



Universidad Central de Venezuela
Facultad de ciencias
Escuela de química



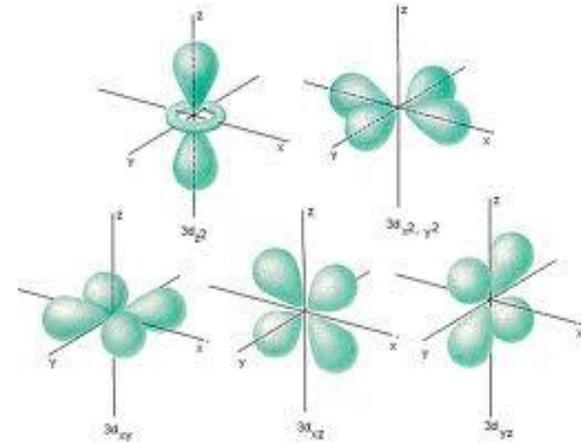
PROBLEMAS RESUELTOS DE DISTRIBUCIÓN ELECTRONICA EN NIVELES, SUBNIVELES Y ORBITALES ATÓMICOS.

1. Explique que indica el número cuántico magnético y el número cuántico de espín.

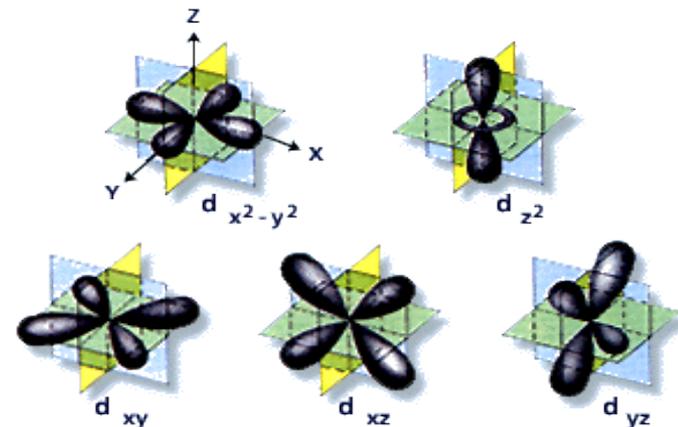
- ▶ **Número cuántico magnético:** además de los números n y k (que describen la órbita en un plano), el número cuántico magnético m_s describe la orientación de la órbita en el espacio.
- ▶ **Número cuántico de espín:** En las condiciones de un espectroscopio de alta resolución, además de la estructura fina, casi todas las líneas espectrales constan de un par de líneas muy cercanas entre sí. Con el fin de explicar esto, Uhlenbach y Goudsmit (1925) propusieron el modelo del electrón girando. Se descubrió que el momento angular de espín es m_s , en donde m_s , número cuántico de espín puede tener solo valores de $\pm\frac{1}{2}$

2. Describa la forma de los orbitales atómicos y cuál es su relación con los números cuánticos n , l y m_s

- ▶ **Orbitales s:** Los orbitales s tienen una forma esférica y su tamaño aumenta, al aumentar el valor del número cuántico principal (n) y los números cuánticos m_l y m_s .
- ▶ **Orbitales p:** se tienen los orbitales p: p_x , p_y y p_z . Las letras del sub-índice indican los ejes sobre los que se orientan los orbitales. Estos tres orbitales tienen el mismo tamaño, forma y energía; solo difieren en su orientación. Cada orbital puede imaginarse como dos lóbulos situados en lados opuestos del núcleo.
- ▶ **Orbitales d:** Cada orbital puede imaginarse como dos lóbulos situados en lados opuestos del núcleo. Cuando $l=2$ existen cinco valores de m_l , que corresponden a cinco orbitales d. El valor mínimo de n para un orbital d es 3. Como l nunca puede ser mayor que $n-1$, cuando $n=3$ y $l=2$, se tienen cinco orbitales 3d: $3d_{xy}$, $3d_{yz}$, $3d_{xz}$, $3d_{x^2-y^2}$ y $3d_{z^2}$.



