

Preuniversitario popular Antumapu

Química común y mención

Configuración electrónica.

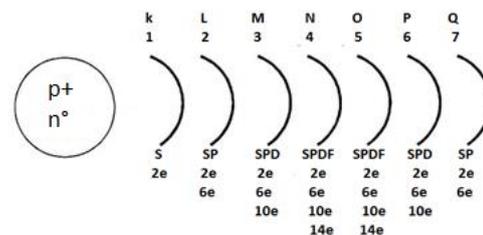
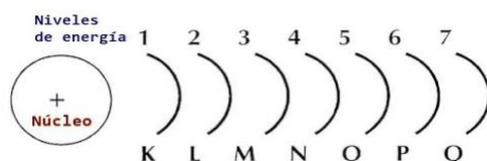
Tras la llegada del modelo mecano-cuántico en la década de 1920 la comprensión de la materia a cambiado totalmente, desde el como se enlazan los átomos para formar compuestos complejos como la celulosa hasta dar explicación a fenómenos cosmológicos como lo son las estrellas de neutrones. Su desarrollo es gracias a la actividad conjunta de varios científicos, y en mayor parte a Erwin Schrödinger, quien logro desarrollar una ecuación que nos permite conocer el estado energético de cada electrón, dando como resultado la expresión de 4 números cuánticos.

$$i\hbar \frac{\partial \psi}{\partial t} = -\frac{\hbar^2}{2m} \nabla^2 \psi + V\psi$$

Los 4 números cuánticos.

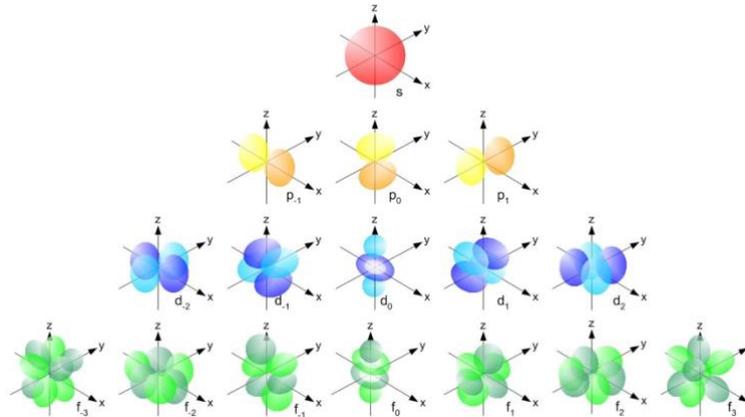
1.-Numero cuántico principal [n]

Determina el nivel energético en el que se encuentra el electrón, toma los valores desde el 1 al 7, también se les asigna una letra análoga al numero, y además se guía por el postulado de Borh ($2n^2$)



2.-Numero cuántico secundario o azumital [ℓ]

Corresponde a la zona de gran probabilidad de encontrar al electrón, además, determina la forma del orbital y por ende de la nube electrónica. Toma las letras “S-P-D-F” o también los valores de “0-1-2-3”.



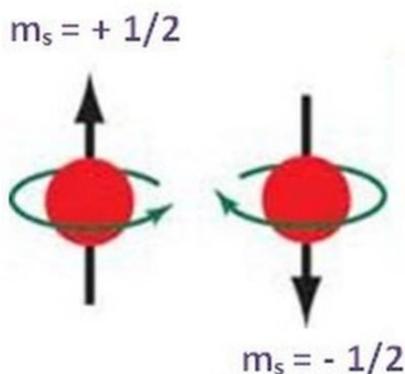
3.-Numero cuántico magnético [m]

Determina la orientación espacial, toma valores de $-\ell, 0, +\ell$ siendo para el subnivel P valores de “-1, 0, +1”. Cada orbital como máximo puede contener dos electrones.

Subnivel (l)	Orbitales	Número de orbitales	Número máximo de electrones
s (l = 0)	$\uparrow\downarrow$ 0	1	2
p (l = 1)	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ -1 0 +1	3	6
d (l = 2)	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ -2 -1 0 +1 +2	5	10
f (l = 3)	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ -3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7	14

4.-Numero cuántico de espín [s]

Determina el sentido de giro del electrón dentro del orbital, por convención siempre se posiciona el primer espín con sentido +1/2 (la flecha hacia arriba).



