

## DIÁLOGOS SOBRE FÍSICA CUÁNTICA. III. EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

**Autor: José Antonio Montiel Tosso**  
**Profesor de Enseñanza Secundaria**

Alumno: Nos quedó pendiente un tema señalado como fundamental en el desarrollo de la física moderna. ¿Qué le parece si hablamos de ello?.

Profesor: Estupendo. No cabe duda de que se trata del **Principio de Incertidumbre** de Heisenberg, cuyas consecuencias son importantísimas, tanto para el edificio matemático de la teoría atómica moderna como desde el punto de vista conceptual.

### ENUNCIADO DEL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

Alumno: ¿Cuándo se estableció y por qué?.

Profesor: Es una consecuencia directa del carácter dual de la materia. Fue enunciado en 1927 por el alemán Werner Heisenberg y se le conoce también como *principio de indeterminación*.

Alumno: Me parece que los años veinte fueron claves en el mundo cuántico. Todos los avances teóricos se produjeron en esa década.

Profesor: Resulta gracioso que en el mundo contemporáneo hagamos referencia a ese tiempo como “*los locos años veinte*”. En lo que a la mecánica cuántica concierne deberíamos llamarlos “*los prodigiosos años veinte*”. Fue una época muy creativa en el mundo de la física teórica.

Alumno: Seguro. Pero, volviendo al Principio de Heisenberg, ¿Por qué es tan importante?.

Profesor: De acuerdo con los postulados de la mecánica clásica si conocemos la velocidad y la posición iniciales de una partícula podemos predecir con exactitud su nueva posición y velocidad al cabo de un cierto tiempo, una vez establecidas las fuerzas que actúan sobre ella, por una sencilla aplicación de las leyes de la dinámica de Newton. Por el contrario, esto no es posible en el mundo subatómico, como lo prueban las experiencias con electrones, ya que su naturaleza ondulatoria hace imposible la determinación exacta y simultánea de la posición y la velocidad. Esto tiene unas consecuencias muy profundas en la física moderna.

Alumno: ¿Me puede recordar su enunciado?.

Profesor: El Principio de Incertidumbre se enuncia de este modo

“Es imposible conocer con exactitud y simultáneamente la *posición* y la *cantidad de movimiento* de una partícula, de modo que el producto de los errores cometidos en la determinación de cada una de dichas magnitudes cumplen la relación:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Siendo  $\Delta x$  la incertidumbre en la medida de las coordenadas de la partícula,  $\Delta p$  la incertidumbre en la medida de su cantidad de movimiento y  $h$  la constante de Planck". Eso implica que al pretender un alto grado de exactitud en el conocimiento de la posición de un electrón, por ejemplo, obtengamos una mala medida de su velocidad.

Alumno: Empiezo a darme cuenta de la envergadura de este asunto. Casi podríamos considerar a este Principio como una limitación experimental que viene marcada por la naturaleza dual de la materia. ¿Obedece a algún planteamiento su expresión matemática?

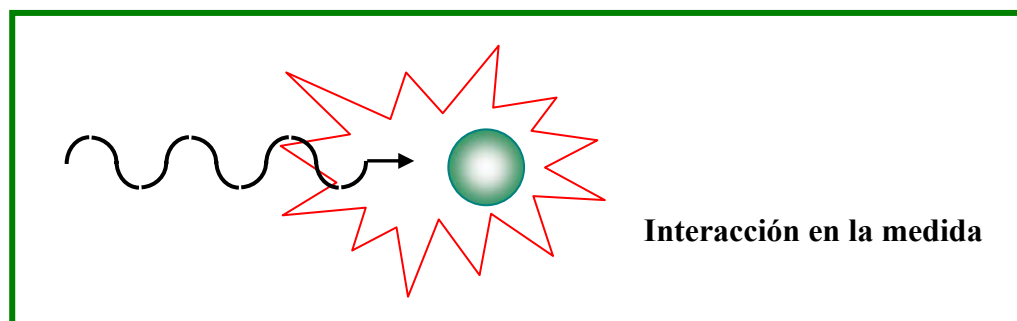
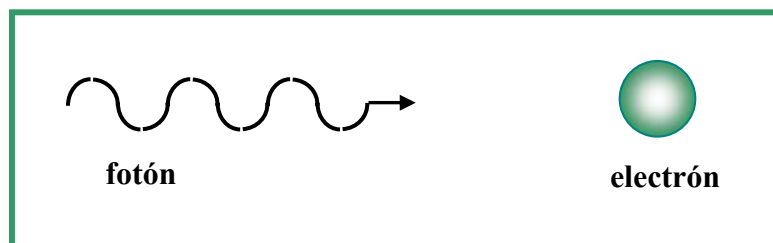
Profesor: Lógicamente, Heisenberg llevó a cabo una compleja argumentación matemática para justificar su Principio, no obstante podemos hacernos una idea de su enorme validez imaginando un caso simplificado: la medida de la posición y velocidad de un electrón en un átomo. Así, para observarlo será necesario iluminar este electrón con un fotón de una cierta energía y cantidad de movimiento. Podemos tomar como indeterminación en la posición del electrón el valor de su longitud de onda asociada, pues ahora consideramos su naturaleza ondulatoria, que viene dada por la ecuación de De Broglie:

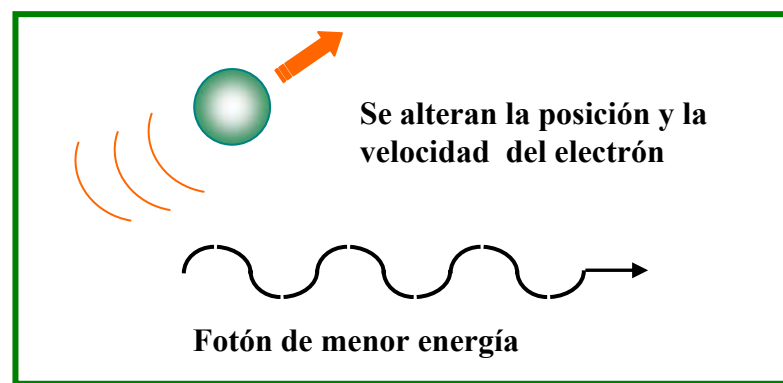
$$\lambda = \frac{h}{m v} = \frac{h}{p} \quad (\text{h es la constante de Planck y p la cantidad de movimiento}).$$

Por otro lado, el fotón al chocar cederá parte de su energía al electrón modificando así la cantidad de movimiento  $p$  de este último. Suponiendo que la incertidumbre en dicha cantidad de movimiento sea su propio valor  $p$ , tendremos al multiplicar ambos valores:

$$\Delta x \cdot \Delta p = \lambda \cdot p = \frac{h}{p} \cdot p = h$$

Esto quiere decir que el producto  $\Delta p \cdot \Delta x$  es del orden de magnitud de la constante de Planck, como afirma el principio de incertidumbre.





Podemos comprobar su importancia mediante un sencillo cálculo. Supongamos que es posible expresar la posición del electrón con un error de  $10^{-12}$  m (una centésima de Angstrom). Sustituyendo en la relación de incertidumbre, obtenemos un valor aproximado:

$$\Delta p \approx 5,27 \cdot 10^{-23} \text{ kg}\cdot\text{m} / \text{s}$$

Este valor en la indeterminación de la cantidad de movimiento será despreciable en *sistemas macroscópicos* pero no en el mundo subatómico, donde con los electrones, por ejemplo, intervienen masas del orden de  $10^{-30}$  kg.

Alumno: Ya veo. Los fotones que “chocan” contra un balón y nos permiten verlo tienen muy poca energía en comparación con la energía cinética del balón, de modo que la determinación de su posición no impide conocer bien su velocidad.

Profesor: Eso es. El Principio no pierde su validez en el mundo de los objetos “visibles”, lo que sucede es que su rango de aplicación se halla muy por debajo del umbral de detección y del límite de error de cualquier instrumento de medida. En otras palabras, ni a ti ni a mí nos afecta.

Alumno: Pero sí a nuestros átomos.

Profesor: Si lo planteas así...

### CONSECUENCIAS DEL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

Alumno: Es sólo un punto de vista humorístico. Volviendo a la cuestión que nos ocupa, ¿cuáles son las consecuencias que tiene este Principio en la escala atómica?

