



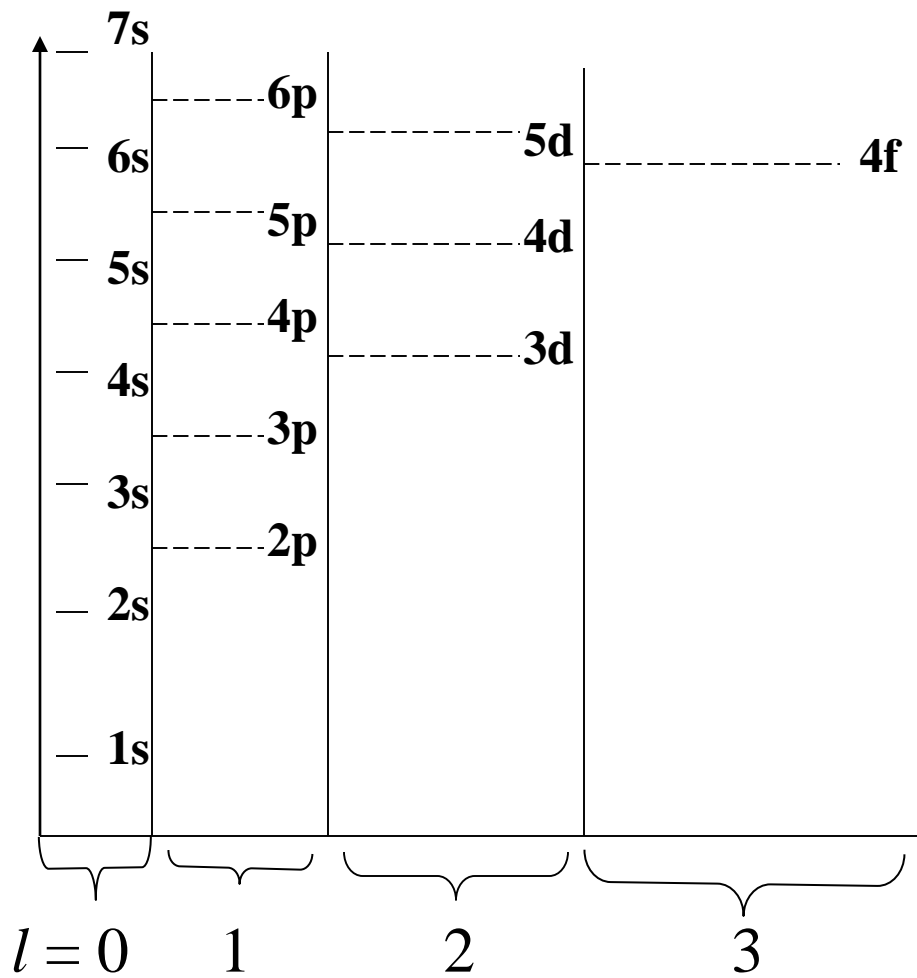
# Configuración electrónica

# INDICACIONES

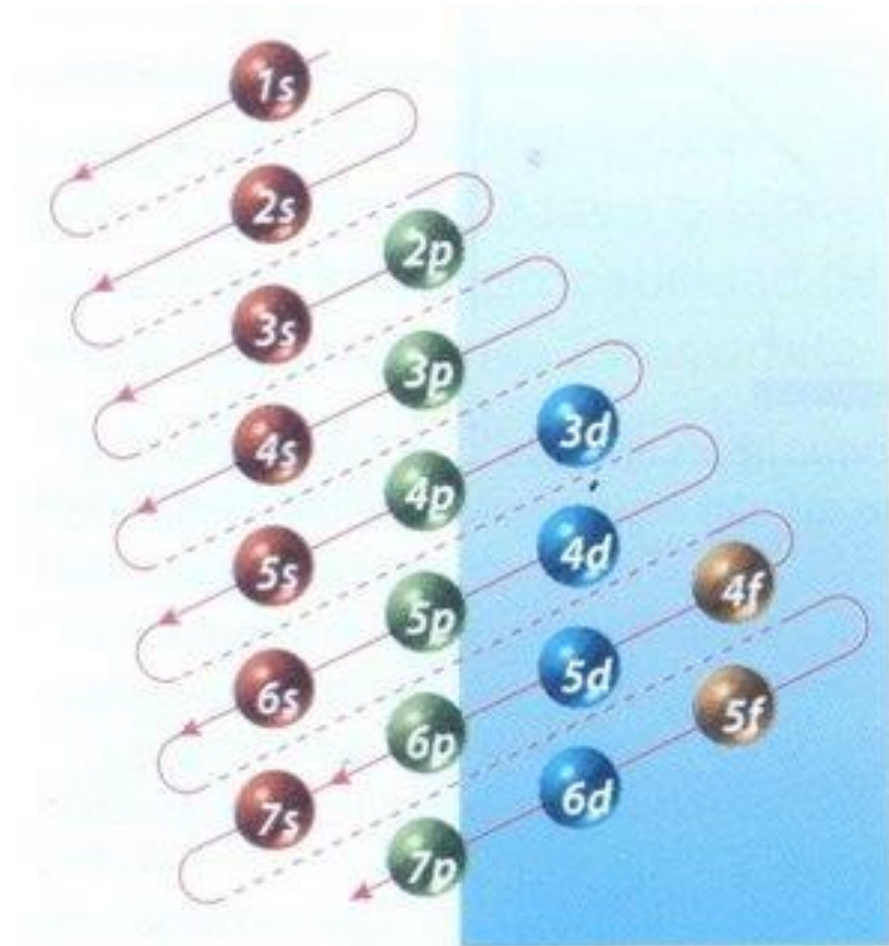
Estimados alumnos el material enviado consta de dos partes, el primero corresponde a la base teórica y luego una ficha de ejercicios relacionada con la presentación.

# La configuración electrónica

- La configuración electrónica del átomo de un elemento corresponde a la ***ubicación de los electrones en los orbitales de los diferentes niveles de energía.***
- De acuerdo con este modelo, los electrones pueden pasar de un **nivel de energía** orbital a otro ya sea emitiendo o absorbiendo un **cuanto** de energía, en forma de **fotón**.



## Orden de Aufbau.



**Diagrama que ayuda a recordar el orden de Aufbau en los orbitales.**  
**Sobre la misma línea horizontal se encuentran todos los subniveles del mismo nivel principal.**  
**Las flechas se leen de la parte superior a la Inferior.**

# Configuraciones electrónicas

Se llama **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA** de un átomo a la **distribución de sus electrones en los diferentes orbitales**, teniendo en cuenta que se van llenando en orden creciente de energía y situando 2 electrones como máximo en cada orbital.

**Para nombrar un orbital:**

- 1. Se indica el nivel que es el número cuántico principal n**
- 2. Los valores del número cuántico L (subnivel) indican la letra del orbital que corresponde: (L=0 es s ; L=1 es p ; L=2 es d ; L=3 es f)**
- 3. Como superíndice se pone un número que indica el número de electrones que hay en el orbital**

**Por ejemplo**



Los orbitales aumentan su energía al elevarse el valor del número cuántico  $n$ .

Para el mismo valor de  $n$  la energía aumenta al elevarse el valor de  $l$ , o sea, el subnivel  $s$  tiene menor energía que el  $p$  le sigue el  $d$  y después el  $f$  y así sucesivamente.

Ej: Configuración electrónica para el H y el He.

Hidrógeno : tiene un electrón.



Helio : tiene 2 electrones.



(este átomo es tan estable, que se sabe que no participa en ninguna reacción química, forma parte de los llamados gases nobles.

# Colocación de los electrones en un diagrama de energía (I)

Se siguen los siguientes principios:

- **Principio de mínima energía (aufbau)**
- **Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund)**
- Una vez colocados se cumple el **principio de exclusión de Pauli**.

