



Configuración electrónica y

Números Cuánticos



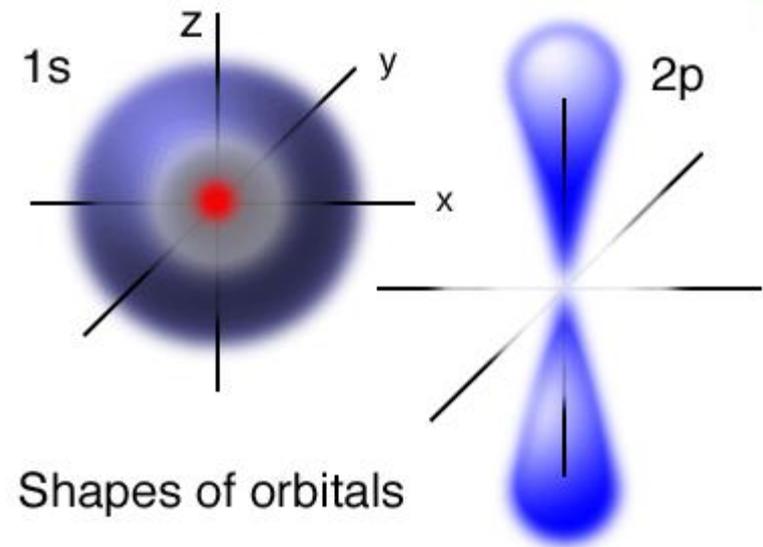
Números cuánticos

- El modelo atómico de Bohr introdujo un sólo número cuántico (n) para describir una órbita. Sin embargo, la mecánica cuántica, requiere de 3 números cuánticos para describir al orbital (n, l, m_l):



Número cuántico principal (n):

- Representa al nivel de energía y su valor es un número entero positivo (1, 2, 3,)
- Se le asocia a la idea física del volumen del orbital.
- $n = 1, 2, 3, 4, \dots$



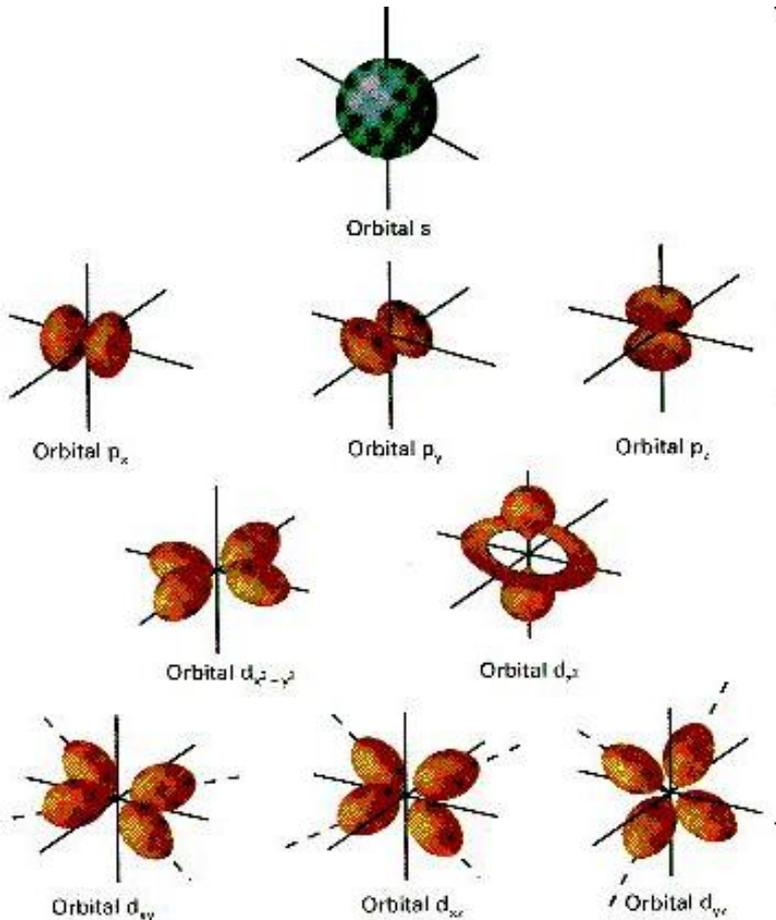
Número cuántico secundario o azimutal (l):