Caracter direccional de los orbitales atómicos 3d



3. ¿Cómo viene dado el orden de los subniveles de energía de los orbitales atómicos?

- ▶ El orden en los niveles de energía de los orbitales no sigue la consecuencia del modelo estudiado para el átomo de hidrógeno. Ello es debido a que las interacciones entre los electrones provocan un efecto de pantalla en la acción que la carga nuclear efectúa sobre cada electrón.
- ▶ El orden de llenado de los subniveles atómicos en un átomo polielectrónicos es:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d \dots$$

$$n = 1, 2, 3;$$

$$l = 0, 1, n-1;$$

$$ml = -l, 0, l;$$

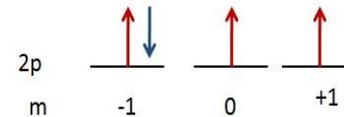
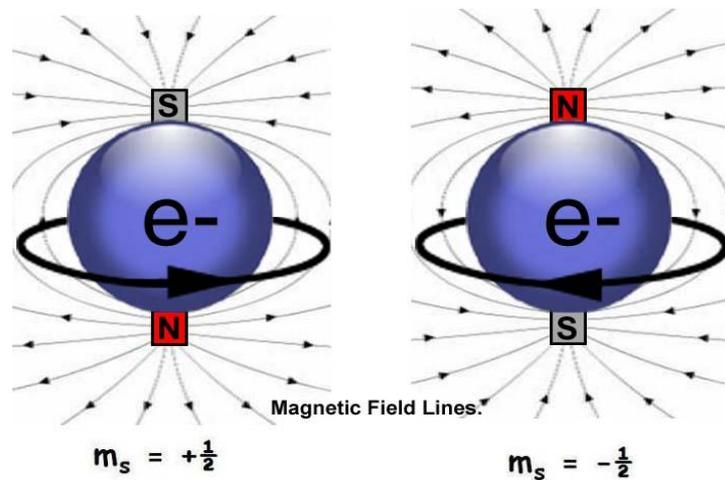
$$ms = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$$

4. Señale cual de los siguientes conjuntos de números cuánticos son aceptables y justifique su respuesta. a) $(1, 0, \frac{1}{2}, \frac{1}{2})$ b) $(3, 0, 0, \frac{1}{2})$ c) $(2, 2, 1, \frac{1}{2})$ d) $(4, 3, -2, \frac{1}{2})$.

- a) $(1, 0, \frac{1}{2}, \frac{1}{2})$ No aceptable. Posee 2 números cuánticos de espín por lo que no cumple con el principio de exclusión de Pauli.
- b) $(3, 0, 0, \frac{1}{2})$ Aceptable. Representa un orbital S.
- c) $(2, 2, 1, \frac{1}{2})$ No aceptable. El número cuántico magnético (l) no puede ser igual o mayor que (n)
- d) $(4, 3, -2, \frac{1}{2})$. Aceptable. Representa un orbital d.

