

# Physica

## Conceptos fundamentales de Física en 2º de Bachillerato

I.E.S. Aguilar y Cano

La física atómica

J.M.L.C.

### Espectros atómicos

Los gases que despiden luz dan espectros de rayas de emisión formados por rayas espectrales aisladas. Al contrario de lo que es un espectro continuo en el que se presentan todas las frecuencias de las radiaciones que tiene pasando de una a otra gradualmente, sin saltos, un espectro discontinuo sólo contiene determinadas frecuencias, que aparecen en forma de rayas entre las cuales hay zonas oscuras.

Balmer y Rydberg establecieron una fórmula para calcular las longitudes de onda correspondientes a las rayas del espectro visible del átomo de hidrógeno, esta es:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad n = 3, 4, 5, \dots \quad (1)$$

Esta fórmula señaló por primera vez el papel especial de los números enteros en las leyes espectrales y tuvo una enorme importancia en el desarrollo del conocimiento de la estructura de los átomos.

Además de las rayas del espectro visible, se descubrió que el hidrógeno tiene otras series de rayas espectrales, que se encuentran tanto en la zona del infrarrojo como en la del ultravioleta. Todas las frecuencias (o longitudes de onda) de todas las rayas espectrales se pueden expresar por medio de una fórmula:

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

Para cada valor de  $m$  se obtiene una serie de rayas dándole a  $n$  los sucesivos valores enteros.

Los números  $m$  y  $n$  de esta fórmula son *números cuánticos*, que determinan los niveles de energía del átomo de hidrógeno. Pero hasta que se consiguió resolver de un modo riguroso el problema de la energía del electrón en dicho átomo, dentro de la mecánica cuántica, la física recorrió un camino enorme, históricamente muy corto, lleno de notables descubrimientos.

### Postulados de Bohr

Bohr creó en 1913 la primera teoría no clásica del átomo. De base de esta teoría sirvió la idea de unir en un todo único los tres resultados obtenidos en la física hasta aquel entonces:

- las leyes empíricas del espectro de rayas del átomo de hidrógeno expresadas por la fórmula de Balmer-Rydberg;
- el modelo nuclear del átomo de Rutherford, que no admitía la interpretación clásica;
- el carácter cuántico de la radiación y absorción de la luz.

Para resolver este problema, Bohr, conservando el modo clásico de enfocar la descripción del comportamiento de los electrones en el átomo, ideó un modelo basado en *tres postulados*. El sentido físico de estos postulados no sólo no puede ser explicado en la física clásica, sino que, además, estaba en profunda contradicción con la descripción clásica del movimiento del electrón en el átomo.

**1º postulado:** En el átomo existen ciertos estados estacionarios en los que el átomo no radia ondas electromagnéticas.

**2º postulado:** En un estado estacionario, al moverse el electrón por una órbita circular, su *momento angular* debe tener valores discretos, es decir, *cuantizados*:

$$L = \mathbf{r} \times \mathbf{p} = m \cdot \mathbf{v} \cdot r = n \frac{h}{2\pi} \quad (3)$$

**3º postulado:** Cuando un átomo pasa de un estado estacionario a otro, emite o absorbe un cuanto de energía.

La radiación o absorción de las ondas electromagnéticas por el átomo hace que

su energía varíe de un modo proporcional a la frecuencia de estas ondas. Si  $\Delta E$  es la variación de la energía del átomo como resultado de la radiación o absorción de las ondas electromagnéticas, y  $E_n$  y  $E_m$ , las energías del átomo en los estado estacionarios  $n$  y  $m$ , la regla de las frecuencias se puede escribir:

$$\Delta E = E_n - E_m = h\nu \quad (4)$$

Comparando esta expresión con la (2) se obtiene un resultado muy importante. La energía  $E_n$  del átomo de hidrógeno en un determinado estado estacionario tiene la forma:

$$E_n = -\frac{Rch}{n^2}, \text{ donde } n = 1, 2, 3, \dots \quad (5)$$

De este modo los números enteros que figuran en la fórmula (2) determinan los valores discretos, *cuantizados*, de la energía del átomo de hidrógeno en los correspondientes estados. Los niveles de energía del átomo de hidrógeno son inversamente proporcionales a los cuadrados de los números enteros. El número entero  $n$  que determina el nivel de energía del átomo de hidrógeno se llama número cuántico principal. El estado correspondiente al valor de  $n = 1$  recibe el nombre de *estado fundamental* o normal (no excitado). Todos los estados con  $n > 1$  se dice que son *estados excitados*.

Los postulados de Bohr le permitieron a él mismo calcular teóricamente el espectro del hidrógeno.

### Dualidad onda-corpúsculo

A principios del siglo XX existía aún la disyuntiva entre la teoría ondulatoria de la luz y la corpuscular, ya que por una parte los fenómenos de interferencia, difracción, propagación y polarización se

#### Contenido

Espectros de rayas.....	1
Postulados de Bohr.....	1
Dualidad onda-corpúsculo.....	1
Mecánica ondulatoria.....	2
Principio de incertidumbre.....	2

explicaban mejor considerando la luz como una onda, mientras que los fenómenos en los que había una interacción radiación-materia (efecto fotoeléctrico, efecto Compton), la teoría corpuscular era la que estaba de acuerdo con los resultados experimentales.