- Identifica al subnivel de energía del electrón y se le asocia a la forma del orbital.
- Sus valores dependen del número cuántico principal (n), es decir, sus valores son todos los enteros entre 0 y $n - 1$, incluyendo al 0.



Tipo de orbital	Valor l	Nº orbitales	Nº e⁻
s	0	1	2
p	1	3	6
d	2	5	10
f	3	7	14

Número cuántico magnético (m o m_l):



- Describe las orientaciones espaciales de los orbitales.
- Sus valores son todos los enteros entre $-l$ y $+l$, incluyendo al 0.

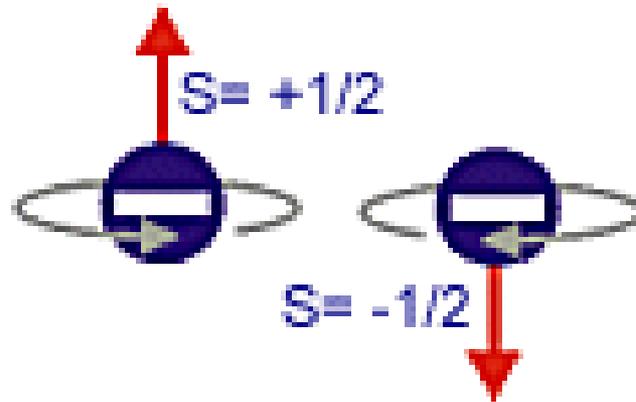
Valor de m según el ingreso del último electrón al orbital.

Orbital s	<input type="checkbox"/> 0
Orbital p	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -1 0 +1
Orbital d	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -2 -1 0 +1 +2
Orbital f	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -3 -2 -1 0 +1 +2 -3



Número cuántico de spin (s o m_s):

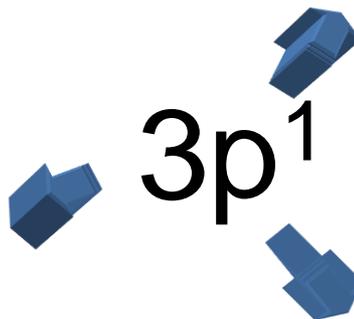
- Informa el sentido del giro del electrón en un orbital.
- Indica si el orbital donde ingreso el último electrón está completo o incompleto.
- Su valor es $+1/2$ o $-1/2$



En una configuración electrónica, un electrón puede ser representado simbólicamente por:

Indica la cantidad de electrones existentes en un tipo de orbital

Indica el número cuántico principal (n)