5. Enuncie el principio de exclusión de Pauli.

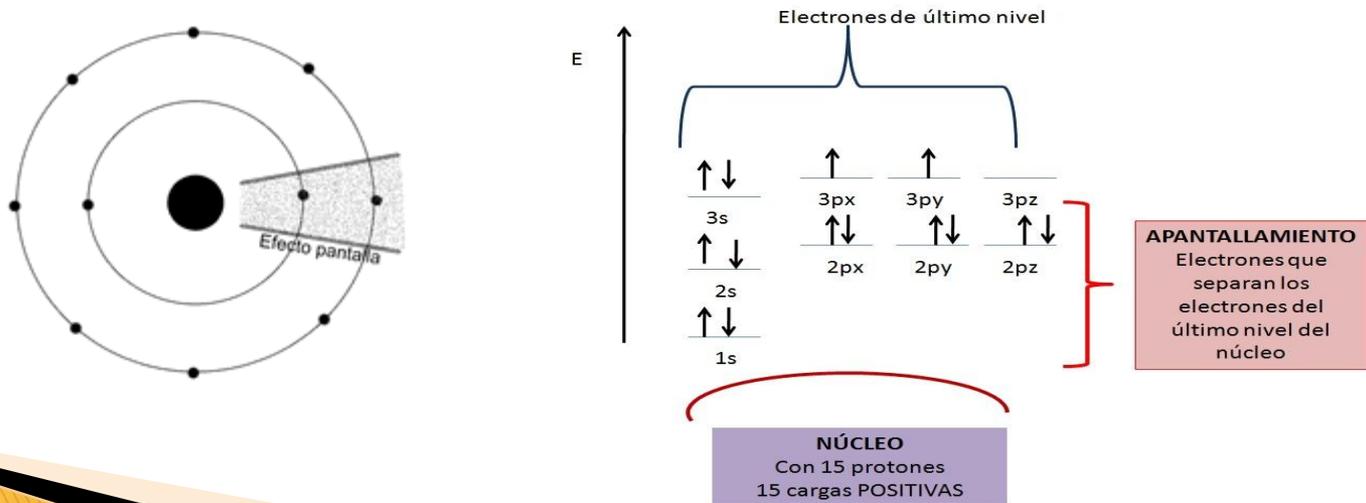
- ▶ *En un mismo átomo no pueden existir dos electrones con sus cuatro números cuánticos iguales. (Solo dos electrones pueden coexistir en el mismo orbital atómico, y deben tener espines opuestos).*



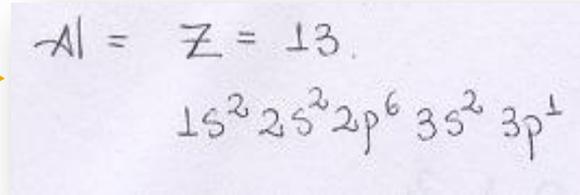
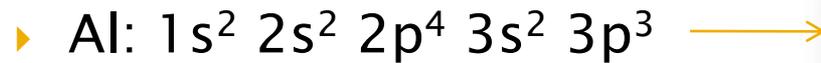
Una vez que se ubican los primeros 3 electrones (color rojo), el cuarto electrón, se ubicaría en el orbital con $m = -1$ (color azul)

6. ¿En qué consiste el efecto de apantallamiento para átomos polieletrónicos?

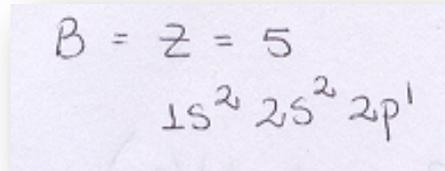
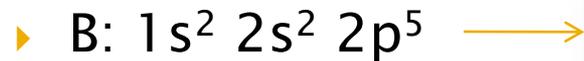
- ▶ *El efecto de apantallamiento consiste en la interferencia electrostática que ejerce un electrón sobre otro de mayor nivel de energía al estar más lejos del núcleo. Los orbitales 2s y 2p son más grandes que el orbital 1s, un electrón situado en cualquiera de esos orbitales pasará (en promedio) más tiempo lejos del núcleo que un electrón del orbital 1s. Se dice que un electrón en los orbitales 2s o 2p está parcialmente apantallado de la fuerza de atracción del núcleo por electrones 1s.*



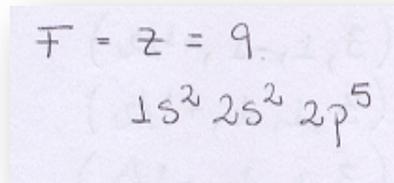
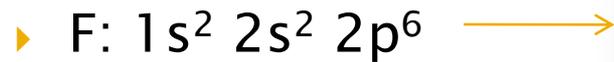
7. Las siguientes configuraciones en estado fundamental son incorrectas. Mencione cual es el error cometido y escriba las configuraciones correctas.



