reflected photon causes a change in the path of the electron.

Existen otras propiedades como la energía de la partícula y el tiempo de paso de la partícula por un punto, que son también imposibles de determinar simultáneamente:

$$\Delta E \cdot \Delta t \geq \frac{\hbar}{2}$$

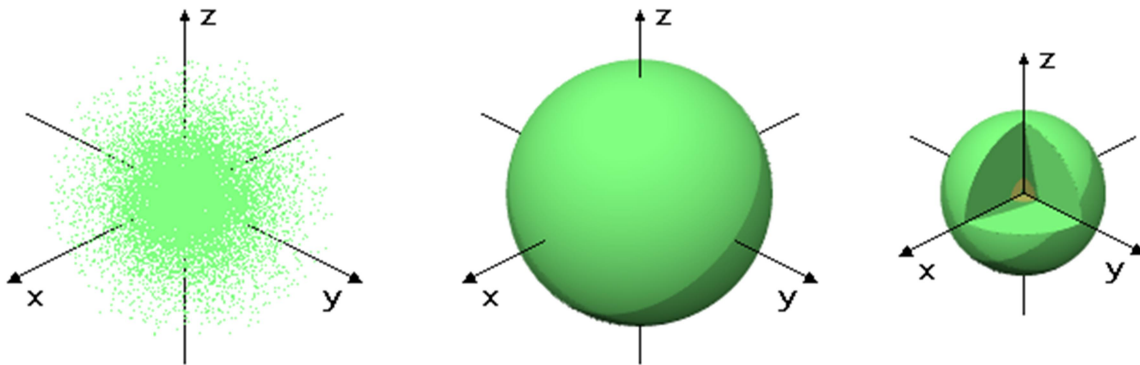
El Principio de Incertidumbre de Heisenberg es inherente al proceso de medida y nada tiene que ver con la calidad y la precisión de los instrumentos de medida.

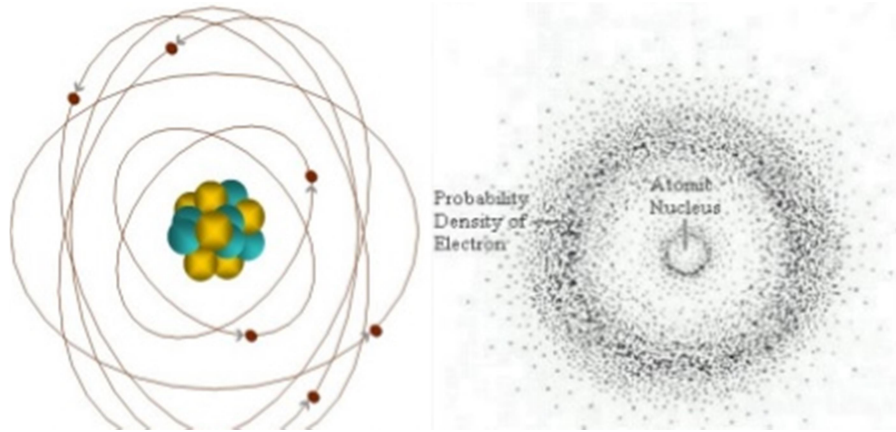


Consecuencias del Principio de Indeterminación

Según el principio de incertidumbre, no es posible conocer en un momento dado con una precisión cualquiera la posición y la cantidad de movimiento de una partícula, y esto conduce a que el concepto de *trayectoria*, y por tanto de órbita, no tenga sentido para partículas de dimensiones atómicas. Por ello se optó por hacer consideraciones sobre el comportamiento probable de la partícula, lo que obligó a los físicos a describir el movimiento del electrón de forma diferente a como lo hace la física clásica en el modelo atómico de Bohr-Sommerfeld.

Partiendo de las ideas de De Broglie, el físico Erwin Schrödinger (1887–1961) propuso una ecuación que describe el comportamiento y la energía del electrón y, en general, de una partícula subatómica. Esta ecuación se conoce como **ecuación de ondas de Schrödinger**. La resolución de la ecuación de ondas es bastante compleja, y únicamente se ha resuelto de forma exacta para el átomo de hidrógeno. Esta ecuación considera al electrón como una onda. La interpretación física de la solución de la misma permite conocer la probabilidad de encontrar el electrón en un determinado punto. Esto quiere decir que de la resolución de la ecuación de Schrödinger no se puede deducir dónde está el electrón en cualquier momento, sino la probabilidad de que se encuentre en un punto u otro. El valor de esta probabilidad siempre está comprendido entre un 0% y un 100 %, de forma que el electrón del átomo de hidrógeno puede encontrarse en cualquier punto existente desde el núcleo hasta una distancia radial infinita.