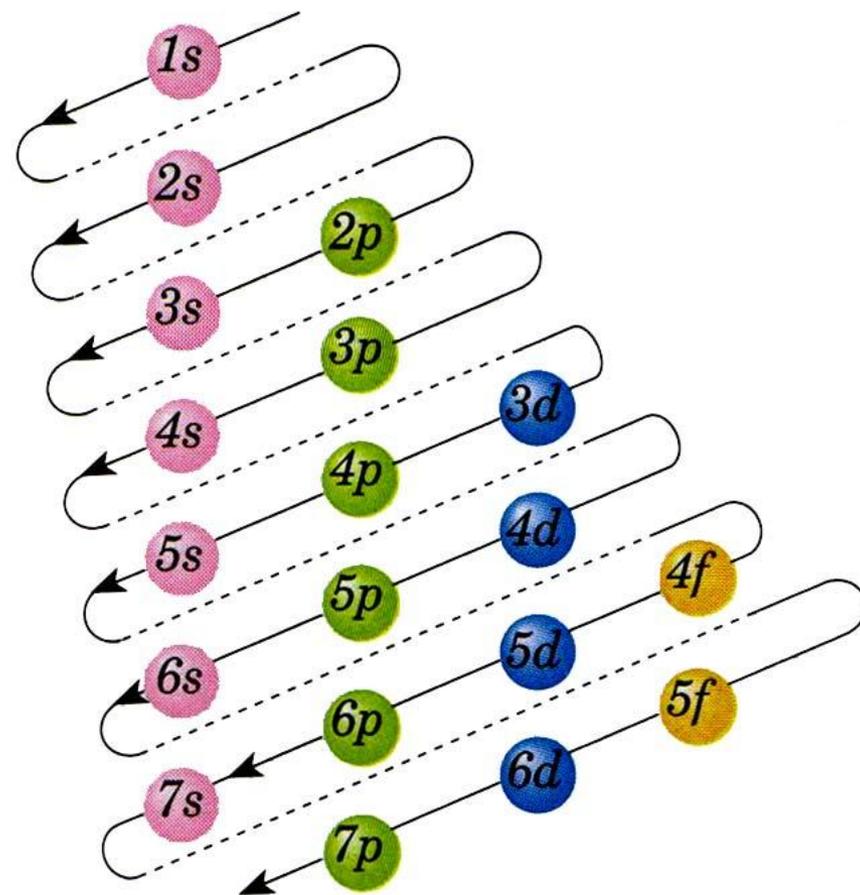


Indica el número cuántico secundario (l)

Los números cuánticos para el último electrón en este ejemplo serían:
 $n = 3 \quad l = 1 \quad m = -1 \quad s = +1/2$

Configuración electrónica

- Corresponde a la **ubicación de los electrones en los orbitales de los diferentes niveles de energía.**

