

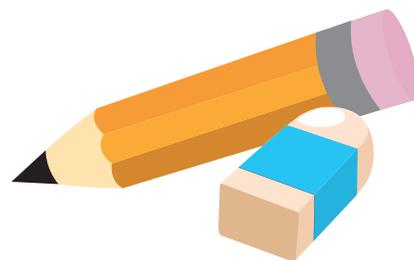
## Clase 4

### Tema: Configuración electrónica

#### Los números cuánticos

#### Actividad 1

Observe y escuche con atención el video para identificar ideas que le permitan escribir un párrafo sobre niveles, subniveles electrónicos y su relación con la distribución electrónica.

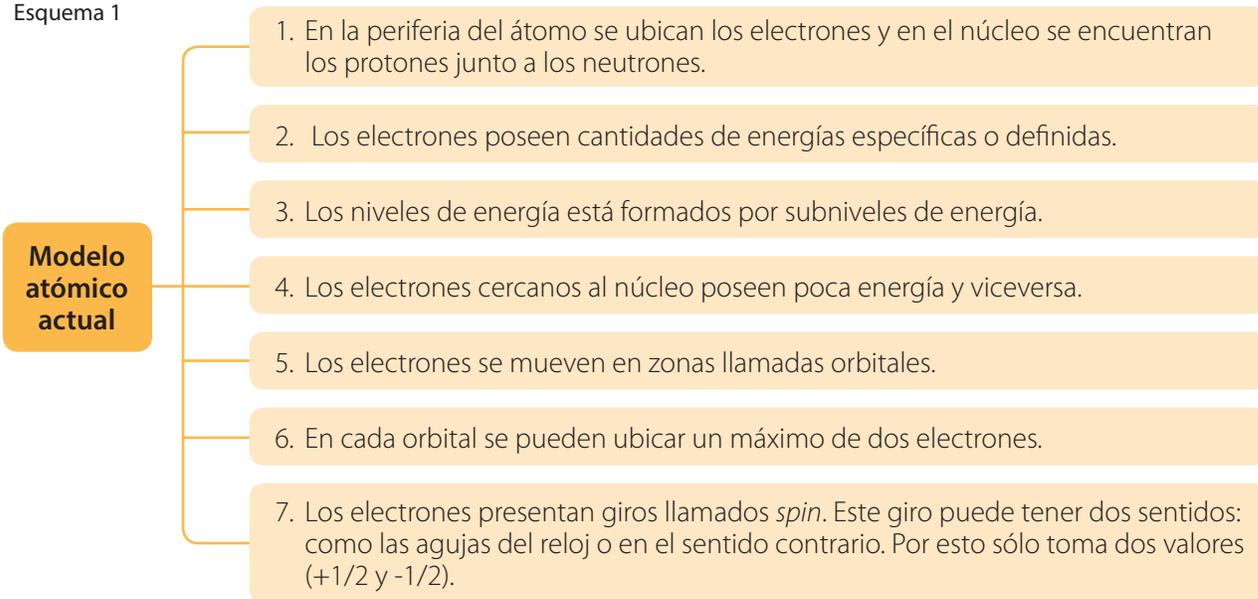


Blank writing area with horizontal lines for notes.

#### Actividad 2

1 Utilice el siguiente esquema que contiene los postulados generales del modelo atómico de la teoría cuántica actual, para apoyar la interpretación de la información del texto “Números cuánticos”:

Esquema 1

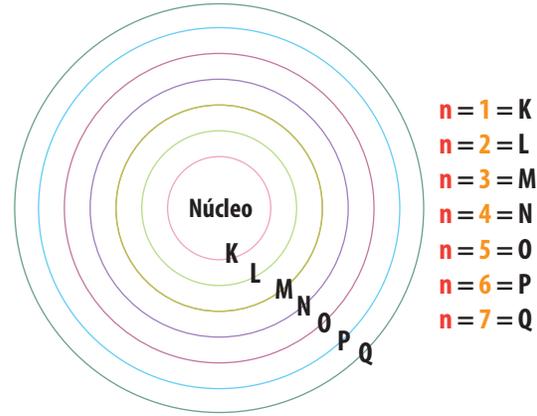


Lectura 1

Números cuánticos

El modelo cuántico del átomo establece cuatro números cuánticos para describir las características de un electrón: número cuántico principal ( $n$ ), número cuántico secundario o azimutal ( $l$ ), número cuántico magnético ( $m_l$ ) y número cuántico de *spin* ( $m_s$ ).

**Número cuántico principal ( $n$ ):** se refiere al **nivel de energía** o regiones de espacio donde existe una alta probabilidad de hallar un electrón. Se representa con números enteros que oscilan entre uno (1) y siete (7) o con las letras K, L, M, N, O, P, Q. Cada nivel tiene una cantidad de energía específica, siendo el nivel de energía más bajo  $n = 1$  y el más alto  $n = 7$ . Por ejemplo, el nivel  $n = 3$  (M) indica la probabilidad de que el electrón se ubique en el tercer nivel de energía. El nivel 1 se encuentra más cerca al núcleo; entre tanto, el nivel 7 es el más distante. Del mismo modo, el nivel  $n = 3$  (M) tiene un radio mayor que el nivel  $n = 2$  (L) y en consecuencia tiene mayor energía.