## Principio de mínima energía (aufbau)



Friedrich Hund  
(1896-1997)

- Se rellenan primero los niveles con menor energía.
- No se rellenan niveles superiores hasta que no estén completos los niveles inferiores.

## Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund)



1945

Wolfgang Pauli  
(1900-1958)

- Cuando un nivel electrónico tenga varios orbitales con la misma energía, los electrones se van colocando lo más **desapareados** posible en ese nivel electrónico.
- No se coloca un segundo electrón en uno de dichos orbitales hasta que todos los orbitales de dicho nivel de igual energía están semiocupados (desapareados).

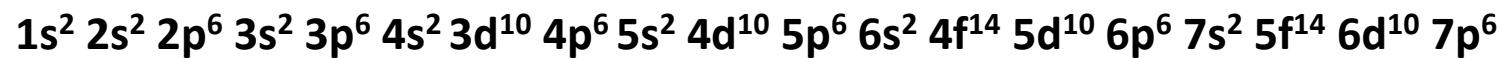
## Principio de exclusión de Pauli.

“No puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales en un mismo átomo”<sub>7</sub>

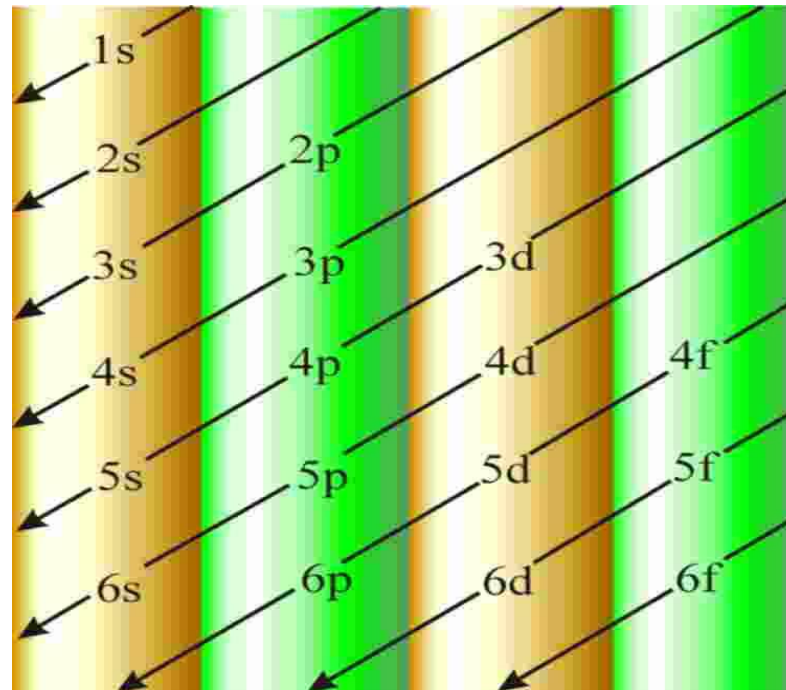
# Colocación de los electrones en un diagrama de energía (II)

El orden exacto de llenado de los orbitales se estableció experimentalmente, principalmente mediante estudios espectroscópicos y magnéticos, y es el orden que debemos seguir al asignar las configuraciones electrónicas a los elementos.

