
	SECRETARIA DE EDUCACION MUNICIPAL I.E. GIMNASIO GRAN COLOMBIANO	PAG 1	
	GESTION DE CALIDAD PROCESO DE APOYO BIBLIOGRAFICO Y EDUCATIVO	A-BE-GS- 2	
	GUIA DE APRENDIZAJE	V1 Marzo 2020	

**PROFESOR: ZULEIMA DEL PILAR CASTAÑEDA USSA..**

**ASIGNATURA:** QUÍMICA

**NUMERO DE GUIA:** SEIS

**NIVEL:** SECUNDARIA

**GRADO O CURSO:** DECIMO A y B

**FECHA:** 03 DE AGOSTO / 14 DE AGOSTO 2020

**NUMERO DE CLASES:** Dos clases sumando tres horas

**OBJETIVO:** Comprender la importancia de los los numeros cuánticos y conoce los valores de cada uno de ellos.

**ESTANDAR:** Caracterizo los medios de comunicación masiva y selecciono la información que emiten para clasificarla y almacenarla

**COMPETENCIA:** Analizar las diferencias entre los números cuánticos y la configuración electronica.

**DBA:** Interpreta textos informativos, expositivos, narrativos, liricos, argumentativos y descriptivos y da cuenta de sus características formales y no formales.

**RESULTADO DE APRENDIZAJE ESPERADO:** Describe las características de los números cuánticos y de la configuración electrónica.

## **FUNDAMENTACION TEORICA**

### **Números cuánticos**

La solución de la ecuación de onda de Schrödinger da origen a cuatro tipos de valores llamados números cuánticos. Estos números proporcionan una mejor característica de los electrones.

- **Número cuántico principal (n)**
- **Número cuántico secundario (ℓ)**
- **Número cuántico magnético (m)**
- **Número cuántico espín (s).**
- **Número cuántico principal (n).** Especifica el nivel energético del orbital, siendo el primer nivel el de menor energía, y se relaciona con la distancia promedio que hay del electrón al núcleo en un determinado orbital. A medida que n aumenta, la probabilidad de encontrar el electrón cerca del núcleo disminuye y la energía del orbital aumenta. Puede tomar los valores enteros positivos: n= 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

**Número cuántico secundario (ℓ).** También es conocido como el número cuántico del momento angular orbital o número cuántico azimutal y se simboliza como ℓ (L minúscula).

Describe la forma geométrica del orbital. Los valores de ℓ dependen del número cuántico principal. Puede tomar los valores desde ℓ = 0 hasta ℓ =n-1.

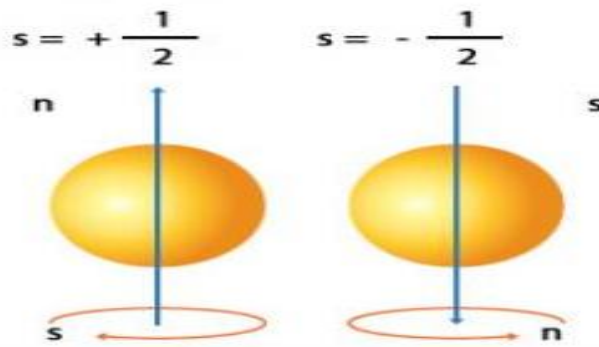
Los diferentes orbitales (s, p, d y f) se conocen informalmente como subniveles de energía.

· **Número Cuántico magnético (mℓ).** Indica la orientación del orbital en el espacio. Puede tomar valores entre:

- ℓ...0...+ℓ

Subnivel (ℓ)	Orbitales	Número de orbitales	Capacidad máxima de electrones (e <sup>-</sup> )
s (ℓ = 0)	$\frac{\uparrow\downarrow}{0}$	1	2
p (ℓ = 1)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{0} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+1}$	3	6
d (ℓ = 2)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-2} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{-1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{0} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+2}$	5	10
f (ℓ = 3)	$\frac{\uparrow\downarrow}{-3} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{-2} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{-1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{0} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+1} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+2} \quad \frac{\uparrow\downarrow}{+3}$	7	14

**Número cuántico de espín (ms).** El electrón posee su propio número cuántico que da a conocer el sentido de rotación del electrón en torno a su eje cuando se mueve dentro de un orbital. El electrón solo tiene dos posibles sentidos de giro, por lo que se puede tomar valores +1/2 o -1/2. Cada orbital puede albergar un máximo de dos electrones con espines diferentes.



Vemos que la flecha hacia arriba tiene un spin magnético igual a  $+ 1/2$  y que la flecha hacia abajo tiene un spin magnético igual a  $- 1/2$

## LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La configuración electrónica de un átomo muestra cómo se distribuyen sus electrones en los orbitales en su estado fundamental, es decir, cuando se encuentra en el nivel de energía más bajo. Esta distribución permite explicar, por ejemplo, las propiedades de los elementos, su ubicación en la tabla periódica, la formación de enlaces, entre otras características.

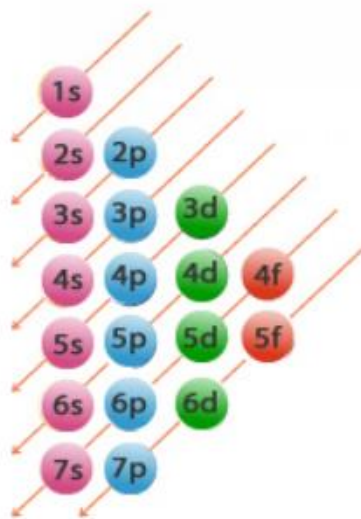
Son tres los principios que se deben cumplir al construir la configuración electrónica de un elemento, el principio de mínima energía, el principio de exclusión de Pauling y la regla de la máxima multiplicidad.

