

# ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

## NÚMEROS CUÁNTICOS

### ESTUDIA / APRENDE

- La definición de **número cuántico**.
- Los números cuánticos que hay y el valor que puede tener cada uno de ellos.
- La deducción de **los valores que toman los números cuánticos de un determinado electrón**.
- El **Principio de Exclusión de Pauli**.

Hemos visto que los orbitales atómicos se caracterizan por su contenido energético peculiar, múltiplo del "cuanto" de energía.

La identificación de los distintos estados energéticos de los electrones se puede conseguir mediante los **NÚMEROS CUÁNTICOS**.

Los números cuánticos son cuatro. Los tres primeros aparecen como soluciones de la ecuación de ondas de Schrödinger; el cuarto, el de spin, como corrección a esas soluciones:

***n***: Número cuántico **principal**; indica la **capa o nivel energético en que se encuentra el electrón**; puede tomar los valores: 1, 2, 3 ... *n*.

***l***: Número cuántico **secundario o azimutal**; **precisa el subnivel o subcapa**. Puede tomar los valores: 0, 1, 2, ..., (*n*−1):

- 0, si el electrón pertenece a un orbital *s*;
- 1, si el electrón se encuentra en un orbital *p*;
- 2, si el electrón se halla en un orbital *d*;
- 3, si el electrón pertenece a un orbital *f*, etc.

Tipo de orbital	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
Valor del nº cuántico secundario <i>l</i>	0	1	2	3

***m<sub>l</sub>* o *m***: Número cuántico **magnético**; **concreta la orientación del orbital**. Toma los valores desde +*l*, a −*l*, incluido el 0.

Así para los orbitales *s*, en los que su número cuántico secundario (*l*) es 0, sólo puede haber un número cuántico magnético, el 0. (En cada nivel de energía sólo puede haber un orbital *s*, es decir, una sola orientación espacial).

Para los orbitales *p*, cuyo número cuántico secundario es 1, puede haber tres números cuánticos magnéticos, el +1, el 0 y el −1. Fíjate que en cada nivel puede haber tres orbitales *p*, o sea tres orientaciones espaciales posibles, tres números cuánticos magnéticos.

Para los orbitales *d*, cuyo número cuántico secundario es 2, puede haber cinco números cuánticos magnéticos, el +2, el +1, el 0, el −1 y el −2. Fíjate que en cada nivel puede haber cinco orbitales *d*, o sea cinco orientaciones espaciales posibles, cinco números cuánticos magnéticos.

Y por último para los orbitales *f*, cuyo número cuántico secundario es 3, puede haber siete números cuánticos magnéticos, el +3, +2, el +1, el 0, el −1, el −2 y el −3. Fíjate que en cada nivel puede haber siete orbitales *f*, o sea siete orientaciones espaciales posibles, siete números cuánticos magnéticos.

Tipo de orbital	Valor de $l$	Valores de $m_l$
s	0	0
p	1	-1, 0, +1
d	2	-2, -1, 0, +1, +2
f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

$m_s, o s$ : Número cuántico de *spin*; señala el sentido de rotación del electrón.

Sus valores son  $+1/2$  y  $-1/2$ , según coincida o no el sentido de rotación en torno a su eje con el de traslación alrededor del núcleo. Es independiente de los otros números cuánticos, a diferencia de ellos, que dependen del número cuántico principal.

Pauli enunció su **principio de exclusión**, según el cual:

**“En el mismo átomo no puede haber dos electrones con sus cuatro números cuánticos idénticos”.**

En resumen:

Número Cuántico	Nombre	Valores posibles
$n$	<i>Principal</i>	1, 2, 3, 4, ... $n$
$l$	<i>Secundario</i>	0, 1, 2, ... ( $n - 1$ )
$m_l$	<i>Magnético</i>	- $l$ , ... 0, ... $+l$
$m_s$	<i>Spin</i>	$-1/2, +1/2$



## ACTIVIDADES RESUELTAS:

Indica cuál o cuáles de las siguientes combinaciones de cuatro números cuánticos de un electrón cuya notación es  $4d^6$  son correctas:

- a)  $n = 3; l = 4; m_l = -1; m_s = +1/2$ ;      b)  $n = 4; l = 2; m_l = +2; m_s = -1/2$   
c)  $n = 4; l = 2; m_l = -2; m_s = -1/2$ ;      d)  $n = 4; l = 2; m_l = 0; m_s = -1/2$