No se completo el orbital 2p.



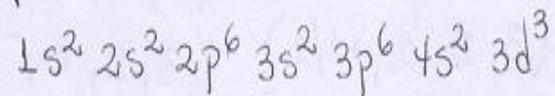
Existe un exceso de electrones en la ultima capa de valencia.



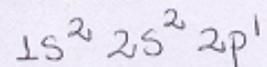
Nota: para realizar las configuraciones electrónicas en cada ejercicio, se utilizó el método de la lluvia.

8. Escriba las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de los siguientes elementos: V, Fe, Al, B, C, Na y Zn.

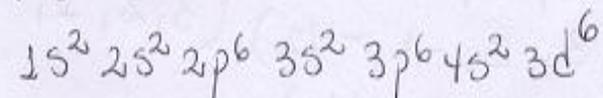
$$V = Z = 23.$$



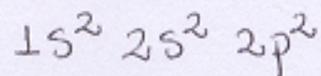
$$B = Z = 5$$



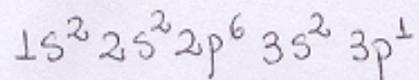
$$Fe = Z = 26$$



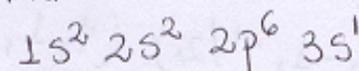
$$C = Z = 6$$



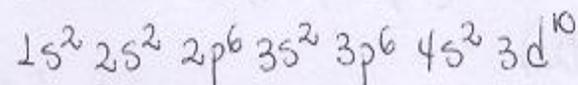
$$Al = Z = 13.$$



$$Na = Z = 11$$

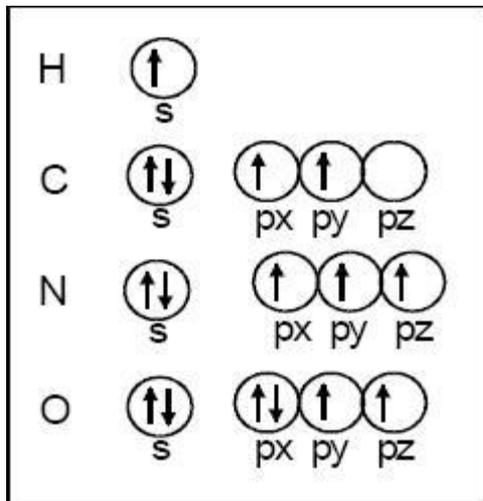


$$Zn = Z = 30$$



9. ¿En qué consiste la regla de Hund?

- ▶ *La regla de Hund o de máxima multiplicidad consiste en que los orbitales de igual energía se ocupan con los electrones del mismo spin hasta encontrarse parcialmente ocupados; solo entonces se pueden situar electrones con diferente spin.*



Ejemplo: $Z=12$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ Aplicando hund obtenemos.

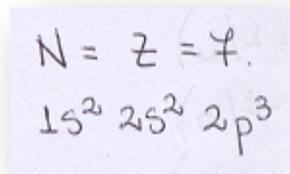


$Z = 8$ $1S^2$ $2S^2$ $2P^4$ Aplicando Hund obtenemos:

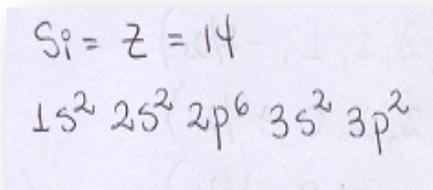


0 0 2+ 2-

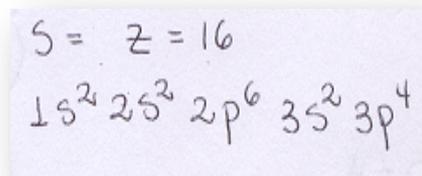
10. Indique en número total de a) electrones p en el N, b) electrones s en el Si y c) electrones 3d en el S.



Tres electrones en el orbital p.



Dos electrones en el orbital s de la última capa de valencia.



No posee orbitales d.