



# Configuración Electrónica y Tabla Periódica

**Curso:** 4° año

**Modalidad:** Química

**Profesor:** Esteban Estrada

### CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS.

Recuerda que... ... Todo lo que nos rodea está formado por conjuntos microscópicos llamados moléculas. ... Que las moléculas se forman de átomos. ... Que se han detectado algo más de 100 átomos (aunque existen muchísimas moléculas diferentes). ... Que el centro del átomo (llamado núcleo) está formado por 2 partículas: o Los Protones: que tienen carga eléctrica positiva y Los Neutrones: que no tienen carga eléctrica. ... Y que alrededor del núcleo y moviéndose a gran velocidad se encuentran los electrones que tienen carga eléctrica negativa.



#### Los Números Cuánticos

En el contexto de la mecánica cuántica, en la descripción de un átomo se sustituye el concepto de órbita por el de **orbital atómico**. Un orbital atómico es la región del espacio alrededor del núcleo en el que la probabilidad de encontrar un electrón es máxima.

La solución matemática de la ecuación de **Schrödinger** precisa de tres números cuánticos. Cada trío de valores de estos números describe un orbital.

**Número cuántico principal (n):** puede tomar valores enteros (1, 2, 3, 4, 5, 6, 7) y coincide con el mismo número cuántico introducido por Bohr. Está relacionado con la distancia promedio del electrón al núcleo en un determinado orbital y, por tanto, con el tamaño de este e indica el nivel de energía.

**Número cuántico secundario o de momento angular (l):** Los niveles de energía, identificados con el número cuántico principal (n), poseen subniveles, los cuales se asocian, además, a la forma del orbital, y son identificados por el número cuántico secundario (l). Entonces, los valores del número cuántico secundario dependen del número cuántico principal "n".

Así, la cantidad de subniveles de energía que posea cada nivel principal está dada por la fórmula  $n - 1$  (el valor del número cuántico principal menos uno).

Este número cuántico secundario (l) nos indica en que subnivel se encuentra el electrón, y toma valores desde 0 hasta (n - 1), recordando que n es el valor del número cuántico principal. Así, para cada nivel n, el número cuántico secundario (l) será:

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1.$$

Ejemplo:

Si  $n = 1$  ( $n - 1 = 0$ ), entonces  $l = 0$  (en el nivel de energía 1 no hay subniveles de energía, y para efectos de comprensión se considera este nivel 1 como subnivel 0)

Si  $n = 2$  ( $n - 1 = 1$ ), entonces  $l = 0, 1$ . El nivel de energía 2 posee dos subniveles, identificados como 0 y 1

Si  $n = 3$  ( $n - 1 = 2$ ), entonces  $l = 0, 1, 2$ . El nivel de energía 3 posee tres subniveles, identificados como 0, 1 y 2

Si  $n = 4$  ( $n - 1 = 3$ ), entonces  $l = 0, 1, 2, 3$ . El nivel de energía 4 posee cuatro subniveles, identificados como 0, 1, 2 y 3

Si  $n = 5$  ( $n - 1 = 4$ ), entonces  $l = 0, 1, 2, 3, 4$ . El nivel de energía 5 posee cinco subniveles, identificados como 0, 1, 2, 3 y 4

También para efectos de comprensión, la comunidad científica ha aceptado que los números que representan los subniveles (0, 1, 2, y 3) sean reemplazados por las letras s, p, d y f, respectivamente, para representar los distintos tipos de orbitales.

Estas letras se obtienen de la inicial de las palabras **Sharp (s), principal (p), difuso (d) y fundamental (f)**.

**Número cuántico magnético ( $m_l$ ):** puede tener todos los valores desde  $-l$  hasta  $+l$  pasando por cero. Describe la orientación espacial del orbital e indica el número de orbitales presentes en un subnivel determinado. Ejemplo: Si  $l=0$ ,  $m_l=0$ . Si  $l=1$ ,  $m_l=-1, 0, 1$ . Si  $l=2$ ,  $m_l=-2, -1, 0, 1, 2$ .

Para explicar determinadas características de los espectros de emisión se consideró que los electrones podían girar en torno a un eje propio, bien en el sentido de las agujas del reloj o en el sentido contrario. Para caracterizar esta doble posibilidad se introdujo el **número cuántico de espín ( $m_s$ )** que toma los valores de  $+\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ .

Para entender el concepto de configuración electrónica es necesario asumir o aplicar dos principios importantes:

- **Principio de Incertidumbre de Heisenberg:** "Es imposible determinar simultáneamente la posición exacta y el momento exacto del electrón"
- **Principio de Exclusión de Pauli:** "Dos electrones del mismo átomo no pueden tener los mismos números cuánticos idénticos y por lo tanto un orbital no puede tener más de dos electrones".

Los elementos químicos están acomodados en la tabla periódica por: número atómico **Z** (número de protones), en períodos y grupos. Gracias a la configuración electrónica de un átomo (la forma en la que se distribuyen los electrones en los distintos niveles y subniveles) podemos saber el lugar que ocupa en la tabla periódica, sus características metálicas o no, propiedades físicas y químicas y la capacidad de reacción que posee. Por ejemplo, la configuración electrónica del Bromo es:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$ . Con estos datos podemos saber la valencia, a qué periodo y a qué grupo pertenece este elemento químico.

**¿Y cómo se obtiene la configuración electrónica de un elemento?**

Configurar significa "ordenar" o "acomodar", y electrónica deriva de "electrón"; entonces, configuración electrónica es la manera ordenada de repartir los electrones en los niveles y subniveles de energía. Para obtener la configuración electrónica de un elemento químico se necesita... Conocer el número atómico (Z): El número atómico indica el número de protones. Con este dato podemos determinar el número de electrones que contiene un elemento ya que en cualquier átomo estable el número de protones es igual al número de electrones.

Número atómico = número de protones = número de electrones.

1

Bromo  
35  
**Br**  
79,904

Z=35, su número atómico es igual al número de protones. e<sup>-</sup> = 35

Conocer cómo se distribuyen los electrones que contiene un determinado elemento: Un átomo puede tener como máximo 7 niveles de energía que se nombran de adentro hacia afuera con una letra mayúscula que va desde la "K" hasta la "Q". No todos los átomos tienen 7 niveles energéticos porque cada uno tiene tantos orbitales como su número de electrones lo requiera.

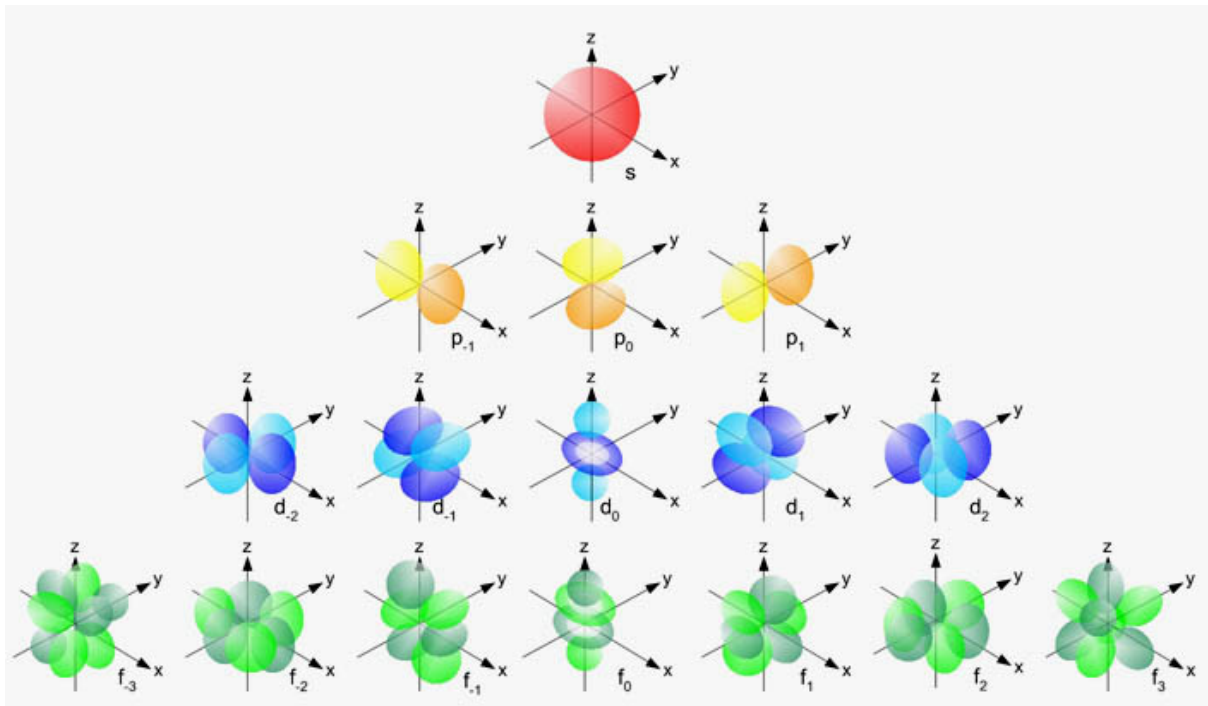
En cada nivel existen subniveles; observa que en la siguiente imagen hemos representado los 7 niveles energéticos con círculos morados y que cada uno ha sido identificado con una letra que va desde la "K" hasta la "Q". La letra "M", por ejemplo, representa al tercer nivel y delante de él se representa el número de subniveles que tiene. Si observamos por ejemplo el nivel "N" (el cuarto orbital) vemos que este nivel energético tiene 4 subniveles energéticos.



