

## Modalidad

Con éste módulo damos continuidad a la Unidad N° II del Programa Analítico de la asignatura, cuenta con un material teórico-práctico, en donde se desarrollan contenidos teóricos para luego dar lugar a la parte práctica. Para la resolución de las actividades de autoaprendizaje deberán tener en cuenta los siguiente íconos

	<b>Marco teórico:</b> implica la lectura del material bibliográfico con el desarrollo teórico del tema según la secuenciación de contenidos por eje temático.
	<b>Ejercicios de aplicación:</b> secuencia de consignas que indican las actividades a realizar para comprobar la comprensión y aplicación del conocimiento aprendido.
	<b>Enlace web:</b> soporte audio-visual que permitirá reforzar los contenidos abordados en la teoría y facilitar la comprensión de los mismos, facilitará la resolución de las actividades.

A continuación les proponemos un cronograma para la realización paulatina de las actividades, esto les permitirá lograr el autoaprendizaje de los contenidos abordados en este módulo.

Semana	Tema	Actividad
31/08 al 07/09	CONFIGURACION ELECTRONICA	1
08/09 al 15/09	CASILLAS CUANTICAS	2



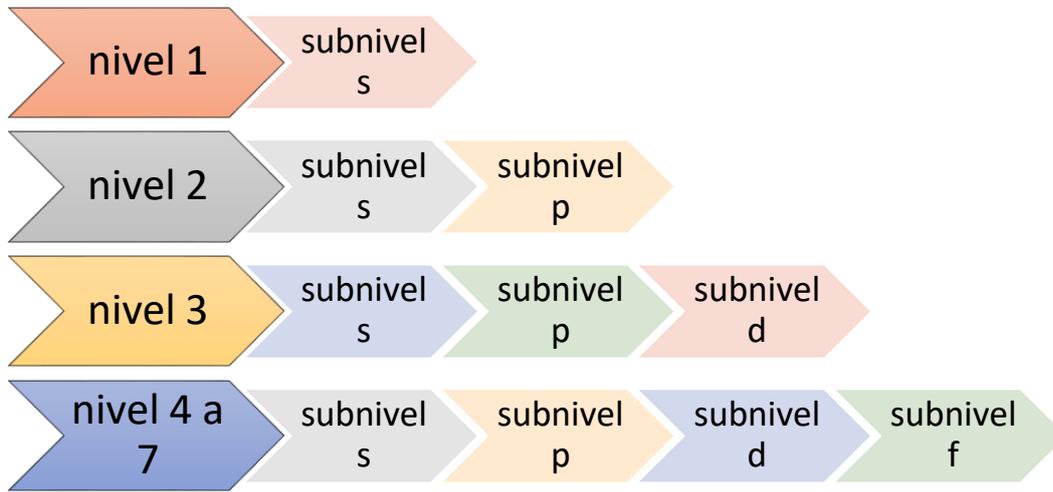
## CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La **Configuración Electrónica** es la ubicación de todos los electrones de un elemento químico, en los niveles y subniveles energéticos (orbitales). El llenado de estos orbitales se produce **en orden creciente de energía**, es decir, desde los orbitales de menor energía hacia los de mayor energía.

**Los orbitales son las regiones alrededor del núcleo de un átomo donde hay mayor probabilidad de encontrar los electrones**

La Configuración Electrónica se escribe ubicando la totalidad de los electrones de un átomo o ion en sus orbitales o subniveles de energía.

Recordemos que existen 7 niveles de energía: 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7. Y cada uno de ellos tiene, a su vez, hasta 4 subniveles de energía denominados s, p, d y f. Así, el nivel 1 contiene solamente al subnivel s, el nivel 2 contiene subniveles s y p, el nivel 3 contiene subniveles s, p y d, y los niveles 4 a 7 contienen subniveles s, p, d y f. Cómo se muestra en el siguiente esquema.



Cada nivel alberga una cantidad máxima de electrones.

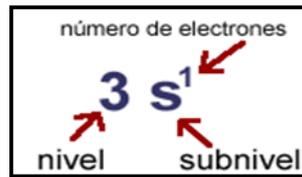
El **subnivel s** aloja un máximo de **2 electrones**.

El **subnivel p** aloja un máximo de **6 electrones**.

El **subnivel d** aloja un máximo de **10 electrones**.

El **subnivel f** aloja un máximo de **14 electrones**.

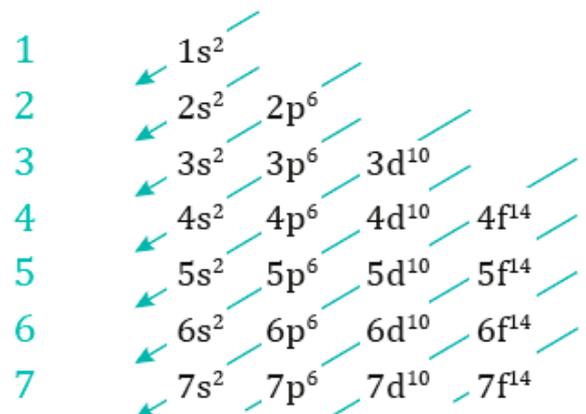
Para ubicar a un electrón del nivel 3, subnivel "s" se escribe de la siguiente manera:



Los electrones se ubican desde los orbitales de menor energía a los orbitales de mayor energía, el diagrama de Moëller o Regla de las diagonales se utiliza para recordar el orden de llenado de los orbitales atómicos.

**Regla de las Diagonales o Diagrama de Moëller:**

**Niveles**



Simplemente debes seguir las líneas diagonales

del diagrama desde arriba hacia abajo. Eso marcará el orden de llenado. Recuerden que la cantidad de electrones se escribe como superíndice.