Profesor: Son muy claras. En primer lugar, los conceptos de posición y velocidad de un electrón tienen que ser reemplazados por los de **probabilidad** de que el electrón tenga una *velocidad* y una *posición* dadas. Es decir, la introducción de la idea de probabilidad, fundamental en la mecánica cuántica, es una consecuencia directa del principio de incertidumbre. En el desarrollo casi inmediato de la nueva mecánica se describe el estado del electrón mediante unas **funciones de onda** cuyos *cuadrados* se corresponden con la probabilidad de hallar al electrón en cada punto del espacio, de manera que es factible realizar unas representaciones gráficas que recojan las diferentes zonas en torno al núcleo donde se mueve el electrón la mayor parte del tiempo. En eso consisten los orbitales.

Alumno: Eso quiere decir que está superado el modelo de Böhr desde el momento en que no podemos circunscribir a órbitas el movimiento del electrón. Ahora se le puede “encontrar” en cualquier punto del espacio. ¿No es cierto?.

Profesor: Evidentemente. La *mecánica newtoniana* y sus ecuaciones que describen la *trayectoria* de un móvil ya no sirven. Es necesario formular un nuevo tratamiento matemático que tenga en cuenta los principios básicos de la mecánica cuántica y que los incluya en su desarrollo.

Alumno: Supongo que ya estará hecho.

Profesor: Claro. Ya te he hablado del profundo cambio conceptual que sacudió a la comunidad científica en el primer cuarto del siglo XX. En el mismo año 1927, Werner Heisenberg y Erwin Schrödinger llevaron a cabo un estudio paralelo del movimiento del electrón en torno al núcleo bajo las nuevas premisas con formulaciones muy distintas en la forma pero idénticas en el fondo. Ambas describían perfectamente la estructura atómica y explicaban por completo los espectros, no sólo el caso del hidrógeno, sino de cualquier átomo polieletrónico.

Alumno: Habla usted de dos tratamientos matemáticos.

Profesor: En efecto. Son la mecánica de matrices de Heisenberg y la mecánica ondulatoria de Schrödinger. Tienen una forma muy distinta aunque un resultado idéntico.

Heisenberg representa la situación del electrón mediante un conjunto de números que describen los estados inicial y final de una transición. Otro conjunto de números similar representa las velocidades en el estado inicial y en el final. En el desarrollo matemático se asimila el comportamiento del electrón en el átomo al de un oscilador armónico y al calcular los valores posibles de la energía se deben aplicar las reglas del producto de matrices.

Alumno: ¿Por qué cree que Heisenberg compara al electrón con un oscilador armónico?.

Profesor: En su comportamiento dual al electrón se le imagina una onda asociada del tipo estacionaria, es decir, sin pérdidas globales de energía y donde los vientres (crestas) y nodos (puntos de elongación nula) ocupan posiciones permanentes. Y recuerda que las ondas estacionarias son un caso especial de interferencia entre una onda armónica y su onda reflejada.

Alumno: De acuerdo. Y un oscilador armónico es el foco que produce una onda armónica, es decir, el movimiento de dicho foco es armónico simple.

Profesor: Muy bien. No obstante, el desarrollo matemático de la *mecánica matricial* es demasiado abstracto y no atrajo a la comunidad científica a pesar de los excelentes resultados.

Alumno: Por eso se ha impuesto la *mecánica ondulatoria*.

Profesor: En efecto. Nos suministra una imagen que permite *visualizar* en cierta manera a los átomos. Ahora se describe la *posición* del electrón mediante la ecuación de una onda estacionaria, es decir, utilizando una función de onda, cuyo cuadrado en cada punto del espacio es proporcional a su *intensidad*, la cual tiene en este caso el significado de la densidad electrónica en dicho punto. El modelo de Schrödinger proporciona una visión mucho más intuitiva del átomo, puesto que los electrones se mueven en *orbitales*, es decir, regiones del espacio, alrededor del núcleo, en donde existe una mayor *probabilidad*

de encontrarlos. Y esta probabilidad se halla directamente relacionada con la densidad electrónica y a su vez con el cuadrado de la función de onda.

