



GUIA DE APRENDIZAJE QUIMICA 1° MEDIO TEMA : CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Contenido :

- Configuración electrónica de los 10 primeros elementos tabla periódica (regla de las diagonales)
- Relación de configuración electrónica con números cuánticos.
- Electrones del ultimo nivel (electrones de valencia).
- Relación de configuración electrónica con ubicación del elemento en tabla periódica.

Objetivos:

Al finalizar el estudio de este material, el estudiante estará en capacidad de:

- Desarrollar la configuración electrónica de los primeros 10 elementos de la Tabla Periódica
- Identificar los números cuánticos del ultimo electrón de cada uno de los elementos en estudio.
- Identificar los electrones de valencia y lo relacionan con grupo y periodo.

Instrucciones: A continuación encontrarás una serie de actividades que deberás desarrollar a fin de prepararte para rendir Examen Final.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La organización de los electrones dentro del átomo requiere de una serie de reglas básicas que responden a los “principios de la Teoría Cuántica” y queda representados por la Configuración Electrónica.

La configuración electrónica de un átomo se entiende como “**La distribución de los electrones en los diferentes niveles y orbitales de un átomo**”.

¿Cómo se escribe la configuración electrónica?

- **Para describir la configuración electrónica de un átomo es necesario:**

- Saber el número de electrones que el átomo tiene, es decir el **número atómico (Z)**

EL NUMERO ATOMICO (Z) : representa el numero de protones (p^+) y como el átomo es neutro $p^+ = e^-$

- Ubicar a los electrones en cada uno de los niveles de energía comenzando por el primer nivel (mínima energía) que es el mas cercano al núcleo ($n = 1$), y siguiendo luego el “Diagrama llenado de los orbitales”
- Los orbitales se llenan según la regla de la máxima multiplicidad (nunca utilice el siguiente nivel si el anterior no esta lleno).
- Respetar la capacidad máxima de electrones en cada nivel y orbital atómicos de cada átomo.
- Los electrones ubicados en el último nivel de energía serán los electrones de valencia.

- **La distribución de los electrones en los orbitales se realiza considerando tres principios fundamentales:**

- ✓ **Principio de mínima energía.** Establece que los electrones van llenando primero los orbitales de menor energía.
- ✓ **Principio de exclusión de Pauli.** Establece que cada orbital acepta como máximo 2 electrones que deben tener espines contrarios.
- ✓ **Principio de máxima multiplicidad de Hund.** Establece que en orbitales de la misma energía, los electrones entran de a uno, ocupando cada orbital con electrones con el mismo espín. Cuando se alcanza el semilllenado, recién se ubican los electrones con espines opuestos.

PARA RECORDAR:

Representación de los electrones en niveles y orbitales de energía en la Configuración electrónica

1s¹

Donde:

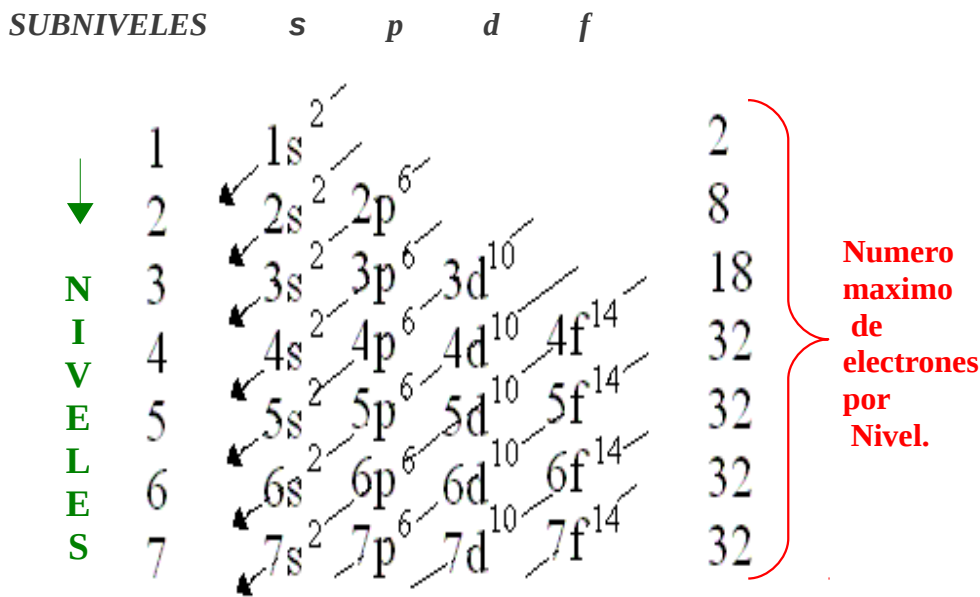
- 1** → Representa al nivel de energía ocupado por el electrón en ese átomo.
- S** → Representa al subnivel de energía ocupado por el electrón en ese átomo.
- 1** → Representa la cantidad de electrones presentes en ese orbital y en ese nivel.