En 1924, Louis de Broglie publicó una tesis doctoral que causó sensación en el mundo de la física y en la que hacía esencialmente los siguientes razonamientos:

- la naturaleza es en su conjunto sorprendentemente simétrica;
- el universo observable está compuesto totalmente de luz y materia;
- teniendo en cuenta la dualidad de la naturaleza de la luz y el comportamiento simétrico de la naturaleza, se puede pensar que también la materia puede tener esta dualidad onda-corpúsculo.

Las sugerencias de De Broglie no hubieran logrado llamar la atención si no hubiera predicho la longitud de onda que era de esperar tuviera la materia, pues supuso que las ondas asociadas a la materia debían obedecer a las mismas ecuaciones que las de la luz. Para ésta, según Einstein  $E = mc^2$ , y según Planck  $E = h\nu$ . Igualando y despejando la longitud de onda de la luz obtenemos:

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

donde  $\lambda$  es la longitud de onda y  $p$  la cantidad de movimiento del fotón. Como vemos, dicha ecuación contiene la *dualidad onda-corpúsculo*, pues el primer miembro ( $\lambda$ ) se refiere a la propiedad ondulatoria, mientras que el segundo ( $p$ ) a la propiedad corpuscular.

De Broglie señaló que la condición cuántica de Bohr para el momento angular era equivalente a la condición de onda estacionaria asociada a un electrón con una órbita de radio  $r$ . En efecto, una onda de electrones puede ajustar su longitud de onda de modo que quede un número entero de veces la longitud de onda, en una órbita dada:

$$\begin{aligned} 2\pi r &= n\lambda; \\ 2\pi r &= n\frac{h}{p}; \\ pr &= n\frac{h}{2\pi}; mvr = n\frac{h}{2\pi} \end{aligned}$$

que es la condición de cuantificación de Bohr para el momento angular (2º postulado).

Fue Elsasser quien en 1926 intuyó que la naturaleza ondulatoria de la materia podría probarse dirigiendo un haz de electrones a un sólido cristalino. Esta idea fue ensayada por Davisson y Germer en Estados Unidos y la longitud de onda asociada a los electrones coincidió con la relación de De Broglie,  $\lambda = \frac{h}{p}$ . Era la confirmación de la teoría de la dualidad onda-corpúsculo.

## Mecánica ondulatoria

Las ideas de De Broglie junto con los trabajos de Heisenberg, Schrödinger, Dirac, etc., dieron lugar a la *Mecánica Ondulatoria*, que mediante el concepto de propagación de ondas reunía de forma coherente la mecánica clásica, con problemas de puntos y trayectorias, con las hipótesis propuestas por Bohr, Sommerfeld, etc., para describir la constitución del átomo.

Una magnitud importante en la mecánica ondulatoria es la *función de onda*, pues al describir una partícula material mediante una onda, la amplitud de dicha onda ha de ser función del tiempo y de la posición. La función de onda que se representa por  $\psi(x,t)$ , es un concepto totalmente diferente al de la mecánica clásica, donde la amplitud es una magnitud en el total sentido de la palabra, es decir, que se puede medir. Ahora, sin embargo, la amplitud de la onda asociada no puede medirse, pues no representa ninguna magnitud física.

Max Born fue el primero que sugirió el sentido físico de  $\psi^2(x,t)$  para un punto dado, afirmando que era la *probabilidad* de que una partícula material estuviera localizada en dicho punto en cierto instante o, en otras palabras,  $\psi^2(x,t) dV$  es la probabilidad de que una partícula se encuentre en el volumen  $dV$  en cierto instante.

Al valor  $\psi^2(x,t)$  se le denomina *densidad de probabilidad*, ya que si es muy alto existe gran probabilidad de encontrar la partícula en cierto instante, en  $dV$ , pero si es pequeño ocurre todo lo contrario.

Por tanto, la mecánica ondulatoria abandona el concepto clásico de posición y trayectoria de las partículas para introducir el de la probabilidad de encontrar dichas partículas.

## Principio de incertidumbre

En 1927, Werner Heisenberg enunció el *principio de incertidumbre* o indeterminación, según el cual *no puede determinarse simultáneamente y con precisión la posición y la cantidad de movimiento de una partícula*. Este principio es difícil de entender desde el punto de vista de la mecánica macroscópica, pero no desde la ondulatoria.

En efecto, si se pudiera observar un electrón mediante un gran microscopio se debería iluminar mediante luz, es decir, mediante fotones; pero el choque producido entre el fotón y el electrón, provocaría en éste una variación de su cantidad de movimiento y no se podría medir su posición exacta.

Además, tampoco se podría medir con precisión la variación de cantidad de movimiento, pues si se quisieran observar los fotones reflejados en un electrón, la abertura del sistema detector (ojo humano, placa fotográfica, etc.) debería ser tan pequeña como para poder precisar la trayectoria, pero en este caso aparecerían los problemas de difracción que harían imposible una medición precisa.

Todos estos problemas no son debidos a la imperfección de los sistemas de medida, sino que están ligados intrínsecamente a la constitución de la materia.

El principio de incertidumbre de Heisenberg afirma matemáticamente:

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

es decir, que la incertidumbre medida en la cantidad de movimiento multiplicada por la incertidumbre medida en la posición (en este caso sobre el eje X) es mayor o a la suma igual a una constante; por tanto, cuanto más preciso queramos que sea el valor de una de esas magnitudes,  $p$  o  $x$ , mayor imprecisión cometeremos en la medida de la otra.