

n: número cuántico principal

- Determina el nivel energético de la región que ocupa el electrón.

l: número cuántico secundario o azimutal

- Antes llamado número cuántico azimutal, se representa con la letra ℓ e indica la forma del orbital atómico

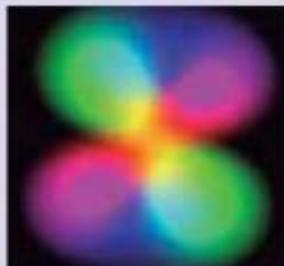
Orbital s ($\ell = 0$): Forma esférica



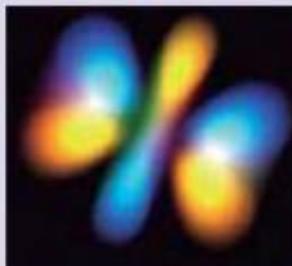
Orbital p ($\ell = 1$): Forma lobular o "pétalos"



Orbital d ($\ell = 2$): Forma de 2 lóbulos o "roseta"



Orbital f ($\ell = 3$): Forma de 3 lóbulos o "multilobular"



<u>Orbital</u>	<u>ℓ</u>
s	0
p	1
d	2
f	3

Valor numérico de ℓ

0 1 2 3 4 5 ...

Letras que lo representan

s *p* *d* *f* *g* *h* ...

$n = 1$ $\ell = 0$

$n = 2$ $\ell = 0$
 $\ell = 1$

$n = 3$ $\ell = 0$
 $\ell = 1$
 $\ell = 2$

m: número cuántico magnético

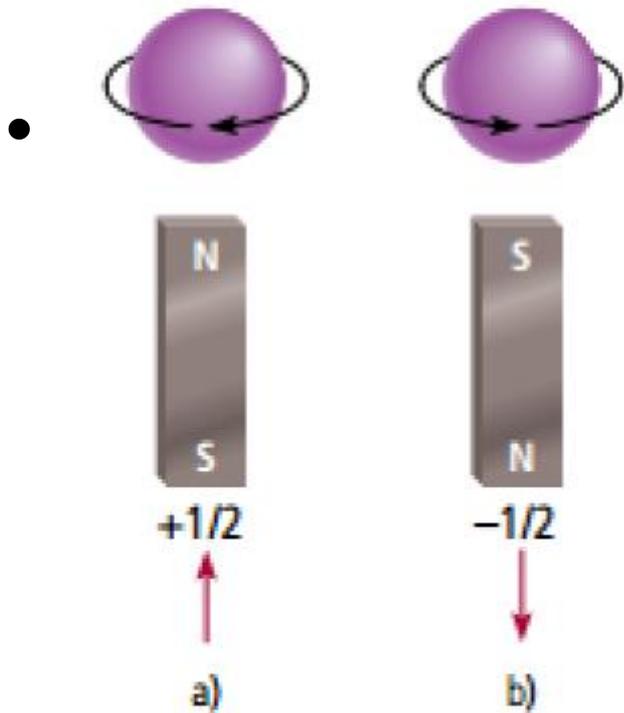
Determina la orientación espacial de la nube electrónica

Éste número magnético depende del azimutal y toma valores desde $-\ell$ hasta $+\ell$ pasando por cero.

tipo de orbital (ℓ)	orientaciones (m)	número de orbitales
0 (s)	0	1
1 (p)	-1, 0, 1	3
2 (d)	-2, -1, 0, 1, 2	5
3 (f)	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7

s: número cuántico de Spin

- Determina que giro que tiene el electrón



Principio de Exclusión de Pauli

- No puede existir dentro de un átomo los 4 números cuánticos iguales
 - a) Electrón representado por flecha hacia arriba:
 $n = 1 ; \ell = 0 ; m_{\ell} = 0 ; m_s = + \frac{1}{2}$
 - b) Electrón representado por flecha hacia abajo:
 $n = 1 ; \ell = 0 ; m_{\ell} = 0 ; m_s = - \frac{1}{2}$

Diagnmagnetisomo y Paramagnetismo

Por ejemplo, para el helio (2 electrones), vemos que todos los espines se encuentran apareados, por tanto, la especie será diamagnética:

• *Helio* •

$n = 1$	$\ell = 0$ (s)	$m_\ell = 0$	<table border="1"><tr><td>$\uparrow\downarrow$</td></tr><tr><td>0</td></tr></table>	$\uparrow\downarrow$	0
$\uparrow\downarrow$					
0					

En cambio, en el caso del oxígeno (8 electrones), quedan dos espines no apareados en el nivel 2, por lo que este átomo será paramagnético:

$n = 2$	$\ell = 0$ (s)	$m_\ell = 0$	<table border="1"><tr><td>$\uparrow\downarrow$</td></tr><tr><td>0</td></tr></table>	$\uparrow\downarrow$	0			
	$\uparrow\downarrow$							
0								
$\ell = 1$ (p)	$m_\ell = -1, 0, 1$	<table border="1"><tr><td>$\uparrow\downarrow$</td><td>\uparrow</td><td>\uparrow</td></tr><tr><td>-1</td><td>0</td><td>+1</td></tr></table>	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	-1	0	+1
$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow						
-1	0	+1						

Regla de Hund

En palabras sencillas, los electrones ingresarán de a uno en el mayor número posible de orbitales de una subcapa, todos con $m_s = +\frac{1}{2}$, y solo una vez que todos los orbitales estén ocupados por un electrón, comenzarán a ingresar los siguientes con espín antiparalelo ($m_s = -\frac{1}{2}$).

$n = 1$	$\ell = 0 (s)$	$m_\ell = 0$	<table border="1"><tr><td>$\uparrow\downarrow$</td></tr><tr><td>0</td></tr></table>	$\uparrow\downarrow$	0				
$\uparrow\downarrow$									
0									
$n = 2$	$\ell = 0 (s)$	$m_\ell = 0$	<table border="1"><tr><td>$\uparrow\downarrow$</td></tr><tr><td>0</td></tr></table>	$\uparrow\downarrow$	0				
$\uparrow\downarrow$									
0									
	$\ell = 1 (p)$	$m_\ell = -1, 0, 1$	<table border="1"><tr><td>\uparrow</td><td>\uparrow</td><td></td></tr><tr><td>-1</td><td>0</td><td>+1</td></tr></table>	\uparrow	\uparrow		-1	0	+1
\uparrow	\uparrow								
-1	0	+1							

Principio de Aufbau o de mínima energía

- El también llamado **Principio de construcción**, establece que *los orbitales atómicos se llenan de menor a mayor energía*