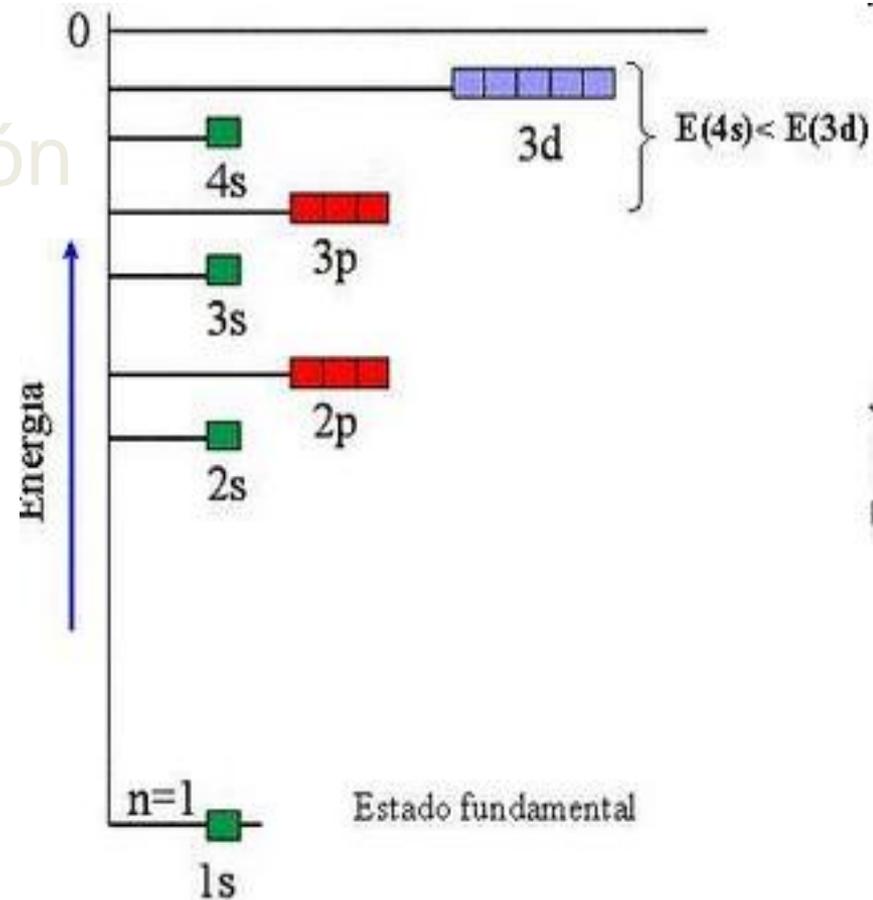


Esquema de llenado de los orbitales atómicos.

Configuración electrónica y principios que la regulan

1. Principio de Construcción

- Principio de establece que los electrones irán ocupando los niveles de más baja energía.



Principio de exclusión de Pauling

- Establece que no pueden haber 2 electrones con los cuatro números cuánticos iguales.

- **Primer electrón**

$$n=1 \quad l=0 \quad m=0 \quad s=+1/2$$

- **Segundo electrón**

$$n=1 \quad l=0 \quad m=0 \quad s=-1/2$$



Principio de máxima multiplicidad: Regla de Hund

- Establece que para orbitales de *igual energía*, la distribución más estable de los electrones, es aquella que tenga mayor número de espines paralelos, es decir, electrones desapareados. Esto significa que los electrones se ubican uno en uno (con el mismo espín) en cada orbital y luego se completan con el segundo electrón con espín opuesto.



Escribiendo configuraciones electrónicas

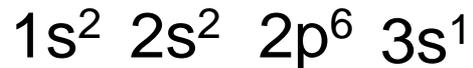
- Conocer el número de electrones del átomo ($Z = p = e$).
- Ubicar los electrones en cada uno de los niveles de energía, comenzando desde el nivel más cercano al núcleo.
- Respetar la capacidad máxima de cada subnivel (orbital $s = 2e$, $p = 6e$, $d = 10e$ y $f = 14e$).
- Verificar que la suma de los superíndices sea igual al número de electrones del átomo.



Notación global

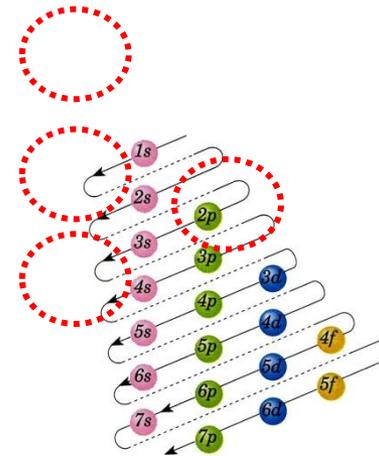
$_{11}\text{Na}$

- Configuración electrónica para 11 electrones



Números cuánticos

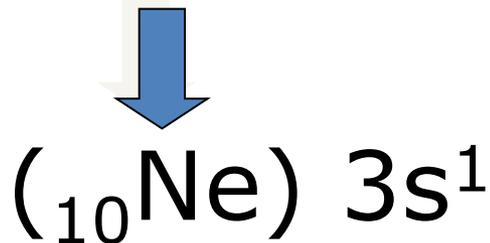
$$n = 3 \quad \ell = 0 \quad m = 0$$



Esquema de llenado de los orbitales atómicos.

Notación global externa

- Es más compacta que la anterior.
- Se reemplaza parte de la configuración electrónica por el símbolo del gas noble de Z inmediatamente anterior al elemento.
- Gases nobles: ${}_2\text{He}$; ${}_{10}\text{Ne}$; ${}_{18}\text{Ar}$; ${}_{36}\text{Kr}$; ${}_{54}\text{Xe}$; ${}_{86}\text{Rn}$.



Configuración de iones

- **Cationes**: Átomos que pierden electrones
- **Aniones**: Átomos que ganan electrones.