El orden de llenado de orbitales es:



Para recordar este orden más fácilmente se puede utilizar el diagrama siguiente (diagrama de Mouller):





Z = 20





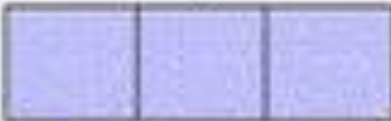





















Z = 15



Z=23

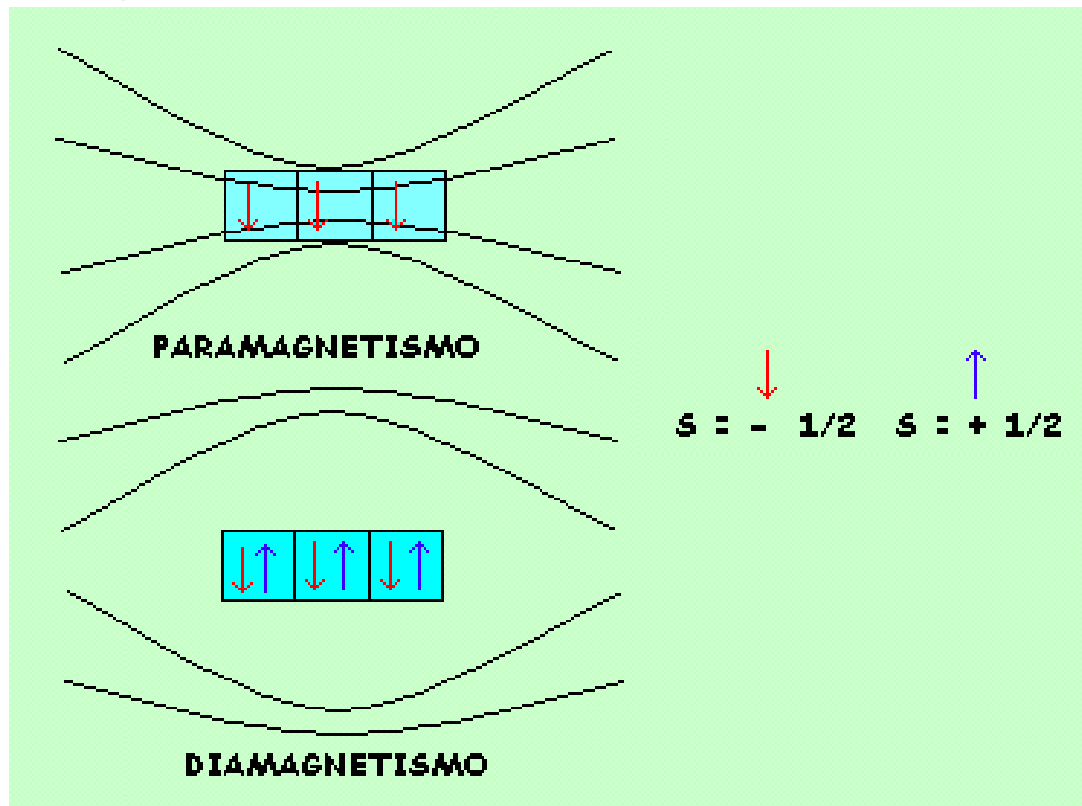


# Configuración con diagrama de orbitales

| Elemento | Z | Diagrama de orbitales   |   |  |   | Configuración electrónica |
|----------|---|---|---|--|---|---------------------------|
|          |   | 1s  | 2s  | 2p   | 3s  |                           |
| H        | 1 |    |    |    |    | $1s^1$                    |
| He       | 2 |    |    |    |    | $1s^2$                    |
| Li       | 3 |    |    |    |    | $1s^2 2s^1$               |
| Be       | 4 |    |    |    |    | $1s^2 2s^2$               |
| B        | 5 |   |   |    |    | $1s^2 2s^2 2p^1$          |
| C        | 6 |  |  |  |  | $1s^2 2s^2 2p^2$          |