El esquema de llenado de los orbitales atómicos de un elemento lo podemos obtener utilizando la **regla de las diagonales**, para ello debes seguir la flecha del esquema comenzando por **1s** y siguiendo la flecha podrás ir completando los orbitales con los electrones en forma correcta.

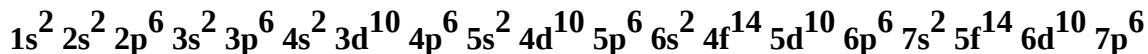
Recordemos que el número máximo de electrones en los **subniveles** es:

- s* : 2 electrones
- p* : 6 electrones
- d* : 10 electrones
- f* : 14 electrones

REGLA DE LAS DIAGONALES



O también puedes usar la **secuencia de llenado de orbitales** entregada a continuación.



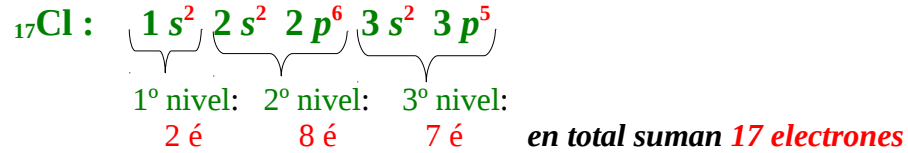
EJEMPLO N° 1

Configuración electrónica del CLORO ($_{17}\text{Cl}$):

Debemos dar la distribución electrónica para el elemento CLORO, que como su número atómico indica tiene 17 electrones. Para ello seguimos la regla de las diagonales, como se representa más arriba.

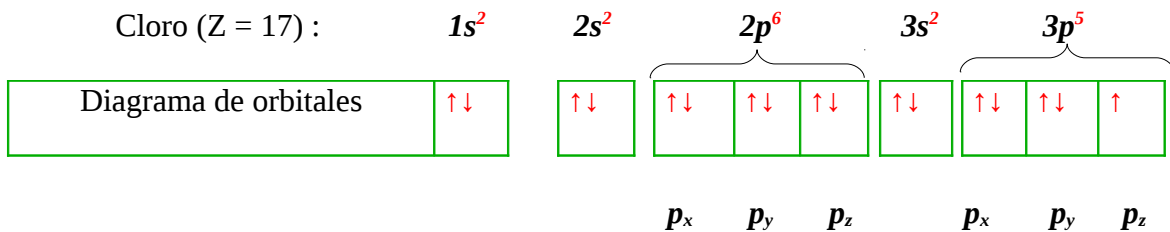
En el ejemplo del CLORO sería: $1s^2$, continuando con la siguiente diagonal tengo $2s^2$, como siguiendo la diagonal no tengo otro dato busco la siguiente diagonal y tengo $2p^6$, siguiendo la diagonal tengo $3s^2$ y finalmente $3p^6$

Siempre se deben ir sumando los superíndices, que indican la cantidad de electrones. Si sumo los superíndices del ejemplo, obtengo 18, quiere decir que tengo un electrón de más, ya que mi suma correcta debe dar 17, por lo que al final debo corregir para que quede $3p^5$.