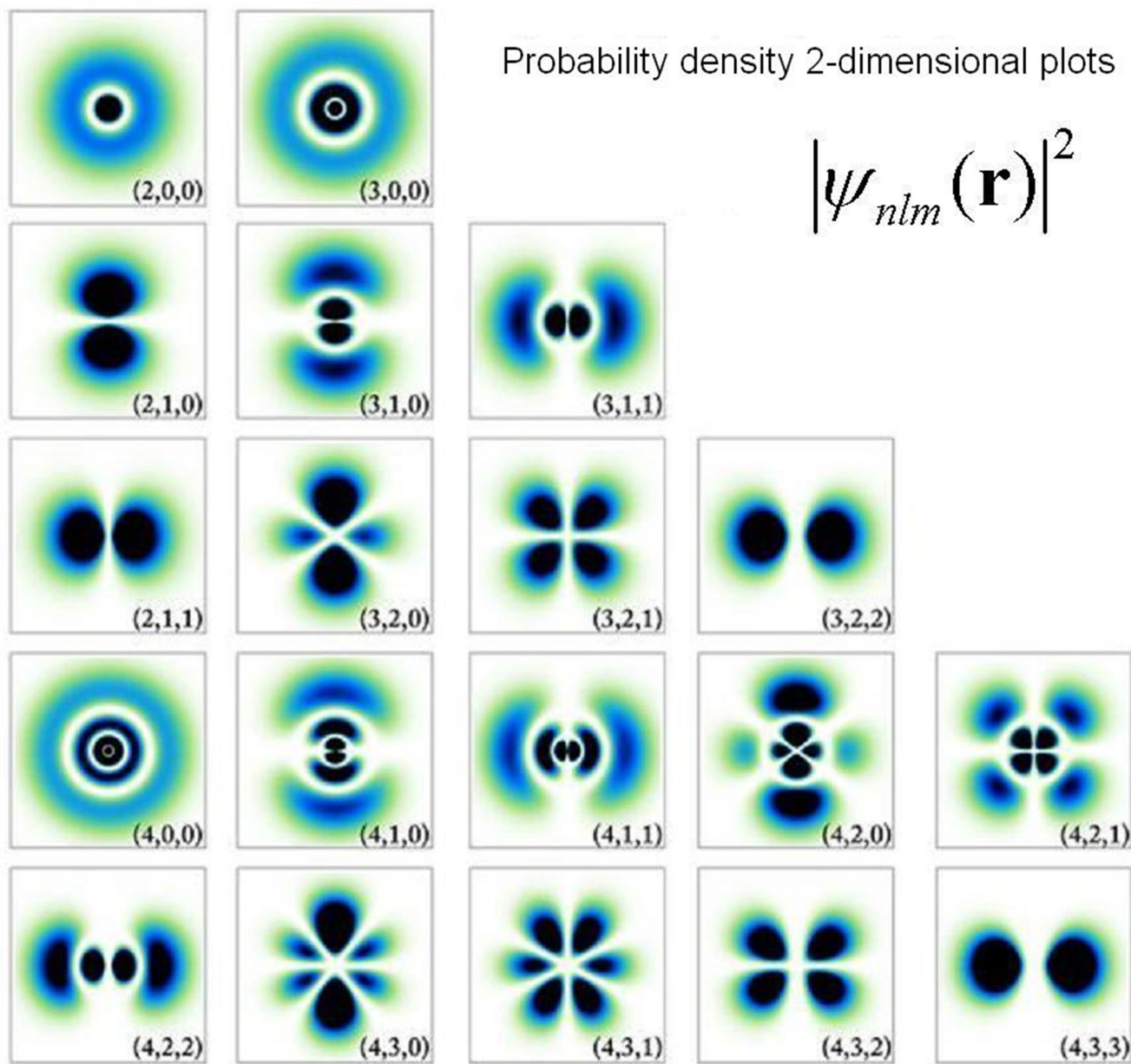
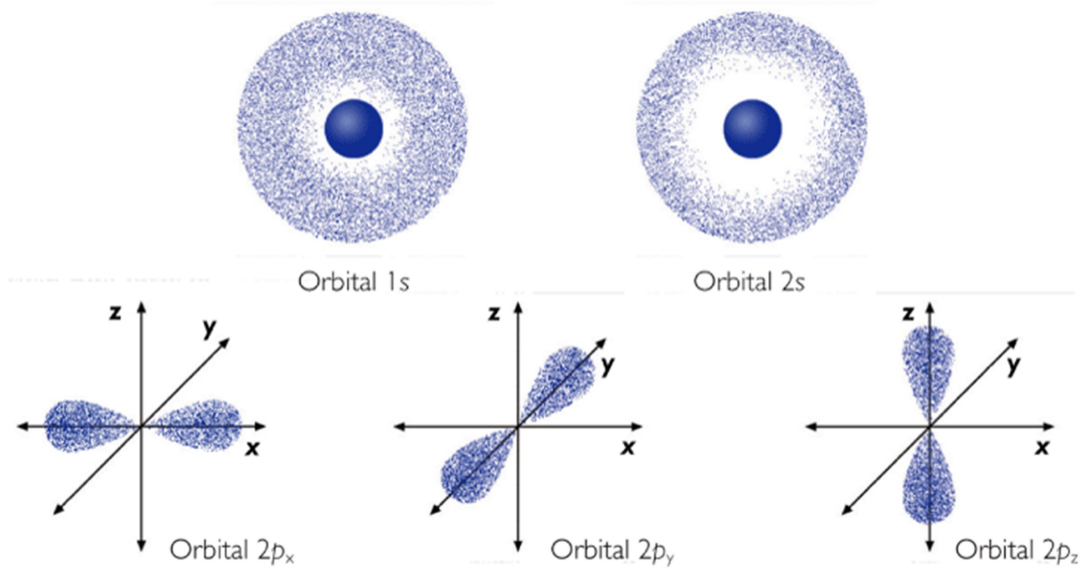