El número de electrones que acepta cada subnivel son:



Forma de los orbitales:



**¿Cómo representar la configuración electrónica de un elemento químico?**

Antes dijimos que la configuración electrónica del Bromo es:  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$ . ¿Y qué significa esto?

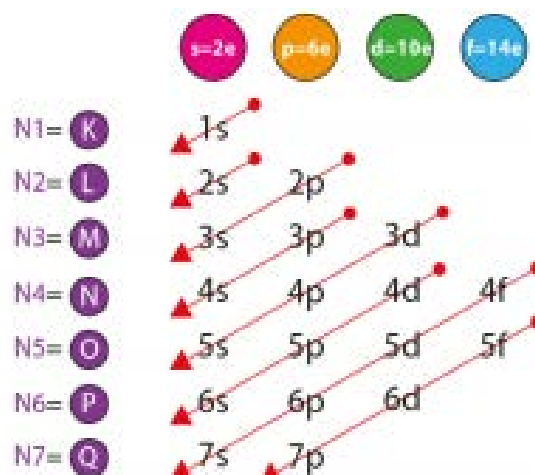
Veamos sólo la primera parte:  $1s^2$

1 = El nivel

s = El subnivel

2 = El número de electrones.

La configuración electrónica de un elemento químico describe cuántos electrones hay en cada nivel y en cada subnivel. Para representar la configuración electrónica de un elemento existe una herramienta llamada “regla de las diagonales”; se llama así por la posición que tienen las flechas que atraviesan a los subniveles.



La “regla de las diagonales” nos recuerda que:

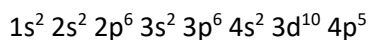
- Un átomo puede tener como máximo 7 niveles que van del núcleo del átomo hacia afuera y que se representan desde la letra “K” hasta la letra “Q” respectivamente.
- Cada nivel tiene un cierto número de subniveles. En orden, los subniveles y la cantidad de electrones que aloja cada uno son:
  - subnivel “s”: acepta 2 electrones.
  - subnivel “p” acepta 6 electrones.
  - subnivel “d” acepta 10 electrones.
  - subnivel “f” acepta 14 electrones.

Para obtener la configuración electrónica de cualquier elemento se debe seguir el orden de las flechas (de arriba para abajo y de derecha a izquierda). Si escribimos este orden de las flechas, se forma una cadena así: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

Continuemos con el ejemplo del Bromo que tiene un número atómico de 35 (z= 35):

- Número atómico = 35 (significa que tiene 35 protones);
- 35 protones = 35 electrones (el número de electrones que debemos representar en una configuración electrónica).

A cada parte de la cadena de la configuración electrónica sólo hay que añadirle el número de electrones que caben en cada subnivel hasta anotar todos los electrones que tenemos que representar:



Observa que el último subnivel (4p) puede alojar hasta 6 electrones, sin embargo, en la configuración electrónica del Bromo sólo tiene 5 electrones porque:

$$2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2 + 10 + 5 = 35 \text{ electrones.}$$

2

Bromo

35

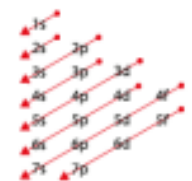
Br

79.904

Z = 35

Si número atómico es igual a número de protones.

e<sup>-</sup> = 35



1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> 4s<sup>2</sup> 3d<sup>10</sup> 4p<sup>5</sup>

2+2+6+2+6+2+10+5=35

Con la configuración electrónica podemos deducir el periodo y el grupo al que pertenece cada elemento en la tabla periódica y la valencia de cada elemento.

1. La configuración electrónica sirve para deducir a qué Periodo pertenece un elemento:

Para esto se debe saber: El último nivel energético que ocupa un electrón. En el ejemplo del Bromo...

