

2° Pedagógica

Espacio Curricular: Química Aplicada

Profesor: Coradeghini Luciano

Curso: 4°1° | Orientación: Construcciones

Turno: Tarde

Escuela: EPET N° 1 de Caucete.

Provincia de San Juan. República Argentina

**Objetivos:**

- Reconocer los números cuánticos y sus características.
- Realizar las configuraciones electrónicas de cada elemento.

**Tema: NUMEROS CUANTICOS Y CONFIGURACION ELECTRONICA.**

**Capacidades a desarrollar:**

- Conocer las propiedades de los orbitales.
- Conocer las reglas aplicadas para la configuración electrónica.
- Utilizar ambos métodos para cada elemento.

**Recursos:**

- Guía Pedagógica.
- Cuaderno, regla, lápiz.
- Recursos optativos para reafirmar contenidos:

[https://www.youtube.com/watch?v=KOW2DT\\_AV1E](https://www.youtube.com/watch?v=KOW2DT_AV1E)



*Estimados papás y/o tutor:*

*Se recomienda que el trabajo escolar en casa se realice siempre en una misma franja horaria, esto permite organizar rutinas. Las rutinas para nuestros adolescentes son muy importantes porque los organizan. 2*

*Destinen un espacio físico para el trabajo escolar, éste debe ser –en lo posible- cómodo y luminoso. Evite que mientras su hijo esté haciendo tareas escolares, en simultáneo tenga el teléfono celular o esté la televisión encendida o sea un área de mucha circulación, esto obstaculiza la concentración.*

*Haga responsable a su hijo de buscar lo que necesita para trabajar.*

*Realice pausas cada 40 minutos, como si fuesen recreos, ya que luego de este tiempo la atención decae. Estos recreos deben tener una duración de 10-15 minutos, luego deberán volver a trabajar.*

*Las rutinas escolares deben sostenerse en lo posible todos los días –menos los fines de semana-. Es preferible fraccionar las actividades y realizar una por día que realizarlas todas juntas.*

*El trabajar diariamente le servirá para sostener una rutina escolar que luego impactará positivamente para cuando nos encontremos en el aula.*

*Si su hijo/a no comprende la actividad propuesta, no lo presione, no lo rete, hay que darle tiempo. Es preferible pausar las actividades que insistir, ya que para aprender es importante que el estudiante esté motivado.*

*Finalmente es importante papá y/o tutor que sepa que el proceso de aprender tiene sus tiempos, hay que respetar el de cada estudiante.*

*No realice la tarea usted por su hijo, ya que esto les enseñará a no asumir sus responsabilidades. Yo estoy para acompañarlo.*

*Saluda Atte*

*. Profesor Coradeghini Luciano.*

## NUMEROS CUANTICOS.

La propuesta de Schrodinger, considerado como el 5° modelo atómico, radica en describir las características de todos los electrones de un átomo, y para ello uso lo que conocemos como números cuánticos. Los números cuánticos se denominan con las letras **n**, **m**, **l** y **s** y nos indican la posición y la energía del electrón. Ningún electrón de un mismo átomo puede tener los mismos números cuánticos.

El significado de los números cuánticos es:

1. El **número cuántico principal n** siempre tiene como valor números enteros y positivos y nos permite conocer el nivel energético del orbital así como su tamaño. N determina la medida del orbital, por lo que cuanto mayor sea n la probabilidad de encontrar un electrón cerca del núcleo de un átomo disminuye y la energía del orbital se incrementa. A todos aquellos grupos de orbitales que comparten el mismo valor de N se les conoce con el nombre de nivel o capa. Los valores que puede adoptar el número cuántico principal (n) pueden ser número enteros positivos como:  $n = 1, 2, 3, 4, 6 \dots$

*Para poner un ejemplo sobre el número cuántico principal, si disponemos de un elemento químico donde su último nivel o capa es el 4s, el valor de N o número cuántico principal es de 4.*

2. El **número cuántico secundario**, también es conocido como el número cuántico del momento angular orbital o número cuántico azimutal y que se representa con letra L minúscula ( $\ell$ ), nos facilita la información sobre la forma geométrica que tiene el orbital. Los valores que puede adoptar  $\ell$  va muy de la mano del valor de n. Esto significa que dependiendo del valor que tiene el número cuántico principal (n),  $\ell$  podrá adoptar unos números enteros determinados y que van desde el cero hasta  $n-1$  ( $\ell = n - 1$ ).