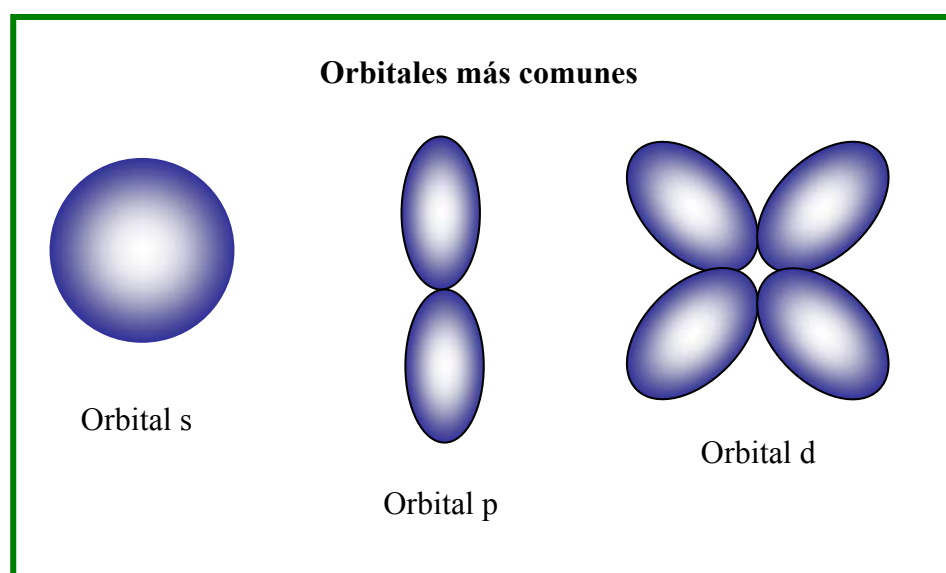
La forma, tamaño y orientación espacial, además de la energía de estos orbitales vienen determinadas por un conjunto de tres *números cuánticos*, que se completa con el número que señala el spin del electrón.

Alumno: ¿Qué se entiende por espín?

Profesor: El espín o spin en inglés es una propiedad característica de las partículas subatómicas, y no sólo del electrón, que se asocia con su momento angular intrínseco. Si suponemos por un instante que el electrón es como una peonza, al girar sobre su propio eje de rotación se pueden considerar únicamente dos sentidos, cada uno de los cuales viene expresado por un valor en el número cuántico de spin. En el electrón estos valores son  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ .

Alumno: Entonces, podemos decir que el **modelo de orbitales** es la explicación actual que aceptamos sobre la estructura atómica.

Profesor: Evidentemente, el modelo cuántico explica a la perfección todos los hechos observados, no sólo para el átomo de hidrógeno, sino para todos los átomos polielectrónicos, junto con sus *enlaces* en la formación de las moléculas y proporciona el punto de partida para el estudio del *núcleo*, uno de los principales retos de la física teórica actual.



Alumno: ¿Quiere decir que al modelo se aplica al movimiento y la energía de los electrones nada más?

Profesor: Claro, el núcleo se considera una carga puntual  $+Z$ , donde  $Z$  es el **número atómico** o número de *protones* del átomo y cuya masa es  $A$  unidades, siendo  $A$  el **número másico**, la suma de *protones* y *neutrones*. Los orbitales se dibujan suponiendo que el núcleo se halla en el origen de coordenadas.

Alumno: ¿Y es posible aplicar el modelo para interpretar los enlaces entre los átomos de una molécula?

Profesor: Lógicamente, si bien la complejidad matemática es mayor porque las funciones de onda de los orbitales moleculares han de calcularse mediante aproximaciones. Sin embargo, los diversos métodos arrojan unos resultados análogos y muy satisfactorios, que permiten obtener las densidades electrónicas en las zonas que rodean a los distintos núcleos componentes de la molécula y dibujar perfectamente los orbitales moleculares, que son los ocupados por los electrones compartidos en los enlaces. Ten en cuenta que el avance de la informática ha permitido hace ya tiempo alcanzar aproximaciones con elevadísimo grado de exactitud.

Alumno: Comprendo. Pero...el núcleo atómico es otra cosa, ¿no es cierto?

Profesor: Por supuesto. Ese es el verdadero objeto de estudio de la física actual, donde también juega un papel principal el Principio de Incertidumbre.

