

# Números cuánticos

Los números cuánticos son una serie de valores que nos indican características de los electrones de un átomo, tales como el nivel de energía en el que se encuentra o su orientación magnética. Según el modelo atómico que se acepta en la actualidad, todos los electrones tienen cuatro números cuánticos:

$n$  – número cuántico principal  
 $l$  – número cuántico secundario  
 $m$  – número cuántico magnético  
 $s$  – número cuántico de spin

**ATENCIÓN:** Dentro de un mismo átomo **no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales**. Esto tiene que quedarte bien claro. Un conjunto de cuatro números cuánticos nos sirve para definir completamente un electrón en concreto del átomo (como si se tratase del número de su carnet de identidad).

Otra aclaración: para poder entender bien los números cuánticos convendría que tuvieses claro el tema de las configuraciones electrónicas. Si no es así, te recomendamos que lo repases primero.

Vamos con la explicación de cada uno de los números cuánticos.

### Número $n$

El número  $n$  define el nivel de energía donde se encuentra el electrón. Un electrón que se encuentre en la primera capa de energía (la  $1s$ ) tendría  $n = 1$ . El número cuántico  $n$  puede variar entre 1 y 7 (actualmente no se conocen átomos que tengan más de 7 niveles de energía).

### Número $l$

Los niveles de energía tenían a su vez subniveles, con orbitales de distintos tipos:  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$ , etc. Para indicar en qué subnivel se encuentra un electrón determinado, recurrimos al número  $l$ . Éste puede variar desde 0 hasta  $n-1$ . Es decir, si el electrón se encuentra en el nivel 3 ( $n = 3$ ),  $l$  puede valer desde 0 hasta 2 (3 tipos de orbitales distintos). El valor de  $l$  se corresponde con los tipos de orbitales del siguiente modo:

$l = 0 \rightarrow$  orbital  $s$   
 $l = 1 \rightarrow$  orbital  $p$   
 $l = 2 \rightarrow$  orbital  $d$   
 $l = 3 \rightarrow$  orbital  $f$

# Cajón de Ciencias

## Número $m$

El número  $m$  indica la orientación magnética del electrón dentro del orbital, y puede valer desde  $-l$  hasta  $+l$ . Sé que esto suena un poco abstracto, pero recuerda algunos detalles:

- Los orbitales  $s$  se representaban como una cajita en la que cabían dos electrones. Una cajita. Si un orbital  $s$  tiene  $l = 0$ , sólo hay un valor posible para  $m$ . Repetimos: una sola cajita, un solo valor de  $m$ .

- Los orbitales  $p$  se representaban como tres cajitas juntas. Si un orbital  $p$  tiene  $l=1$ , sus valores para  $m$  son  $-1, 0$  y  $1$ . Tres cajitas, tres valores de  $m$ .

- Los orbitales  $d$  tienen  $l = 2$ , y por lo tanto, un electrón en ellos puede tener  $m = -2, -1, 0, 1$  o  $2$ . Adivina con cuántas cajitas se representan los orbitales  $d$ . Exactamente: cinco.

¿Captas la idea? Las cajitas que usabas hasta ahora representan algo llamado “orientación magnética dentro del orbital” (¡no las llares “cajitas” en un examen!). Los valores de  $m$  simbolizan en cuáles de esas orientaciones se encuentra el electrón.

## Número $s$

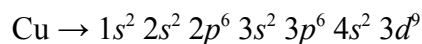
Finalmente, recordarás que dentro de cada cajita (perdón, “orientaciones magnéticas”) cabían dos electrones, que se simbolizaban uno con una flechita hacia arriba y otro hacia abajo. Este último nivel de identificación del electrón se hace con el número  $s$ , que puede valer  $+1/2$  o  $-1/2$ . Da igual a qué nivel u orbital pertenezcan, sólo hay dos posibilidades para  $s$ :  $+1/2$  (flecha hacia arriba) y  $-1/2$  (flecha hacia abajo).

Para los curiosos: los electrones parece ser (por lo que hasta ahora sabemos) que tienen su propio movimiento de rotación (¡sí, como los planetas!), generando a su alrededor un pequeño campo magnético. Eso es lo que se denomina *spin* (o espín, en castellano), y es lo que simboliza el número  $s$  y las flechas hacia arriba o hacia abajo: dentro de un orbital y orientación magnética, un electrón gira en un sentido, y su compañero en el sentido contrario.

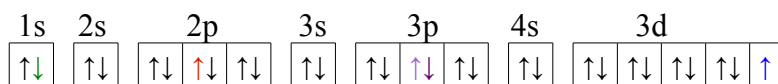
# Cajón de Ciencias

## A practicar

Como las cosas se ven mejor con ejemplos y el movimiento se demuestra andando, vamos a ejercitar estos conocimientos. Fíjate en la configuración electrónica del átomo de cobre:



Lo representamos con el diagrama de cajas:



Vamos a asignar ahora sus números cuánticos a los electrones coloreados (intenta hacerlo tú primero, sin mirar).

Electrón verde: está en el nivel 1 ( $n = 1$ ), es un orbital  $s$  ( $l = 0$ ), con una única orientación magnética ( $m = 0$ ) y spin hacia abajo ( $s = -1/2$ ).

Electrón rojo: está en el nivel 2 ( $n = 2$ ), es un orbital  $p$  ( $l = 1$ ), con la segunda orientación magnética posible ( $m = 0$ ) y spin hacia arriba ( $s = +1/2$ ).

Electrón morado claro: está en el nivel 3 ( $n = 3$ ), es un orbital  $p$  ( $l = 1$ ), con la segunda orientación magnética posible ( $m = 0$ ) y spin hacia arriba ( $s = +1/2$ ).

Electrón morado oscuro: exactamente igual al anterior en todo, salvo en el spin ( $s = -1/2$ ). Volvemos a recordar que en un átomo nunca puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

Electrón azul: está en el nivel 3 ( $n = 3$ ), es un orbital  $d$  ( $l = 2$ ), con la quinta orientación magnética posible ( $m = 2$ ) y spin hacia arriba ( $s = +1/2$ ).

Si no te indicaran la posición del electrón con el diagrama de cajas (por ejemplo, si te dijeran: “escribe los números cuánticos de un electrón que se halle en el nivel  $4p$ ”), los números  $m$  y  $s$  tendrían varias posibilidades correctas. Para el ejemplo que hemos mencionado,  $n$  vale 4 (eso está claro) y  $l$  vale 1 (porque es un orbital  $p$ ); a  $m$  le podrías dar cualquier valor entre -1 y 1, y a  $s$   $+1/2$  o  $-1/2$ . Lo que no podrías es decir que  $m = 3$ .