Ahora, si analizamos detenidamente lo que pasa en cada orbital, podemos ver que:

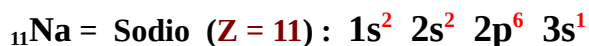
- ✓ En el **subnivel s** del **1° nivel** los dos electrones se encuentran en el orbital tipo **s**
- ✓ En el **subnivel s** del **2° nivel** los dos electrones se encuentran en el orbital tipo **s**.
- ✓ En el **subnivel p** del **2° nivel** los seis electrones se encuentran de dos en dos en cada orbital tipo **p**
- ✓ En el **subnivel s** del **3° nivel** los dos electrones en el orbital **s**.
- ✓ En el orbital tipo **p** del **3° nivel** los cinco electrones se encuentran de dos en dos en los orbitales p_x y p_y , pero en el orbital p_z solo existe un electrón, o sea:



Ejemplo N° 2

Configuración electrónica del elemento Sodio ($_{11}\text{Na}$):

$_{11}\text{Na}$ quiere decir que el Sodio tiene **11 electrones** y entonces se ha de configurar siguiendo el diagrama de energía hasta llegar a contar 11 electrones, o sea:

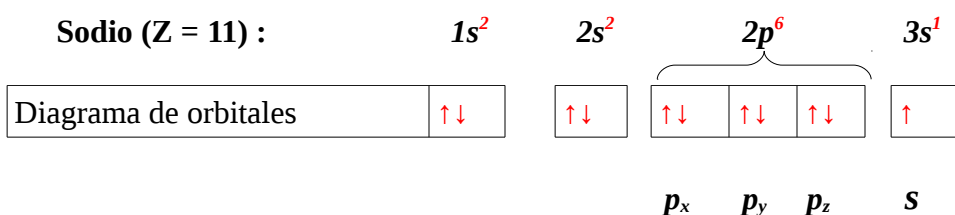


¿Cómo se lee esta información?

Se interpreta de la siguiente manera: el elemento Sodio posee **3 niveles de energía**

- En el **primer nivel** se ubican **2 electrones** en un orbital tipo **s**.
- En el **segundo nivel** se ubican **8 electrones** **2 electrones** están en el orbital tipo **s** y los otros **6 electrones** se ubican en el orbital tipo **p** (p_x, p_y, p_z).
- En el **tercer nivel** solo se ubica **1 electrón** en el orbital tipo **s**.

Nosotros sabemos que en el orbital tipo s caben 2 electrones como máximo, pero si nosotros hubiésemos colocado 2 entonces habríamos ubicado 12 electrones y ese no es el Z del sodio, por lo tanto, en el último orbital solo se colocará la cantidad de electrones que haga falta para completar el Z que es igual a 11.



Evaluación N° 1:

- Desarrolle la configuración electrónica de los 10 primeros elementos de la tabla periódica utilizando la **regla de las diagonales** o la **secuencia de llenado de orbitales**, como se presenta mas arriba y la información dada en los ejemplos

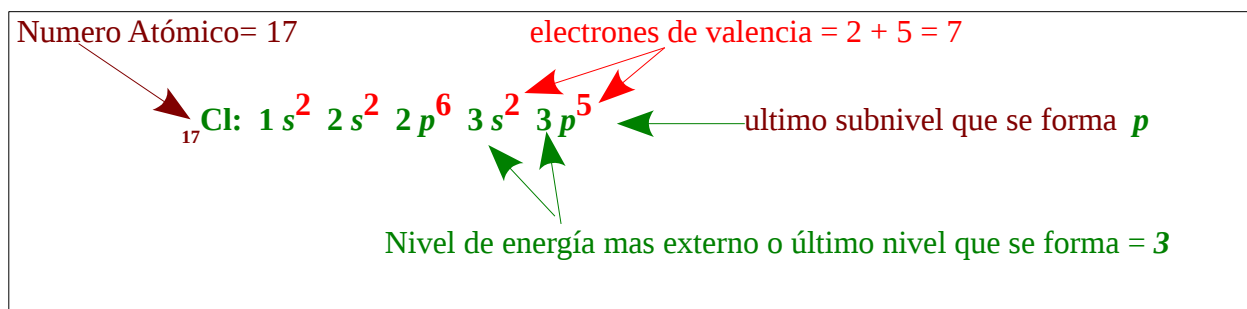
Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica
Hidrógeno	${}_1\text{H}$	1	$1s^1$
Helio		2	
Litio		3	
Berilio		4	
Boro		5	
Carbono		6	
Nitrógeno		7	
Oxígeno		8	
Flúor		9	
Neón		10	

