

-**Escuela:** CENS POCITO

-**Docente:** MIGUEL MASANET

-**Año:** 3er Año

-**Turno:** Noche

-**Área Curricular:** Química

GUIA 5

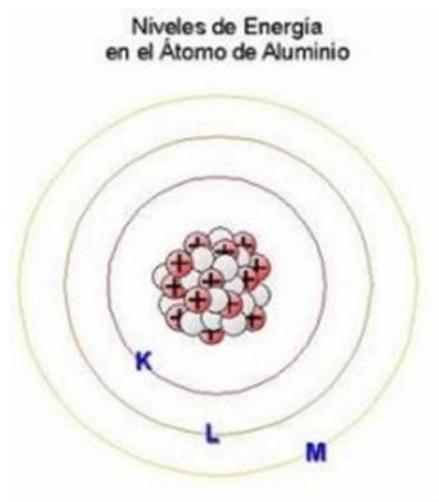
-**Título de la Propuesta:** DISTRIBUCION ELECTRONICA

Distribución Electrónica

La configuración electrónica en la corteza de un átomo es la distribución de sus electrones en los distintos niveles y orbitales. Los electrones se van situando en los diferentes niveles y subniveles por orden de energía creciente hasta completarlos. Es importante saber cuántos electrones existen en el nivel más externo de un átomo pues son los que intervienen en los enlaces con otros átomos para formar compuestos.

Conociendo el número atómico de un elemento químico, se puede hallar la distribución que sus electrones toman en los subniveles, según el orden ascendente de energía. Para realizar la distribución electrónica de un elemento, se debe tener en cuenta que los electrones ocupan primero los subniveles de menor energía, y en orden ascendente.

Las orbitas se enumeran desde el núcleo del átomo hacia afuera.

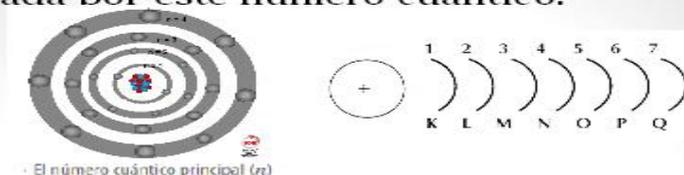


Los niveles K, L, M, N, O, P y Q toman valores de 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7 respectivamente; y los subniveles de energía se corresponden con las letras s, p, d, f.

Numero cuántico principal

Se representa con la letra **n**, indica el nivel de energía donde se encuentra el electrón, asume valores enteros positivos, del 1 al 7.

Dicho de otra manera el número cuántico principal determina el **tamaño de las órbitas**, por tanto, la distancia al núcleo de un electrón vendrá determinada por este número cuántico.



Distribución de los electrones en el átomo

La distribución de los electrones en los niveles y subniveles responde a los siguientes criterios:

a- Cada tipo de nivel y subnivel puede tener un número determinado de electrones, que se determina por la ecuación $e = 2n^2$

Orbitas	Niveles (n)	Número de electrones máximo ($2n^2$)
K	1	$2 \times 1^2 = 2$ electrones
L	2	$2 \times 2^2 = 8$ electrones
M	3	$2 \times 3^2 = 18$ electrones
N	4	$2 \times 4^2 = 32$ electrones

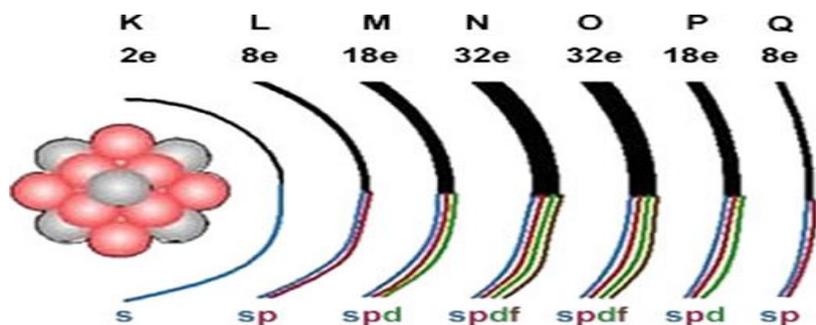
Es importante aclarar que además de determinar la cantidad de electrones por nivel, según la ecuación anterior, se debe tener en cuenta lo siguiente:

- La última orbita puede tener como máximo 8 electrones.
- La penúltima orbita puede tener como máximo 18 electrones.
- La antepenúltima orbita puede tener como máximo 32 electrones.

b-Cada subnivel tiene un determinado número de orbitales.

Subnivel	Nº de orbitales	Nº máximo de electrones
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

En la siguiente imagen, se observa la cantidad de electrones por cada orbita o nivel y los subniveles de cada una.

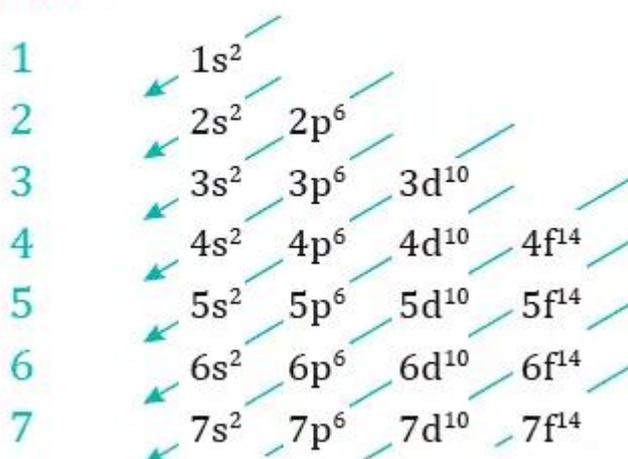


Regla de las diagonales

Para determinar la cantidad de electrones de cada orbita o nivel, se determina por la regla de las diagonales.