**El orden de los electrones según el Diagrama de Moeller sería:**



## Pasos a seguir para realizar una configuración electrónica:

1º: Lo primero que debemos conocer es el **Número Atómico (Z)** del elemento en cuestión. Al tratarse de un átomo neutro, la cantidad de protones será igual a la cantidad de electrones.

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

### **Configuración electrónica del Manganeso (CE Mn):**

El Manganeso (Mn) tiene un número atómico, **Z=25**, es decir, que tiene 25 protones, por lo tanto tiene 25 electrones.

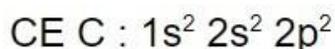
Siguiendo la Regla de las Diagonales escribimos la configuración electrónica (CE) del Mn de la siguiente manera:



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

### **Configuración Electrónica del Carbono (CE C):**

El átomo de Carbono tiene un número atómico **Z = 6**, es decir, tiene 6 protones en su núcleo y al tratarse de un átomo neutro tiene 6 electrones alrededor del núcleo, Configuración Electrónica (CE) del Carbono:

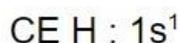


Donde si sumamos los superíndice:  $2+2+2=6$  electrones

### **Configuración Electrónica del Hidrógeno (CE H)**

El átomo de Hidrógeno tiene un número atómico (Z) de 1.

Es decir, tiene 1 protón en su núcleo. Al tratarse de un átomo neutro tiene también 1 electrón alrededor del núcleo. Utilizando la regla de las diagonales o Diagrama de Moëller escribimos la Configuración Electrónica (CE) del Hidrógeno:



## **Actividad 1**

1) **Escriba la configuración electrónica** de los siguientes elementos:

- a) Mg
- b) Ni
- c) Al
- d) O
- e) Cl
- f) B
- g) K
- h) S

2) **Escriba el nombre y el símbolo** químico de los elementos cuyas configuraciones electrónicas se muestran a continuación:

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ :.....
- $1s^2 2s^2 2p^5$  :.....
- $1s^2 2s^2 2p^2$  :.....
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  :.....
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ :.....

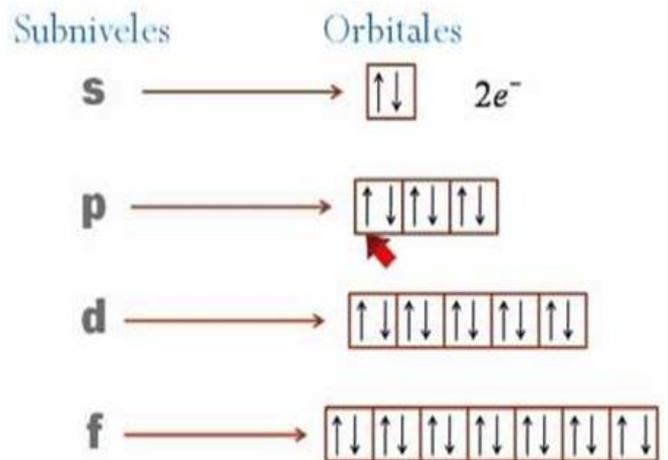


## CASILLAS CUÁNTICAS

Para representar la configuración electrónica de cualquier elemento utilizamos las Casillas Cuánticas.

En ellas se representa cada orbital mediante un cuadrado en el que entran 1 par de electrones representados por flechas opuestas para expresar los spines de diferentes signos. Es decir, decimos que cada electrón es una partícula con carga eléctrica, al moverse en torno al núcleo, crea un campo magnético, positivo o negativo, que define su orientación dentro de los orbitales.

A cada subnivel le corresponden casillas como pares de electrones tengan:



Ejemplo de casillas cuánticas del Litio: **1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup>**



Ejemplo de casillas cuánticas del Carbono: **1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>**

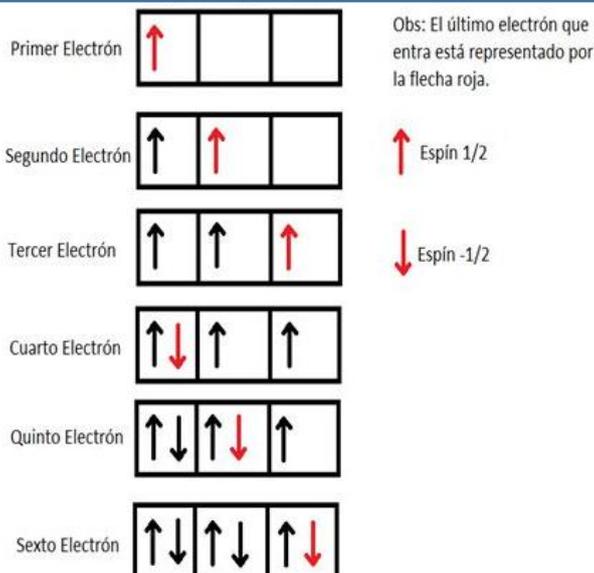


Ejemplo de casillas cuánticas del Flúor:  $1s^2$   $2s^2$   $2p^5$



Para llenar los orbitales con los electrones se debe respetar la regla de Hund que dice:

No se completa un orbital hasta que haya un electrón en todos los orbitales del subnivel.



## Actividad 2

3) Representar a través de casillas cuánticas las configuraciones electrónicas del ejercicio N° 1 pero solo las del último nivel de energía. A modo de ejemplo se desarrolla el primer ejercicio.

1.a) Mg:  $1s^2 2s^2 2p^6$   $3s^2$



El último nivel de energía para el Mg es el  $3s^2$



<https://www.youtube.com/watch?v=g5wWvbJfPpM>