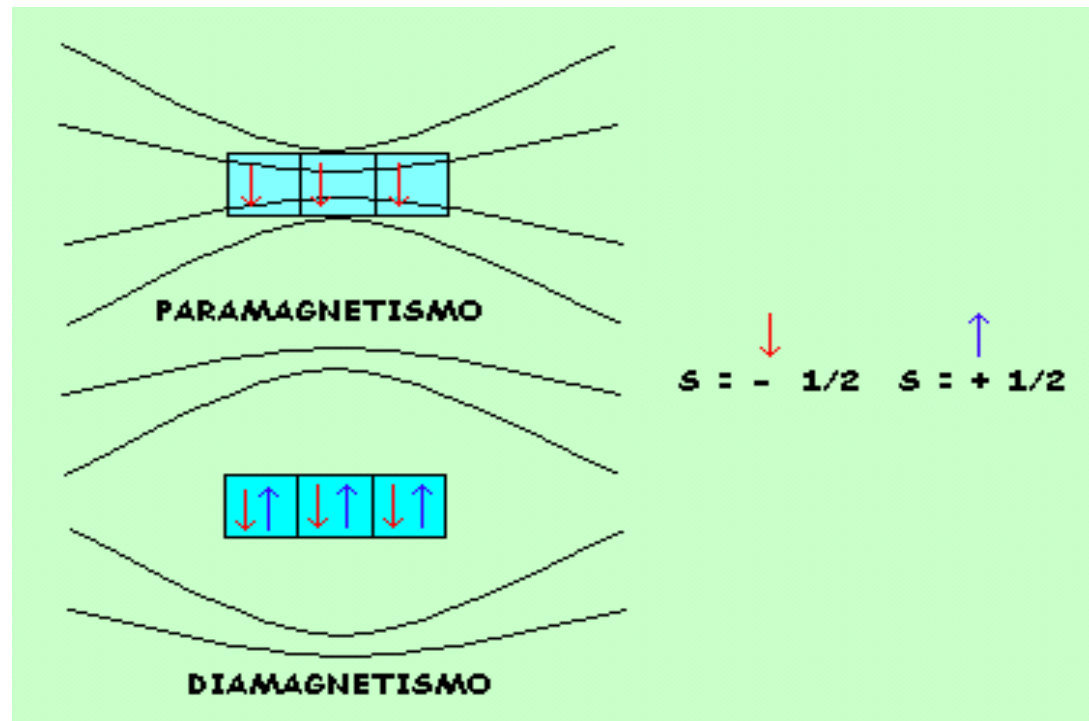
# Paramagnetismo

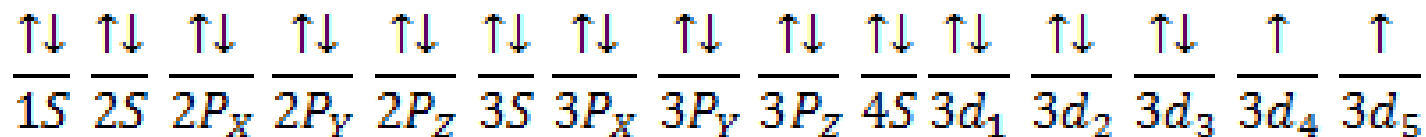
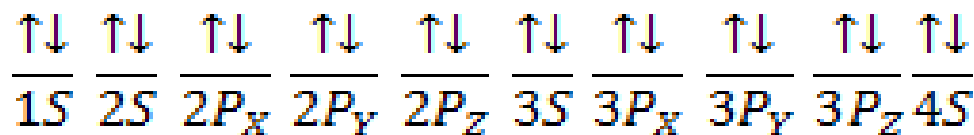
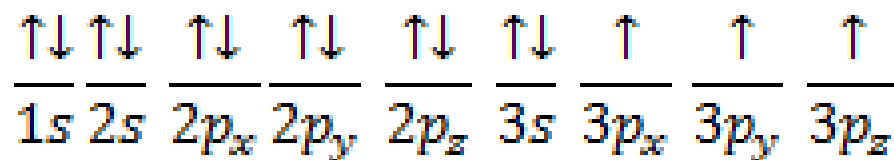
- El **paramagnetismo** los electrones se encuentran desapareados, presentan el mismo espín.



# Diamagnetismo

- Si los electrones se encuentran apareados, presentan espines opuestos, se le llama diamagnetismo





¿Qué elemento es en cada caso?