Una forma de interpretar gráficamente este modelo consiste en definir una región del espacio en la que haya una gran probabilidad de encontrar el electrón, del orden del 90-99 %; esta región recibe el nombre de *orbital atómico*.

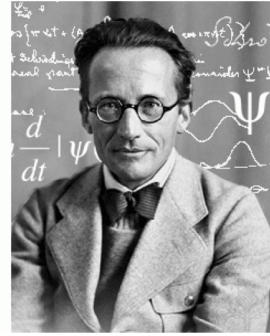
Si en un experimento hipotético se va determinando la posición del electrón a intervalos muy pequeños de tiempo y se realizan un gran número de determinaciones, al representar estas posiciones en un gráfico en tres dimensiones se obtiene una nube de puntos. Si se define la densidad como el número de puntos por unidad de volumen y se observa que no es uniforme en toda la nube de puntos. Las regiones de alta densidad son aquellas en las que la probabilidad de encontrar el electrón es elevada, mientras que en las regiones de baja densidad es menos probable encontrar el electrón. En el caso del electrón del primer nivel, la zona de mayor probabilidad se encuentra cerca del núcleo, pero la probabilidad de encontrar el electrón a una cierta distancia del núcleo no es cero. Esta nube de puntos también se denomina *nube de carga*.

Se acostumbra a representar los orbitales atómicos mediante superficies límites. Estas superficies delimitan un volumen dentro del cual hay una gran probabilidad de encontrar el electrón, del orden del 90-99 %.



La Ecuación de Onda de Schrödinger

$$\frac{\hbar^2}{2m} \nabla^2 \psi + U\psi = -i\hbar \frac{\partial \psi}{\partial t}$$



El cambio radical que sufrió la teoría cuántica a partir de 1925 se debe, principalmente, a las aportaciones de Heisenberg y Schrödinger, que dieron lugar a lo que actualmente se conoce como **Mecánica Cuántica**.