Evaluación N° 2 : Completa las siguientes tabla con configuraciones electrónicas y diagrama de orbitales. Usar información obtenida en evaluación N° 1

Elemento	Z	Configuración electrónica	Diagrama de Orbitales		
			1s	2s	2p
Hidrógeno	1	$1s^1$			
Helio	2				
Litio	3	$1s^2 2s^1$			
Berilio	4				
Boro	5	$1s^2 2s^2 2p^1$			
Carbono	6				
Nitrógeno	7				
Oxígeno	8	$1s^2 2s^2 2p^4$			
Flúor	9				
Neón	10	$1s^2 2s^2 2p^6$			

Ejemplo N° 3:

Identificación de número atómico, último nivel de energía, último subnivel que se forma, electrones de valencia en una configuración electrónica.



Respuesta:

- a) nombre: Cloro (**Cl**)
- b) Numero atómico : **17**
- c) El último nivel de energía : **3**
- d) último subnivel que se forma: **p**
- e) electrones de valencia: **$2 + 5 = 7$**

Evaluación N° 3

- complete la siguiente tabla usando el ejemplo dado y la información obtenida en la evaluación N°1.

Símbolo	Nombre	Numero Atómico	Ultimo nivel de energía	Ultimo subnivel	Electrones de valencia
₁ H					
₂ He					
₃ Li					
₄ Be					
₅ B					
₆ C					
₇ N					
₈ O					
₉ F					
₁₀ Ne					

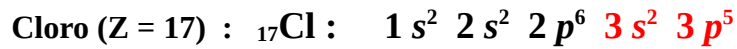
DETERMINACIÓN DE GRUPO y PERIODO DE LOS ELEMENTO.

Para determinar el grupo y el periodo al que pertenece el elemento, es necesario también, considerar la configuración electrónica del elemento, es decir:

- El **PERIODO** de un elemento corresponde al número cuántico principal, o sea, al último nivel de energía ocupado por el electrón en ese átomo
- El **GRUPO** del elemento se determina a través del número cuántico secundario, o sea del último orbital ocupado por el electrón en ese átomo y entonces corresponderá considerar que:
 - a) si el elemento termina su configuración en los orbitales tipo **s** o tipo **p**, entonces corresponde al **grupo A** o **grupo de los Elementos Representativos**.
 - b) si el elemento termina su configuración en los orbitales tipo **d** o tipo **f**, entonces corresponde al **grupo B** o **grupo de los Elementos de Transición**

Ejemplo N° 1 :

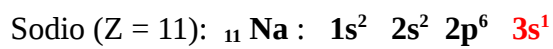
Consideremos el caso de elemento Cloro ya estudiado, su configuración electrónica es:



- Último nivel de energía ocupado es el $n = 3$; por lo tanto, pertenece al **Periodo 3**
- Último orbital de energía ocupado es el tipo p ; por lo tanto, pertenece al **Grupo A**

Entonces: ${}_{17}\text{Cl}$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Periodo 3} \\ \text{Grupo A} \end{array} \right.$

Ejemplo N° 2 : El elemento Sodio



- Último nivel de energía ocupado es el $n = 3$; por lo tanto, pertenece al **Periodo 3**
- Último orbital de energía ocupado es el tipo s ; por lo tanto, pertenece al **Grupo A**

Entonces: ${}_{11}\text{Na}$ $\left\{ \begin{array}{l} \text{Periodo 3} \\ \text{Grupo A} \end{array} \right.$

Evaluación N° 4: Determine el periodo, grupo y la familia para los siguientes elementos usando la información obtenida en la **evaluación N° 4**

ELEMENTO	PERIODO	GRUPO
${}_{1}\text{H}$		
${}_{2}\text{He}$		
${}_{3}\text{Li}$		
${}_{4}\text{Be}$		
${}_{5}\text{B}$		
${}_{6}\text{C}$		
${}_{7}\text{N}$		
${}_{8}\text{O}$		
${}_{9}\text{F}$		
${}_{10}\text{Ne}$		