**3**

Bromo
<b>35</b>
<b>Br</b>
79.904

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Los niveles en los cuales hay electrones son:  
1, 2, 2, 3, 3, 4, 3, 4.

El último nivel energético que contiene por lo menos un electrón es:  
4

Por tanto el bromo se ubica en el cuarto periodo.

2. La configuración electrónica sirve para deducir a qué Grupo pertenece un elemento:

Según la nomenclatura CAS (Chemical Abstracts Service) los grupos en los que están organizados los elementos químicos en la tabla periódica están formados por un número arábigo (que va del 1 al 8) y una letra mayúscula (que puede ser "A" o "B").

Para deducir la letra (A o B) a la que pertenece un elemento en la tabla periódica:

- Se debe observar en qué subnivel energético termina la configuración electrónica:
- Si termina en el subnivel "s" o "p": Pertenece a la letra "A".
- Si termina en el subnivel "d": pertenece a la letra "B".
- Si termina en el subnivel "f": Pertenece a los elementos de transición interna.

Sigamos tomando el caso del Bromo como ejemplo...

**4**

Bromo
<b>35</b>
<b>Br</b>
79.904

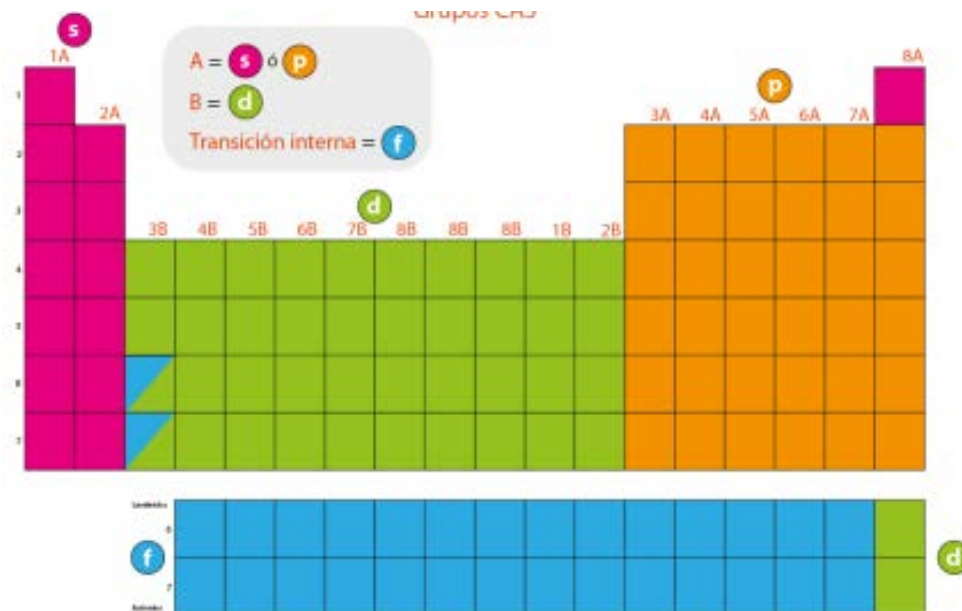
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

La configuración electrónica del Bromo termina en el subnivel "p", por tanto el Bromo pertenece a un grupo de la letra "A".

Para deducir el número del grupo (del 1 al 8) al que pertenece un elemento en la tabla periódica:

- Debemos conocer la letra.
- Si pertenece a la letra "A": el número será igual a los electrones del subnivel "s" o a la suma de los electrones en "s, p" (cuando haya electrones en el subnivel "p") del último nivel.
- Si pertenece a la letra "B": el número será igual a los electrones del subnivel "d" y "s" del último nivel que tenga estos subniveles.
  - Si el resultado es 3, 4, 5, 6 ó 7 el grupo es 3B, 4B, 5B, 6B, 7B respectivamente.

- Si el resultado es 8, 9, ó 10 el grupo es 8B primera columna, 8B segunda columna, 8B tercera columna respectivamente.
- Si el resultado es 11 el grupo será 1B.
- Si el resultado es 12 el grupo será 2B.



En el ejemplo del bromo...