A un electrón situado en un orbital  $4d$  le corresponde la siguiente combinación de números cuánticos:

- $n = 4$  (cuarto nivel de energía). Cualquiera de las cuatro combinaciones sería válida para  $n$ .
- $l = 2$  (subnivel de energía d). Quedaría descartada ya la combinación a).
- $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, podríamos elegir cualquiera de los valores ya que energéticamente tienen el mismo valor).
- $m_s = \pm 1/2$

De acuerdo con el principio de máxima multiplicidad de Hund en los orbitales de idéntica energía (**degenerados**), los electrones se encuentran desapareados, la distribución de los electrones en los orbitales  $4s$  y  $3d$  es:

4s	3d				
↑↓	↑↓	↑	↑	↑	↑

Teniendo en cuenta que los cinco orbitales  $3d$  son degenerados, es decir, tienen el mismo valor de la energía, es indiferente cuál sea el valor del número cuántico  $m_l$  que se les asigne. Además, el electrón  $d^6$  tiene espín negativo en las tres combinaciones que quedan, por tanto, las combinaciones de números cuánticos propuestas en b, c y d son correctas.

¿Cuál de las siguientes combinaciones de valores para los números cuánticos  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ,  $m_s$ , representa una combinación permitida?

a) 2 0 3  $-\frac{1}{2}$ ; b) 2 0 0  $+\frac{1}{2}$ ; c) 2 1  $-1$   $+\frac{1}{3}$ ; d) 4 2 3  $-\frac{1}{2}$ ; e) 5 6 1  $+\frac{1}{2}$

De acuerdo con los valores que pueden tomar los números cuánticos de un electrón:

- a) Prohibido: Si  $l = 0$ , el valor de  $m_l$  tiene que ser cero.
- b) Permitido: todos los números cuánticos tienen los valores adecuados.
- c) Prohibido: el valor  $m_s$  solo puede ser  $+\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ .
- d) Prohibido: Si  $l = 2$ , el valor de  $m_l$  solo puede ser  $-2, -1, 0, 1, 2$ .
- e) Prohibido. Si  $n = 5$ , el valor de  $l$  solo puede ser  $0, 1, 2, 3$  y  $4$

El último electrón de un mismo tipo de orbital tiene los siguientes valores de sus números cuánticos:  $n = 5$ ;  $l = 3$ ;  $m_l = 1$ ;  $m_s = -\frac{1}{2}$ . Halla la distribución electrónica en dicho tipo de orbital atendiendo a la regla de Hund.

Como  $n = 5$  y  $l = 3$  se trata del orbital 5f. Por ser un orbital f los posibles valores de  $m_l$  son:

$-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$ , de los cuales se sabe que el electrón está en  $m_l = 1$ :

$m_l$	-3	-2	-1	0	1	2	3
$m_s$	↑	↑	↑	↑	↑		

De acuerdo con la regla de Hund, existe un electrón en cada uno de los cinco primeros orbitales hasta alcanzar el valor de  $m_l = 1$ . Luego hay un total de 5 electrones en los orbitales 5f y la configuración del orbital en cuestión es  $5f^5$ .

Identifica los números cuánticos correspondientes al electrón más energético, electrón diferenciador, de un átomo de fósforo.

El fósforo tiene de número atómico 15, luego su configuración electrónica es:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . Por tanto para el electrón más energético:

	3s	3p <sub>x</sub>	3p <sub>y</sub>	3p <sub>z</sub>
$m_l$		-1	0	1
$m_s$	↑↓	↑	↑	↑

Por tanto para el electrón más energético podemos escribir:  $n = 3$ ;  $l = 1$ ;  $m_l = 1$ ;  $m_s = -\frac{1}{2}$ .

¿Cuáles son los números cuánticos correspondientes al electrón de notación  $4d^9$ ?

- $n = 4$  (cuarto nivel de energía).
  - $l = 2$  (subnivel de energía d).
  - $m_l = 2, 1, 0, -1, -2$  (indistintamente, podríamos elegir cualquiera de los valores ya que energéticamente tienen el mismo valor). Si queremos establecer el orden indicado en las actividades anteriores, yendo de menor a mayor en los valores del número cuántico magnético, es decir:  $-2, -1, 0, 1, 2$  y el electrón del que queremos determinar su número cuántico magnético es el noveno procedemos del siguiente modo: el primero sería  $-2$ , el segundo  $-1$  y así hasta el quinto que sería  $2$ . A partir del sexto seguiríamos rellenando otra vez desde  $-2$  y así hasta el noveno que sería  $1$ .
  - $m_s = \pm \frac{1}{2}$  (Si los cinco primeros tuvieran como spin  $-\frac{1}{2}$ , los otros cinco serían  $+\frac{1}{2}$ ).
- Luego sería válido, incluyendo estas explicaciones de elección, escribir los siguientes números cuánticos:  $4, 2, 1, +\frac{1}{2}$

Un electrón tiene como número cuántico principal  $n = 4$ . Halla para este electrón las posibles combinaciones que se pueden obtener de los valores de sus números cuánticos  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$ .