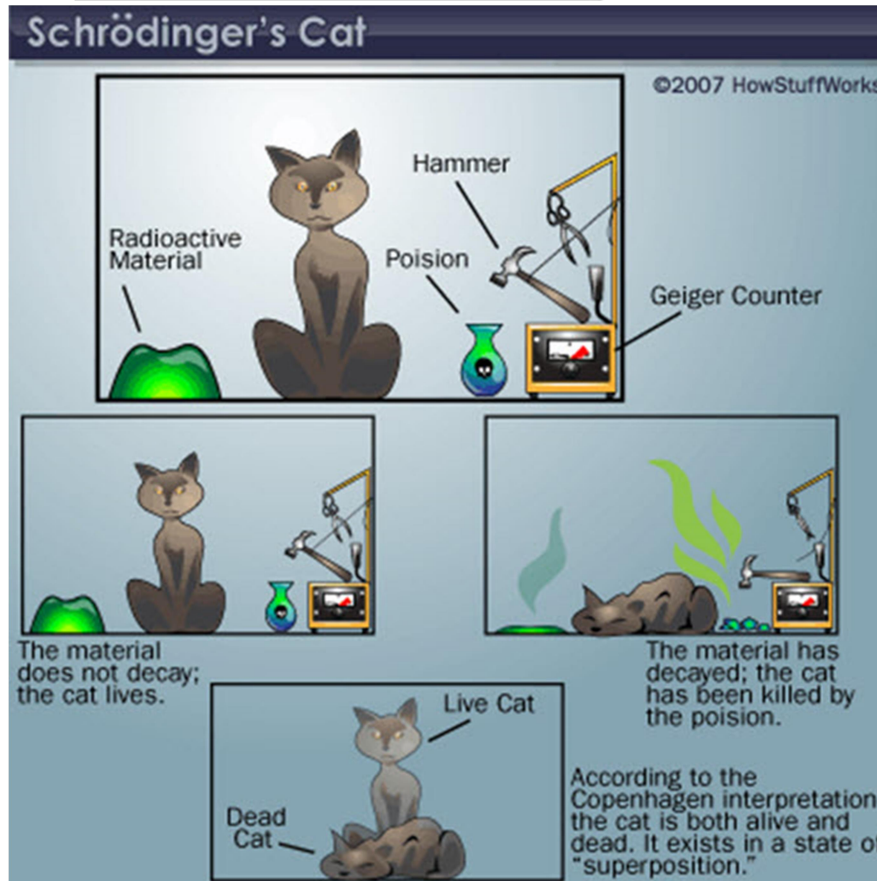
Heisenberg sugirió, en 1925, que todos los modelos atómicos mecánicos, del tipo del Modelo Atómico de Bohr, debían abandonarse, pues no eran válidos para mostrar la realidad del mundo cuántico de las partículas subatómicas.

Heisenberg acepta el **Principio de Correspondencia de Bohr**, que afirma que todos los problemas de la Mecánica Cuántica deben conducir en el límite a los mismos resultados que la Mecánica Clásica.

El desechar modelos mecánicos implica eliminar conceptos como el de órbita del electrón, pues hablar de trayectoria del electrón alrededor del núcleo supone conocer en cualquier instante la posición y la velocidad del mismo.

En 1926, Erwin SCHRÖDINGER desarrolla su Mecánica Cuántica Ondulatoria y, para ello, parte de un nuevo matiz de la Hipótesis de De Broglie. Según Schrödinger, **las partículas dejan de tener una onda asociada, para convertirse tanto las propiedades corpusculares como las ondulatorias en aspectos distintos de una misma realidad física**, para la que no caben interpretaciones clásicas.

SCHRÖDINGER'S CAT IS ALIVE

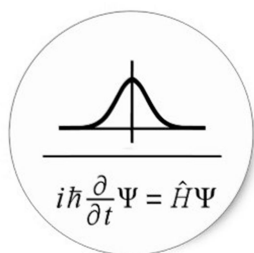


$$\frac{1}{\sqrt{2}} |\text{Live Cat}\rangle + \frac{1}{\sqrt{2}} |\text{Dead Cat}\rangle$$

Schrödinger define la **función de onda**, ψ , como una función matemática que sirve para caracterizar a un sistema dado en función de variables que lo definen, es decir, la función de onda contiene toda la información posible sobre el sistema que se quiere describir.

$$\frac{\hbar^2}{2m} \nabla^2 \psi + U\psi = -i\hbar \frac{\partial \psi}{\partial t}$$

Schrödinger obtiene la **ecuación de onda**, que es la ecuación fundamental de la Mecánica Cuántica Ondulatoria.



La ecuación de onda puede escribirse de forma simbólica así:

$$\hat{H}\psi = E\psi$$

Para que ofrezca resultados reales, la ecuación de onda debe estar condicionada con unos parámetros restrictivos, llamados condiciones de contorno, con la finalidad de que los resultados obtenidos de su resolución tengan sentido físico. Estos parámetros reciben el nombre de números cuánticos y tienen los mismos valores que los establecidos en el Modelo Atómico de Bohr.

	Valores que puede tomar	Significado físico
n Número cuántico principal	1, 2, 3, ...	Nivel energético
l Número cuántico secundario	Desde 0 hasta (n-1)	Tipo de orbital
m Número cuántico magnético	Desde - l hasta + l	Orientación espacial del orbital
s Spin	+1/2 -1/2	