Alumno: Siendo así, ¿existen más consecuencias de dicho Principio?

Profesor: Pues sí. Heisenberg demostró, además, que la relación de incertidumbre puede extenderse a las **magnitudes conjugadas** que tengan las mismas unidades que la constante de Planck (julio·segundo), llamadas unidades de acción. Por ejemplo, a la energía y al tiempo. De este modo otro enunciado alternativo del Principio será: Es imposible conocer con exactitud la *energía* de una partícula en un *instante* dado, sino que el producto de las *indeterminaciones* en la medida de la energía y el tiempo cumplen la relación:

$$\Delta E \cdot \Delta t \geq \frac{h}{4\pi}$$

Alumno: No veo qué relación puede tener esa nueva formulación del Principio con el núcleo atómico.

Profesor: Este aspecto del Principio de Incertidumbre tiene una importancia esencial en la *física de altas energías* porque sirve de base para introducir el concepto de **partícula virtual**, propuesto por Yukawa en 1935, y así explicar la transmisión de las **fuerzas fundamentales** en el mundo subatómico.

Alumno: ¿Se refiere básicamente a las fuerzas entre las partículas elementales?

Profesor: Sí. Cuando dos partículas interactúan, por ejemplo, dos protones, en el interior del núcleo atómico, lo hacen a través de la “creación” de una partícula virtual que se transfiere de uno al otro en un tiempo menor que el  $\Delta t$  permitido por la relación de incertidumbre. En ella el factor  $\Delta E$  se corresponde con la *energía* (o *masa*) de la partícula virtual, y cuyo tiempo de “existencia” respectivo, al ser tan breve, inferior a  $\Delta t$ , hace imposible su detección. El intercambio constante de estas partículas virtuales puede justificar las elevadas **fuerzas nucleares** que mantienen unidos a los neutrones y los protones en las reducidas dimensiones del núcleo atómico venciendo las fuerzas de repulsión eléctricas entre estos últimos y permitiendo la estabilidad del átomo. Aunque...si quieres que hablemos sobre ello necesitamos más tiempo para exponer muchos nuevos conceptos que se han ido introduciendo en la segunda mitad del siglo XX, por lo que volveremos a ello más adelante.

Fecha	Descubrimiento o modelo	Autor
Siglo V a. C.	Teoría de los cuatro elementos	Empédocles de Sicilia
Siglo V a. C.	Filosofía atomista	Leucipo y Demócrito
Siglo IV a. C.	Teoría de los cinco elementos	Aristóteles
1785	Ley de la conservación de la masa	Antoine L. Lavoisier
1792	Ley de las proporciones recíprocas	Richter y Wenzel
1799	Ley de las proporciones definidas	Joseph Louis Proust
1803	Ley de las proporciones múltiples	John Dalton
1808	Ley de los volúmenes de combinación	J. L. Gay-Lussac
1808	Teoría atómica	John Dalton
1811	Hipótesis de Avogadro	Amadeo Avogadro
1876	Rayos catódicos	Eugen Goldstein
1886	Rayos canales	Eugen Goldstein
1895	Rayos X	Röntgen
1897	Descubrimiento del electrón	J. J. Thomson
1900	Teoría cuántica	Max Planck
1903	Modelo atómico de Thomson	J. J. Thomson
1905	Explicación del efecto fotoeléctrico	Albert Einstein
1909	Experiencia de Rutherford, el núcleo atómico	Rutherford y Geiger
1911	Medición de la carga y masa del electrón	R. Millikan
1911	Modelo atómico de Rutherford	Ernest Rutherford
1913	Modelo atómico de Böhr	Niels Böhr
1919	Caracterización del protón	Ernest Rutherford
1920	Se predice la existencia del neutrón	Ernest Rutherford
1923	Efecto Compton	Arthur Compton
1924	Dualidad onda-corpúsculo	Louis De Broglie
1925	Principio de Exclusión	Wolfgang Pauli
1927	Principio de incertidumbre	Werner Heisenberg
1927	Modelo de orbitales	Erwin Schrödinger
1932	Descubrimiento del neutrón	James Chadwick
<b>Referencias cronológicas más importantes en el desarrollo del modelo atómico</b>		