- $l$  puede tomar los valores 3, 2, 1 y 0.
- Con  $l = 3$ :  $m_l$  puede tener como valores 3, 2, 1, 0, -1, -2 -3  
 Con  $l = 2$ :  $m_l$  puede tener como valores 2, 1, 0, -1, -2  
 Con  $l = 1$ :  $m_l$  puede tener como valores 1, 0, -1  
 Con  $l = 0$ :  $m_l$  puede tener como valor solo el 0
- el valor de  $m_s$  para cualquier combinación puede ser  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$

Por tanto las combinaciones pueden ser 32, dato que coincide con el número de electrones permitidos en el nivel 4:

n	l	$m_l$	$m_s$
4	3	-3	-1/2
4	3	-3	+1/2
4	3	-2	-1/2
4	3	-2	+1/2
4	3	-1	-1/2
4	3	-1	+1/2
4	3	0	-1/2
4	3	0	+1/2
4	3	1	-1/2
4	3	1	+1/2
4	3	2	-1/2
4	3	2	+1/2
4	3	3	-1/2
4	3	3	+1/2

n	l	$m_l$	$m_s$
4	2	-2	-1/2
4	2	-2	+1/2
4	2	-1	-1/2
4	2	-1	+1/2
4	2	0	-1/2
4	2	0	+1/2
4	2	1	-1/2
4	2	1	+1/2
4	2	2	-1/2
4	2	2	+1/2

n	l	$m_l$	$m_s$
4	1	-1	-1/2
4	1	-1	+1/2
4	1	0	-1/2
4	1	0	+1/2
4	1	1	-1/2
4	1	1	+1/2

4	0	0	-1/2
4	0	0	+1/2

### CONTESTA Y REPASA

- ¿De qué manera restringe el valor de  $l$  a los valores de  $m$ ?
- ¿Qué números cuánticos representan al electrón de notación  $4d^5$ ?
- Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: Un electrón se caracteriza por los siguientes números cuánticos  $n = 3$  y  $l = 1$ , como consecuencia se puede afirmar que:
  - a) Se encuentra en un orbital 3 d.
  - b) Se encuentra en un orbital 3 p.
  - c) En un mismo átomo pueden existir 4 orbitales con esos mismos valores de  $n$  y  $l$ .
  - d) Se encuentra en un orbital 3 s.
  - e) En un mismo átomo pueden existir 6 electrones con esos mismos valores de  $n$  y  $l$ .
- ¿Cuál de las siguientes designaciones de orbitales no es posible?: 6s, 2d, 8p, 4f, 1p y 3f.
- Dada la siguiente serie de números cuánticos para el estado de un electrón:

Serie	n	l	m	s
I	-1	0	0	+ 1/2
II	2	1	0	+ 1/2
III	1	0	0	- 1/2
IV	4	3	-3	+ 1/2
V	3	1	2	- 1/2
VI	2	2	-1	+ 1/2
VII	3	2	-2	+ 1/2

Establece cuáles serán posibles y por qué. Indica en qué tipo de orbital estarían situados los electrones de las series posibles.

- Rellena la siguiente tabla y explica cómo lo haces:

Símbolo del ion	nº atómico (Z)	Masa atómica (A)	Protones (p <sup>+</sup> )	Neutrones (n <sup>0</sup> )	Electrones (e <sup>-</sup> )
Ni <sup>3+</sup>		59	28		
Se <sup>2-</sup>	34	79			
W <sup>+++</sup>			74	110	

- Escribe las configuraciones electrónicas en el estado fundamental de cada uno de los iones siguientes: a) P<sup>3+</sup>; b) Se<sup>2+</sup>; c) Br<sup>-</sup>; d) Sb<sup>2-</sup>.
- Los números atómicos del Cr y Co son respectivamente 24 y 27. Determina la configuración electrónica de los cationes Cr(III) y Co(III)

www.yoquieroaprobar.es