La regla es la siguiente:

Niveles



La forma de construir este diagrama es escribir los niveles de energía atómicos (del 1 al 7) y los correspondientes subniveles a su lado. Luego se trazan líneas diagonales desde arriba hacia abajo.

Significado



Como utilizar la regla de las diagonales

Para utilizar la regla de las diagonales simplemente debes seguir las líneas diagonales del diagrama desde arriba hacia abajo. Eso marcará el orden de llenado de los subniveles de

energía. La cantidad de electrones se escribe como superíndice. Una vez que un subnivel de energía está "completo" de electrones se pasa al subnivel siguiente.

Ejemplos de Configuración Electrónica

Ejemplo 1- Escribir la Configuración Electrónica del Manganeso (Mn):

PASO 1: Lo primero que debemos conocer es el Número Atómico (Z) del elemento en cuestión, en este caso, el Manganeso el cual nos indica la cantidad de protones.

El Manganeso (Mn) tiene un número atómico $Z=25$, es decir, que tiene 25 protones y **25 electrones**, para un átomo neutro.

PASO 2: El siguiente paso será ubicar la totalidad de los electrones en los orbitales correspondientes utilizando la Regla de las Diagonales.

Siguiendo la Regla de las Diagonales escribimos la configuración electrónica (CE) del Manganeso (Mn) de la siguiente manera:

Imaginemos que caminamos por la regla de las diagonales (es importante que al leer esto este con la regla de las diagonales para entenderlo).

Al caminar por la primera línea hacia abajo, encuentro al $1s^2$, lo escribo. Se termina el camino ahí, entonces subo para iniciar el segundo camino (al subir no escribo nada).

Al iniciar el segundo camino, me encuentro con el $2s^2$, lo escribo. Se termina el camino ahí, entonces subo para iniciar el tercer camino (al subir no escribo nada).

Inicio el tercer camino, me encuentro con el $2p^6$, lo escribo y sigo por el camino y encuentro al $3s^2$. Ahí termina el tercer camino, entonces subo para iniciar el próximo camino (al subir no escribo nada).

Comenzamos con el cuarto camino, ahí me encuentro con el $3p^6$, lo escribo. Siempre es importante ir sumando los electrones para saber cuanto tengo y que me falta.

Hasta acá tengo $2+2+6+2+6$ que me da un total 18, es decir que me faltan 7 para llegar a los 25, entonces sigo por el cuarto camino y encuentro al $4s^2$, lo escribo. Ya me faltan 2 e⁻ menos de los 7, es decir 5. Ahí se termina el camino, entonces subo sin escribir nada.

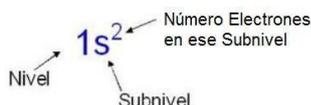
Ahora inicio el quinto camino, al bajar por el mismo encuentro al $3d^{10}$, pero si coloco los 10 electrones que tiene el 3d, me paso de los 25 y para llegar a los 25 e⁻, solo me hacen falta 5. Entonces al 3d, le coloco 5, quedando $3d^5$



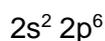
La suma de todos los electrones debe ser 25 en este ejemplo: $2+2+6+2+6+2+5= 25$

Luego se obtiene de este desarrollo, la cantidad de electrones (e^-), por orbitas que será:

$K = 2$, la órbita K, corresponde al nivel de energía 1, y vemos que tiene 2 electrones



$L = 8$, órbita L, corresponde al nivel de energía 2, y si sumamos los electrones $2+6=8$



$M = 3$, órbita M, corresponde al nivel de energía 3, y si sumamos los electrones $2+6+5=13$



$N = 2$, órbita N, corresponde al nivel de energía 4, y los electrones serán 2



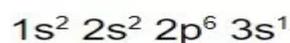
Este átomo de Manganeso solo tiene 4 orbitas, K, L, M, N y queda:



Si sumamos los electrones deben dar 25.

Ejemplo 2: Sodio (Na)

Para el caso del sodio (Na), donde $Z=11$, por lo tanto, $e^- = 11$ (electrones)

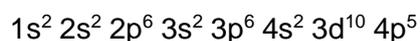


Las orbitas tendrán:



Ejemplo 3: Bromo (Br)

Para el Bromo $Z=35$, entonces son 35 electrones ($e^- = 35$)

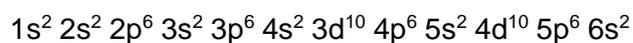


Tendremos:

K=2 L=8 M=18 N=7

Ejemplo 4: Bario (Ba)

Para el Ba, $z = 56$, entonces $e^- = 56$



Tendremos:

K=2 N=18

L=8 O=8

M=18 P=2

Si ustedes se fijan en la tabla periódica, la ubicación de estos elementos químicos, verán que la cantidad de orbitas determinadas anteriormente coinciden con el periodo del elemento químico.

En el Mn, tiene 4 orbitas, entonces periodo 4

En el Na, tiene 3 orbitas, entonces periodo 3

En el Br, tiene 4 orbitas, entonces periodo 4

En el Ba, tiene 6 orbitas, entonces periodo 6

Actividades

Realizar la configuración electrónica con la regla de diagonales y determine las cantidades de electrones en cada orbita. Diga además a que periodo pertenece cada elemento químico.

- 1- Nitrógeno- N
- 2- Aluminio- Al
- 3- Cobre- Cu
- 4- Xenón- Xe
- 5- Plomo- Pb

DIRECTIVO A CARGO: PROF. CARLOS VARGAS