*Para poner un ejemplo sobre el número cuántico secundario, si el valor de n es igual a 4 ( $n=4$ ), los valores que puede tener  $\ell$  pueden ser 0,1,2,3.*

Para todos los átomos que tienen más de un electrón, los valores de  $\ell$  son subniveles de energía en el que se encuentra un orbital dentro de nivel energético. Dichos valores del número cuántico secundario ( $\ell$ ) se describen mediante letras y son los orbitales s, p, d o f. Como ya hemos comentado, los orbitales que tienen el mismo valor de N se les llama niveles y aquellos que tienen el mismo valor de n y  $\ell$  se les denomina subnivele o subcapa. Encada uno de los niveles hay tanto subniveles como indica el valor de N (en el nivel  $n=3$  hay 3 subniveles, el subnivel 3s, 3p y 3d).

$\ell$	0	1	2	3
Subniveles	s	p	d	f

Subniveles de los orbitales.

Como ejemplo, si disponemos de un elemento químico en que su último nivel es de 3d el valor de  $n=3$  y el valor de  $\ell=2$  ya que la d tiene valor de 2.

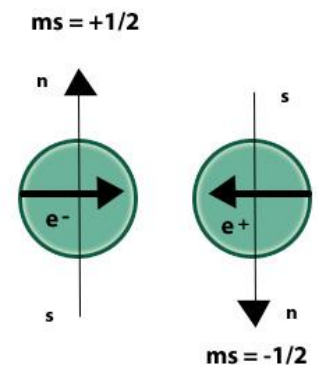
3. En este caso, el *número cuántico magnético*, que se representa de la siguiente manera  $m_\ell$ , nos ayuda a conocer las diferentes orientaciones que puede adoptar el orbital. Su valor solo puede tener valores enteros que van desde el -3 hasta el +3, donde también se incluye el número 0 lo que nos indica que su valor está muy relacionado con el valor de número magnético secundario ( $\ell$ )  $-\ell \dots 0 \dots +\ell$ .

Subnivel ( $l$ )	Orbitales	Número de orbitales	Capacidad máxima de electrones ( $e^-$ )
s ( $l = 0$ )	$\uparrow\downarrow$ 0	1	2
p ( $l = 1$ )	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -1   0   +1	3	6
d ( $l = 2$ )	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -2   -1   0   +1   +2	5	10
f ( $l = 3$ )	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ -3   -2   -1   0   +1   +2   +3	7	14

Como ejemplo, si tenemos  $\ell=0$ , el valor del número cuántico magnético ( $m_\ell$ ) es de 0.

Si el valor de  $\ell=1$ , los valores de  $m_\ell$  pueden ser de -1, 0 y +1. El valor de  $\ell=1$  corresponde al subnivel «p» y en este caso nos indica que tiene 3 orbitales que se designan de la siguiente manera:  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ .

4. El **número cuántico espín**, representado de esta manera  $m_s$ , nos permite conocer el sentido de rotación del electrón en su propio eje dentro de un orbital. Los valores que puede tener son dos, ya que solo puede tener dos posibilidades de giro, y son -1/2 o +1/2. Cabe destacar que en cada orbital solo puede tener un máximo de dos electrones con espines diferentes.

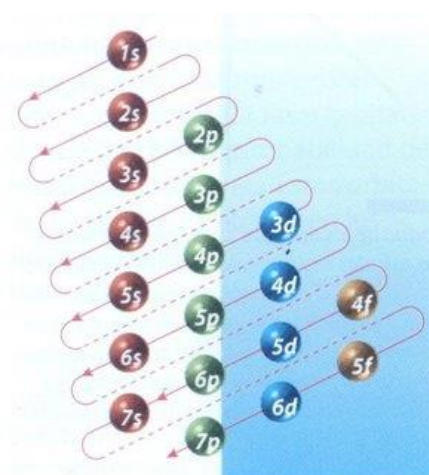


Nº cuántico	Representación	Valores posibles	Información
Nº cuántico principal	$n$	$n = 1, 2, 3, \dots$	-Define la energía del nivel principal donde podría estar el electrón. -La distancia media de los electrones al núcleo. -Volumen del orbital
Nº cuántico secundario	$l$	$L=0 \rightarrow n-1$ desde hasta	-Define la energía de los subniveles en que se divide cada nivel principal. -Superficie de los orbitales
Nº cuántico magnético	$m_l$	$m_l = -l, 0, +l$ ( $2l+1$ valores)	-Representa la posible orientación de los subniveles en el campo magnético del átomo. -Define a los orbitales
Nº cuántico spin	$m_s$	$+1/2 \quad -1/2$	-Indica el sentido de giro del electrón en su desplazamiento alrededor del núcleo

### CONFIGURACION ELECTRONICA.

La **configuración electrónica (CE)** es una manera sencilla de describir el estado energético de los electrones de un átomo en su estado basal de energía, es decir no excitado. Para ello se utiliza la regla de Aufbau, también conocida como

**Regla de las diagonales**, la cual permite asignar los electrones a los niveles y subniveles de energía correspondiente.