Para saber más

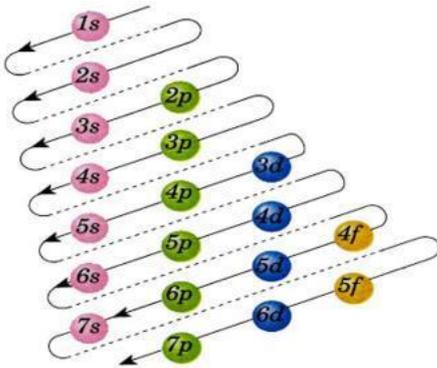
El electron al poseer carga electrica, va a comenzar a girar sobre su propio eje generando un campo magnetico (como el que posee la tierra), la designacion de +1/2 esta relacionado con la orientacion del polo norte magnetico del electron.

Principios de construcción de Aufbau.

Corresponden a principios básicos y obligatorios que nos permiten describir correctamente la situación energética de un electrón. Estos son:

a.-Principio de mínima energía

Se debe adoptar los cuatro números cuánticos que permitan tener la mínima energía disponible y posible. Este valor se obtiene de la suma numérica del nivel y sub-nivel $[n + l]$



Se debe construir la configuración electrónica siguiendo el orden de las diagonales (sentido de la flecha) para así obtener el menor estado de energía posible que puede disponer el átomo.

b.-Principio de exclusión de Pauli

En un átomo no puede existir uno o más electrones con sus cuatro números cuánticos iguales, además, plantea la imposibilidad de que exista un electrón con configuración $1S^3$

c.-Principio de mínima multiplicidad de Hund

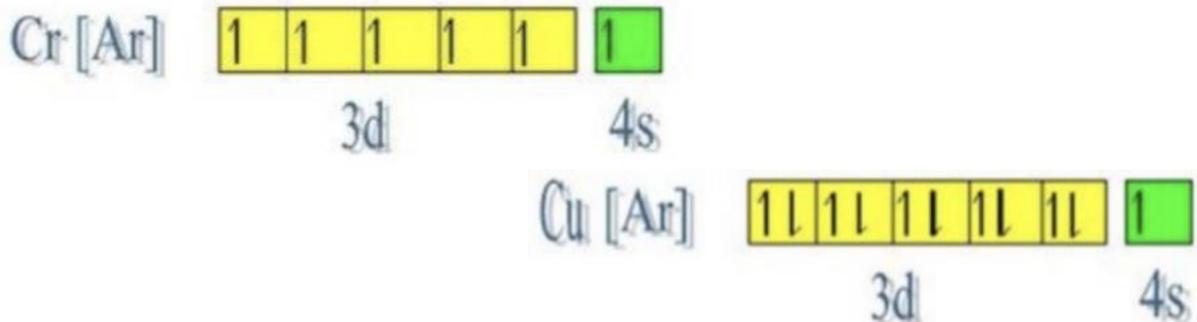
Plantea que primero se deben semi-llenar todos los orbitales con espín $+1/2$ (flecha para arriba) y luego se deben terminar de completar los orbitales con el espín $-1/2$ (flecha para abajo)

Ejemplo

$^{15}_{31}P$ Pasos: I = identificar si es neutro o posee carga, esta neutro
 II = identificar la cantidad de electrones, al estar neutro $Z = e^-$
 Posee 15 electrones.
 III = Utilizar el principio de mínima energía
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 IV = Utilizar el principio de máxima multiplicidad de hund
 $3p^3 \rightarrow$ subnivel "p", sus orbitales
 Van de $-p, 0, +p$
 $\begin{array}{ccc} -1 & 0 & +1 \\ \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ p_x & p_y & p_z \end{array}$
 V = Escribir todos sus números Cuánticos. Los del último electrón
 Nivel = 3 Subnivel = p orbital = +1
 Spin = $+1/2$

Datos útiles

1.-Promoción electrónica: corresponde a un movimiento de electrones entre sus niveles para así lograr una configuración más estable. En los ejemplos se observa como los electrones saltan del nivel 4 al 3, dejando semi-lleño el orbital 4S pero logrando una estabilidad mayor.



2.-Configuración estándar: Corresponde a la escritura de todos los sub-niveles de la configuración electrónica.

3.-Configuración abreviada: Corresponde a la escritura de la configuración electrónica utilizando el de menor cantidad de electrones y mas cercano para así solo escribir lo faltante de la configuración

4.-Configuración desarrollada: Corresponde al desarrollo de cada orbital de la configuración electrónica

Ejemplo: Configuración del oxígeno

1.- Estándar = $1s^2 2s^2 2p^4$

2.- Abreviada = $[He] 2s^2 2p^4$

3.- Desarrollada = 