



GUÍA DE APOYO: GUÍA QUÍMICA CONFIGURACION ELECTRONICA Y NUMEROS CUANTICOS.

Profesor(a):	Marcela Molina		
Correo:	mmolina@ccechillan.cl		
Instagram:	profe_marcela_cce		
Curso	4° medio	Fecha máxima de envío	Viernes 9 de octubre
Objetivo de aprendizaje:	Comprender los números cuánticos.		
Instrucciones:	<u>ESTA GUÍA ES SOLO APOYO PARA EL DESARROLLO DE EJERCICIOS PTU.</u>		

NÚMEROS CUÁNTICOS

Número cuántico principal (n). El número cuántico principal designa el nivel energético principal en el cual se localiza un electrón dado; este número también expresa la energía de los niveles dentro del átomo. El número cuántico "n", puede asumir teóricamente cualquier valor entero, de 1 a infinito, aunque con 7 valores (1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7), es posible satisfacer a los átomos conocidos actualmente.

Número cuántico secundario (l). El número cuántico secundario L, determina la energía asociada con el movimiento del electrón alrededor del núcleo; por lo tanto, el valor de l indica el tipo de subnivel en el cual se localiza un electrón y se relaciona con la forma de la nube electrónica.

Cada nivel electrónico se divide en subniveles que contienen electrones de la misma energía.

Los valores, l, están determinados por el valor de n; para cierto nivel, l, puede asumir cualquier valor entero desde 0 hasta n - 1. Así:

De esta manera podemos decir que para l:

$$\begin{aligned} s &= 0 \\ p &= 1 \\ d &= 2 \\ f &= 3 \end{aligned}$$

Número cuántico magnético (m). El número cuántico magnético representa la orientación espacial de los orbitales contenidos en los subniveles energéticos, cuando éstos están sometidos a un campo magnético. Los subniveles energéticos están formados por orbitales. Un orbital (REEMPE) es la región del espacio energético donde hay mayor probabilidad de encontrar un electrón.

El número de electrones por subnivel depende del valor de éste y está dado por la relación $(2l + 1)$ que puede ser desde $-l$ hasta $+l$, pasando por cero.

En un subnivel s ($l = 0$), hay un solo orbital al que m da el valor de 0.

$$\frac{s}{0}$$

En un subnivel p ($l = 1$), hay tres orbitales, a los que m da los valores de: -1, 0 y +1, respectivamente.

$$\frac{p}{-1} \quad \frac{p}{0} \quad \frac{p}{+1}$$

En un subnivel d ($l = 2$), hay cinco orbitales, a los que "m" da los valores de: -2, -1, 0, +1 y +2, respectivamente:

$$\frac{d}{-2} \quad \frac{d}{-1} \quad \frac{d}{0} \quad \frac{d}{+1} \quad \frac{d}{+2}$$

En un subnivel f ($l = 3$), hay siete orbitales, a los que m da los valores de: -3, -2, 0, +1, +2, y +3, respectivamente:

$$\frac{f}{-3} \quad \frac{f}{-2} \quad \frac{f}{-1} \quad \frac{f}{0} \quad \frac{f}{+1} \quad \frac{f}{+2} \quad \frac{f}{+3}$$

De esta manera cada orbital, de cada uno de los subniveles, queda perfectamente bien identificado por el número cuántico magnético "m".

Número cuántico espín (s), (algunos autores lo identifican por la literal m_j). Este número cuántico expresa el campo eléctrico generado por el electrón al girar sobre su propio eje, que sólo puede tener dos direcciones, una en dirección de las manecillas del reloj y la otra en sentido contrario; los valores numéricos permitidos para el número cuántico spin s son:

$$+ \frac{1}{2} \text{ y } - \frac{1}{2}$$



En cada orbital puede haber como máximo dos electrones, uno con giro positivo y el otro con giro negativo.

Esquematación de los electrones con spin contrario.

CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Seguirá un proceso imaginario de ocupación de orbitales aplicando las reglas citadas a continuación:

1. Principio de exclusión de Pauli

"En un orbital puede haber hasta dos electrones de spin opuesto". Esto significa que no es posible la existencia de dos electrones en el mismo átomo que tengan sus cuatro números cuánticos iguales.

2. Principio de edificación progresiva o mínima energía de Auf-Bau

"Cada nuevo electrón añadido a un átomo entrará en el orbital disponible de mínima energía".

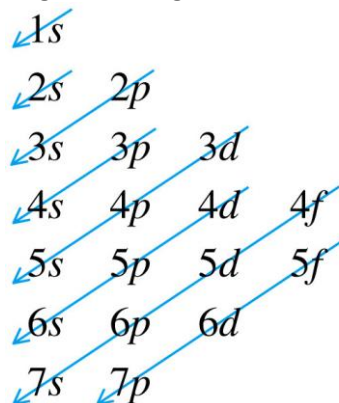
La separación de energía en los subniveles de los átomos poli electrónicos origina que se superpongan o traslapen, en valor de energía, orbitales con diferentes valores de n.

De acuerdo con el principio de máxima sencillez, la energía de los orbitales aumenta al incrementar el valor de n + 1: cuando hay dos subniveles con el mismo valor de n + 1, las energías aumentan con el valor de "n". Por lo tanto, la ocupación de orbitales correspondientes a un mismo número cuántico principal no es progresiva.

1s, 2s 2p, 3s 3p, 4s 3d 4p, 5s 4d 5p, 6s 4f 5d 6p, 7s 5f 6d 7p.

— — — — — ->- Energía — — — — —

Esta secuencia puede deducirse aplicando el siguiente diagrama, conocido como regla de las diagonales:



3. Principio de máxima multiplicidad o regla de Hund

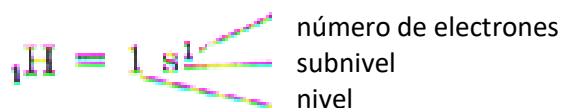
"Dentro de un subnivel los primeros electrones ocupan orbitales separados y tienen spines paralelos."

En otras palabras, los electrones entran de uno en uno en los orbitales que contienen la misma energía, cuando estos orbitales se completan con un electrón, entonces cada uno de ellos se satura con dos electrones en el mismo orden.

Aplicando estas sencillas reglas es posible iniciar las configuraciones electrónicas.

Para el desarrollo de la configuración electrónica de un átomo, sea el nivel (l, 2, 3, 4, 5, 6 ó 7), el tipo de subnivel (s, p, d ó f) y como supra-índice el número de electrones que cada subnivel contenga.

Ejemplo:



En la configuración del átomo de hidrógeno, el único electrón de éste ocupa el subnivel s del 1er. Nivel energético.