

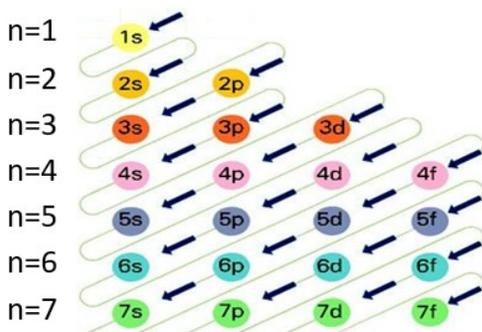
## Ejercicios de Configuración Electrónica

1. Defina Orbital Atómico
2. ¿Qué son los números cuánticos?
3. Menciona cuales son los números cuánticos, como se identifican, que representa cada uno y que valores pueden tomar
4. Menciona los tres principios a tener en cuenta para la distribución electrónica.
5. Escribe la configuración electrónica estándar y completa de los siguientes elementos:
  - a. S
  - b. Al
  - c. Br
  - d. Mg
  - e. Ba
  - f. Cu
  - g. Hg
  - h. F
  - i. C
6. Escribe la configuración electrónica estándar y completa de los siguientes iones:
  - a.  $\text{Sr}^{2+}$
  - b.  $\text{Na}^+$
  - c.  $\text{Cl}^-$
  - d.  $\text{Al}^{3+}$
  - e.  $\text{O}^{2-}$
  - f.  $\text{F}^-$

### SOLUCIONES

Para resolver estos ejercicios recuerda:

1. El diagrama de Moeller, que nos dice en qué orden se van llenando los orbitales:

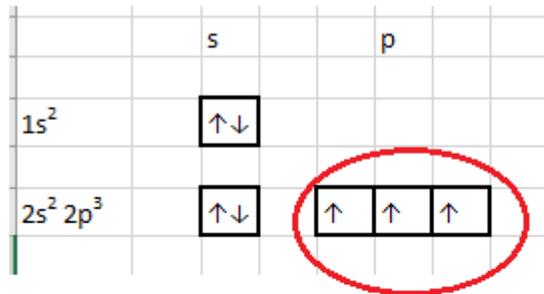


2. Cuál es el número máximo de electrones que caben en cada tipo de orbital:
  - Orbitales s  $\rightarrow$  2 electrones
  - Orbitales p  $\rightarrow$  6 electrones

- Orbitales d → 10 electrones
  - Orbitales f → 14 electrones
3. Los electrones de cada elemento son iguales a su número atómico (salvo cuando se trata de iones).

Para la resolución de las configuraciones electrónicas completas (o diagramas de orbitales) recuerda, además:

- Principio de Máxima Multiplicidad de Hund:



**Máxima multiplicidad de Hund:** cuando hay orbitales de igual energía disponibles, los electrones se acomodan de uno en uno y no por parejas y siempre que sea posible con espines paralelos

- Principio de Exclusión de Pauli:

	s	p	d
$1s^2$	↑↓		
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	
$3s^2 3p^6 3d^{10}$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓

**Principio de exclusión de Pauli:** Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

Esto significa que, pueden ubicarse en el mismo nivel, el mismo subnivel y en el mismo orbital pero deben presentar diferente spin, que se representa con flechas de la siguiente manera: ↑ para +1/2 y ↓ para -1/2.

Por lo tanto en un orbital cualquiera sólo es posible ubicar dos electrones.

5-

a) S (Z=16);  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

	s	p	d
$1s^2$	↑↓		
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	
$3s^2 3p^4$	↑↓	↑↓ ↑ ↑	

b) Al (Z=13);  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

	s	p	d
$1s^2$	↑↓		
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	
$3s^2 3p^1$	↑↓	↑	

c) Br (Z=35);  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

	s	p	d	f
$1s^2$	↑↓			
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
$3s^2 3p^6 3d^{10}$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	
$4s^2 4p^5$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑		

d) Mg (Z=12);  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

	s	p	d
$1s^2$	↑↓		
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	
$3s^2$	↑↓		

e) Ba (Z=56);  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$

	s	p	d	f
$1s^2$	↑↓			
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
$3s^2 3p^6 3d^{10}$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	
$4s^2 4p^6 4d^{10}$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	
$5s^2 5p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
$6s^2$	↑↓			

f) Cu (Z=29);  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$

	s	p	d	f
$1s^2$	↑↓			
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
$3s^2 3p^6 3d^9$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	
$4s^2$	↑↓			

g) Hg (Z=80);  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$

	s	p	d	f
$1s^2$	↑↓			
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
$3s^2 3p^6 3d^{10}$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	
$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓
$5s^2 5p^6 5d^{10}$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	
$6s^2$	↑↓			

h) F (Z=9);  $1s^2 2s^2 2p^5$

	s	p
$1s^2$	↑↓	
$2s^2 2p^5$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑

i) C (Z=6);  $1s^2 2s^2 2p^2$

	s	p
$1s^2$	↑↓	
$2s^2 2p^2$	↑↓	↑ ↑

6- En el caso de los iones, se sumarán o restarán electrones al número atómico dependiendo de si ha aceptado electrones (aniones) o cedido electrones (cationes) respectivamente.

a)  $Sr^{2+}$  (Z=38, E=36);  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

	s	p	d	f
$1s^2$	↑↓			
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
$3s^2 3p^6 3d^{10}$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	
$4s^2 4p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		

b)  $Na^+$  (Z=11, E=10);  $1s^2 2s^2 2p^6$

	s	p
$1s^2$	↑↓	
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓

c) Cl (Z=17, E=18);  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

	s	p	d
$1s^2$	↑↓		
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	
$3s^2 3p^6$	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	

d)  $\text{Al}^{3+}$  ( $Z=13$ ,  $E=10$ );  $1s^2 2s^2 2p^6$

	s	p		
$1s^2$	↑↓			
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

e)  $\text{O}^{2-}$  ( $Z=8$ ,  $E=10$ );  $1s^2 2s^2 2p^6$

	s	p		
$1s^2$	↑↓			
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

f)  $\text{F}^-$  ( $Z=9$ ,  $E=10$ );  $1s^2 2s^2 2p^6$

	s	p		
$1s^2$	↑↓			
$2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