5

Bromo
<b>35</b>
<b>Br</b>
79.904

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$   
 El Bromo pertenece a un grupo de la letra "A".  
 El último nivel es 4.  
 El último nivel tiene "s,p". Se suman los electrones.  
 $2 + 5 = 7$   
 Por tanto el Bromo pertenece al Grupo 7A

3. La configuración electrónica para deducir la Valencia de un elemento:

La valencia define la forma en que los átomos se enlazan entre sí para generar compuestos. La valencia puede ser positiva o negativa:

- Cuando tiene menos de 4 electrones se dice que "tiene valencia positiva" pues puede donarlos y
- Cuando tiene más de 4 electrones se dice que "tiene valencia negativa" pues puede aceptar electrones.

La valencia es igual al número de electrones presentes en el último nivel electrónico ocupado de cada elemento; a éste nivel se le llama: "capa electrónica de valencia".

En el ejemplo del bromo

6

Bromo
35
<b>Br</b>
79.904

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

El último nivel es 4.

El último nivel tiene "s,p". Se suman los electrones.

$2 + 5 = 7$

Por tanto el Bromo pertenece al Grupo 7A

El Bromo tiene una valencia de 7.

**Otro ejemplo:**

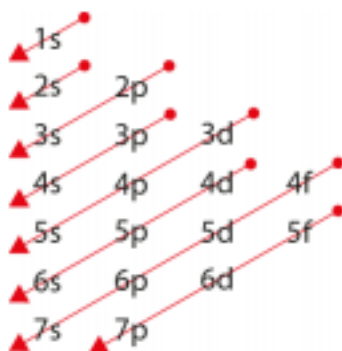
Representa la configuración electrónica del elemento "Plata" y deduce:

- a) El periodo al que pertenece en la tabla periódica,
- b) El grupo al que pertenece en la tabla periódica,
- c) La valencia que tiene este elemento.

» Plata (Ag).

» Número atómico: 47 (z = 47)

Representemos la configuración electrónica de (Ag):



Entonces:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$

a. Dedución del periodo:

El último nivel energético que ocupa un electrón en la configuración electrónica de este elemento es en el nivel 5; por lo tanto, este elemento corresponde al: Periodo 5

b. Dedución del grupo:

Para obtener la letra a la que pertenece este elemento: El último subnivel ocupado termina en "d" por lo que la plata pertenece a un grupo de la letra "B".

Para obtener el número al que pertenece este elemento: De acuerdo a las reglas para obtener el número vemos que pertenece a la letra "B" y que para obtener el número debemos sumar los electrones de los subniveles "s" y "d" del último nivel que los contiene. Al sumar los electrones 2 + 9 obtenemos 11, la regla dice que si el resultado es 11 pertenece al número 1. Por tanto la Plata (Ag) pertenece al grupo 1B.

c. Deducción de su valencia:

El grupo al que pertenece la plata es 1B; por lo tanto la valencia de la plata es 1.

### Configuración Electrónica de Iones

Los iones son átomos o conjuntos de átomos que adquieren carga positiva o negativa producto de una transferencia de electrones. Los iones se clasifican en cationes y aniones:

- Cationes: Se forma cuando cede 1 o más electrones. Al perder carga negativa queda cargado positivamente.
- Aniones: Se forma cuando acepta 1 o más electrones. Al ganar cargas negativas queda cargado negativamente.

Al igual que para la especies neutras, se utiliza el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund.

-Configuración electrónica para iones de elementos representativos



Formación de cationes: Se pierden uno o más electrones del nivel  $n$  más alto ocupado.



Formación de aniones: Se agregan uno o más electrones al nivel  $n$  más alto que está parcialmente lleno.

-Configuración electrónica para iones de elementos de transición



Formación de cationes: Los electrones que siempre se pierden primero son los del orbital  $ns$  y, después, de los orbitales  $(n-1)d$ .

### Diamagnetismo y Paramagnetismo

La regla de la máxima multiplicidad de Hund se corresponde muy bien con las propiedades magnéticas que posee la materia: **paramagnetismo y diamagnetismo**.

- Existen sustancias, conocidas como paramagnéticas, que son atraídas por un imán.
- Otras sustancias, las diamagnéticas, no son atraídas por un imán, incluso pueden llegar a ser repelidas débilmente.

La causa de este comportamiento, debe buscarse en el estudio de los espines de los electrones:

- Si los electrones están desapareados, presentaran el mismo espín, por lo cual, tendrán un campo magnético neto que, cuando interactúa con el campo magnético de imán, provocará una fuerza de atracción, también conocida como para magnetismo.
- Si los electrones están apareados, éstos presentan espines opuestos que se anulan, por lo cual no existirá ningún campo magnético neto. En este caso se da el fenómeno del diamagnetismo.