Pero antes recordemos algunas cosas importantes:

- El número de electrones de un átomo neutro es igual al número atómico Z.
- Cada nivel indica lo siguiente:



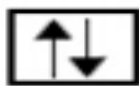
El principio de mínima energía o de Aufbau, indica que los electrones deben ocupar los orbitales en orden creciente de energía, ya que, el estado de mínima energía es el más estable, y los niveles de mayor energía solo deben ser ocupados cuando la cantidad máxima de orbitales de mayor energía ha sido completada. Para cumplir con este principio se debe utilizar la regla de las diagonales, las cuales indican el orden creciente de los subniveles de energía.



Esquema de llenado de los orbitales atómicos.

El diagrama de Möller indica el orden de llenado de los subniveles y los niveles de energía de un átomo, que sigue el sentido de las flechas de arriba hacia abajo.

2. El principio de exclusión de Pauli, establece que en un átomo no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos idénticos  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $m_s$ .

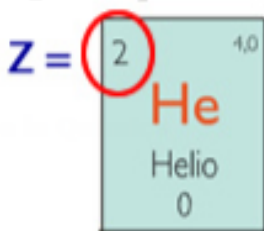


$1s^2$

Diagrama de orbitales

Configuración electrónica

Por lo tanto, en un orbital solo caben dos electrones que compartirán tres números cuánticos, sin embargo, el número cuántico spin, será contrario.

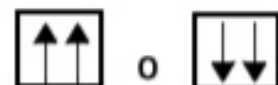


Posible



$1s^2$

Imposible según Pauli



$1s^2$

$1s^2$

para la configuración electrónica del litio ( $Z = 3$ ), se necesita agregar un tercer electrón, que tendrá que ocupar un nuevo orbital, puesto que el orbital  $1s$  está

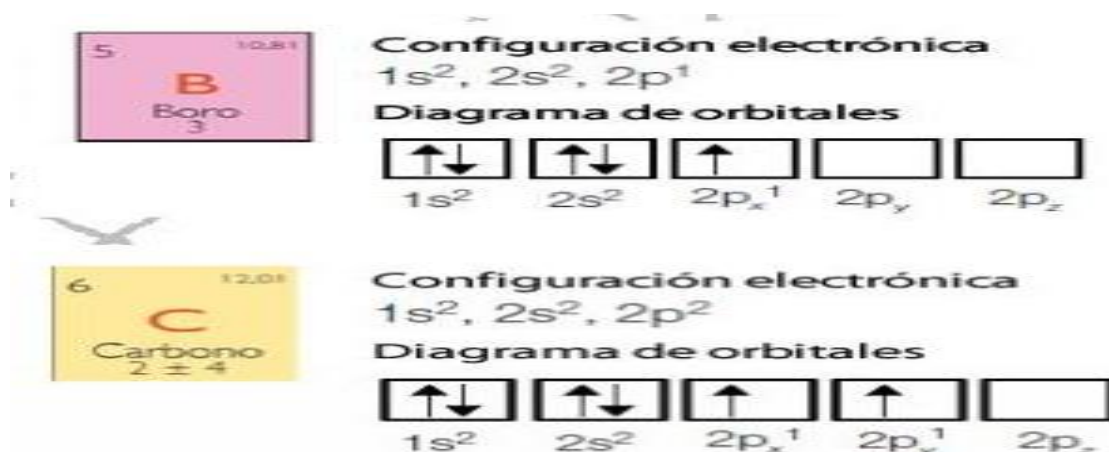
completo con dos electrones. Con esto su configuración electrónica y diagrama de orbitales será:



La regla de la máxima multiplicidad o regla de Hund, Se utiliza para distribuir electrones en subniveles que tienen más de un orbital, como p, d y f.

Según esta regla, cuando se asignan electrones a los orbitales de un mismo subnivel, se coloca un electrón desapareado en cada orbital del subnivel (primero ingresan los electrones  $s = +1/2$  o  $\uparrow$ ). Luego, se completan los orbitales posibles con electrones con espines opuestos ( $s = -1/2$  o  $\downarrow$ ).

Por ejemplo: el subnivel p tiene 3 orbitales:  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ .



### ACTIVIDAD A DESARROLLAR:

1. Pasar la guía al cuaderno de química
2. Mirar los siguientes videos [https://www.youtube.com/watch?v=K0W2DT\\_AV1E](https://www.youtube.com/watch?v=K0W2DT_AV1E)  
\* Mirar el siguiente video <https://www.youtube.com/watch?v=jV8D9MZxf4Q>
3. Enviar las evidencias del paso de la guía por Classroom
4. Asistir a los encuentros por Meet o por whatsapp

**CRITERIOS DE EVALUACION:**

\*Se tendrá en cuenta la organización y presentación del trabajo

\*El desarrollo de las actividades de manera completa

\*Tener en cuenta las indicaciones para la entrega de la guía de trabajo

**BIBLIOGRAFIA E INFOGRAFIA:** física y química,

[http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/impresos/curso\\_completo.pdf](http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/impresos/curso_completo.pdf)