La manera de mostrar cómo se distribuyen los electrones en un átomo, es a través de la **configuración electrónica**. El orden en el que se van llenando los niveles de energía es: **1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p**. El esquema de llenado de los orbitales atómicos, lo podemos tener utilizando la **regla de la diagonal**, para ello debes seguir atentamente la flecha del esquema

comenzando en 1s; siguiendo la flecha podrás ir completando los orbitales con los electrones en forma correcta.

Para escribir la configuración electrónica de un átomo es necesario:

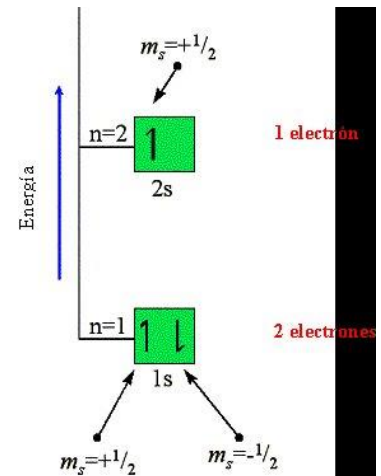
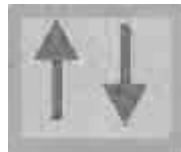
- Saber el **número de electrones** que el átomo tiene; basta conocer el **número atómico (Z)** del átomo en la tabla periódica. Recuerda que el número de electrones en un átomo neutro es igual al número atómico ( $Z = p+$ ).
- Ubicar los electrones en cada uno de los niveles de energía, comenzando desde el nivel más cercano al núcleo ( $n = 1$ ).
- Respetar la capacidad máxima de cada subnivel ( $s = 2e-$ ,  $p = 6e-$ ,  $d = 10e-$  y  $f = 14e-$ ).

*Ejemplo:*

**Los orbitales se llenan en orden creciente de energía, con no más de dos electrones por orbital, según el principio de construcción de Aufbau.**

**Litio (Z = 3).** Este elemento tiene 3 electrones. Empezaremos llenando el orbital de menor energía con dos electrones que tendrán distinto spin ( $m_s$ ). El electrón restante ocupará el orbital 2s, que es el siguiente con menor energía:

La flecha indica el valor del cuarto número cuántico, el de spin: para  $+1/2$ : y para  $-1/2$ , respectivamente:



En la tabla a continuación vemos como se distribuyen los electrones de los átomos en **orden creciente a su número atómico Z**

Elemento	Z	Diagrama de orbitales				Configuración electrónica
		1s	2s	2p	3s	
H	1	↑				$1s^1$
He	2	↑↓				$1s^2$
Li	3	↑↓	↑			$1s^2 2s^1$
Be	4	↑↓	↑↓			$1s^2 2s^2$
B	5	↑↓	↑↓	↑		$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	↑↓	↑↓	↑	↑	$1s^2 2s^2 2p^2$

### Actividades:

- 1- Aplique la regla de las diagonales para determinar la configuración electrónica correspondiente a los átomos de los siguientes elementos químicos:
  - a- Ca(Z=20).....
  - b- Br(Z=35).....
  - c- Ag(Z=47).....
  - d- Na(Z=11).....
  - e- Ne(Z=10).....
  
- 2- Realice la distribución por casillas cuánticas para los de los elementos:
  - a- Cromo
  - b- Oxígeno
  - c- Nitrógeno
  - d- Hierro
  - e- Aluminio
  
- 3- Si un electrón tiene número cuántico  $p=3$ 
  - a- Razona: a qué orbital le corresponde.
  - b- Determina: los valores de  $m_l$  que le pueden corresponder.
  
- 4- ¿Qué orbital corresponde a los siguientes dos números cuánticos:  $n=3$  y  $l=1$ ?
- 5- ¿Qué relación hay entre los números cuánticos, la configuración electrónica y la tabla periódica? Explique.
- 6- ¿Cuáles son los números cuánticos para la subcapa  $2p^4$  del átomo de oxígeno?

**Forma de trabajo:** Como es de público conocimiento estas 2(dos) semanas estaremos estudiando desde casa, por tal motivo, este trabajo es individual y no te tienes que juntar con ningún compañero para realizarlo.

Pueden utilizar para su estudio muchas herramientas y aprender del manejo de internet.

**Forma de presentación:** El trabajo práctico se deberá hacer en el cuaderno escrito a mano por cada alumno. Desde el día lunes 6 al miércoles 8 de abril 202, se les estar informando por la aplicación de whatsapp que días deberán mandar los prácticos N°1 y N°2 a ustedes los alumnos, a sus Padres y Directivos de la Escuela al siguiente correo electrónico: luciano.[coradeghini@gmail.com](mailto:coradeghini@gmail.com)

**Criterios de evaluación:** Nota numérica para el 1° trimestre del corriente año

Director Mario Gómez