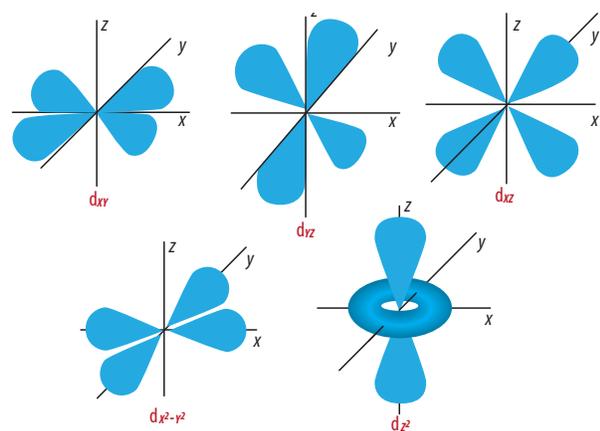


Cada nivel energético tiene un número determinado de electrones, el cual se calcula mediante la ecuación  $X = 2n^2$ , donde  $X$  representa el número de electrones y  $n$  el número del nivel. Por ejemplo, el número de electrones para el nivel 1 se calcula  $X = 2 \times 1^2 = 2$ ; el del nivel 2  $X = 2 \times 2^2$ ; el del nivel 3  $X = 2 \times 3^2$

**Número cuántico secundario o azimutal ( $l$ ):** cada uno de los niveles de energía consiste en uno o más subniveles, en los que se encuentran los electrones con energía idéntica. Los subniveles se identifican con las letras s, p, d y f. El número de subniveles dentro de cada nivel de energía es igual a su número cuántico principal. Por ejemplo el primer nivel de energía ( $n = 1$ ) tiene un subnivel 1s. El segundo, ( $n = 2$ ) tiene dos subniveles 2s y 2p. El tercer nivel ( $n = 3$ ) tiene tres subniveles 3s, 3p y 3d, el cuarto tendrá 4 subniveles 4s, 4p, 4d y 4f. Los niveles de energía  $n = 5$ ,  $n = 6$  y  $n = 7$  también tienen tantos subniveles como el valor de  $n$ , pero sólo se utilizan los niveles s, p, d y f para contener los electrones de los 118 elementos conocidos a la fecha.

Por último, cada subnivel puede contener un número máximo de electrones así: s = 2 electrones, p = 6 electrones, d = 10 electrones y f = 14 electrones.

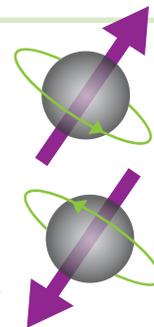
**Número cuántico magnético ( $m_l$ ):** el número cuántico magnético determina la orientación de la nube electrónica que sigue el electrón alrededor del núcleo. Es decir, nos describe la **orientación del orbital** en el espacio en función de las coordenadas x, y y z. **Para el electrón**, indica el orbital donde se encuentra dentro de un determinado subnivel de energía y **para el orbital**, determina la orientación espacial que adopta cuando el átomo es sometido a la acción de un campo magnético externo.



Para cada valor de  $l$ ,  $m_l$  puede tomar todos los valores comprendidos entre  $-l$  y  $+l$ . Así, si  $l = 1$ , los valores posibles de  $m_l$  serán  $-1, 0$  y  $+1$ , y tendrá tres orientaciones a saber:  $p_x$ ,  $p_y$  y  $p_z$ .

**Número cuántico de *spin* ( $m_s$ ):** indica el **giro del electrón en torno a su propio eje**. Este giro puede tener dos sentidos (como las agujas del reloj o en sentido contrario), por esto sólo toma dos valores:  $+1/2$  gira a la derecha y  $-1/2$  gira a la izquierda.

Tomado y editado de: Burns Ralph (2003). *Fundamentos de Química*. Ciudad de México, México: Editorial Pearson.



2 Utilice el Esquema 1 y la lectura anterior y complete la siguiente tabla, relacionando el postulado de la teoría cuántica (Esquema 1) con el número cuántico correspondiente.

Tabla 1: Números cuánticos y relación con los postulados de la teoría atómica actual.

Número cuántico	Postulados relacionados
Número cuántico principal ( $n$ )	
Número cuántico secundario o azimutal ( $l$ )	
Número cuántico magnético ( $m_l$ )	
Número cuántico de <i>spin</i> ( $m_s$ ): Indica el giro del electrón	

**Actividad 3**

Teniendo en cuenta la información de la Lectura 1, responde:

1 ¿Un electrón del nivel 2 tiene más o menos energía que un electrón del nivel 4? Sustente su respuesta.

---



---



---

2 ¿Cuál es el número máximo posible de electrones en el subnivel 5d? \_\_\_\_\_

3 Indique el número máximo de electrones en el subnivel 3p \_\_\_\_\_

4 Indique cuál es el número máximo de electrones en el nivel de energía  $n = 4$

5 ¿A qué conclusión se puede llegar?

---



---



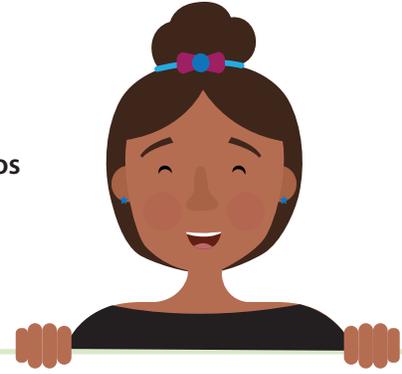
---



## Clase 5

## Actividad 4

Lea con atención el siguiente texto con el fin de identificar los principios y reglas que rigen la representación de la distribución y ordenamiento de los electrones contenidos en un átomo.



## Lectura 2

## Configuración electrónica

Según la teoría atómica actual, los electrones de un átomo se organizan alrededor del núcleo en órbitas o niveles, los cuales corresponden a regiones de espacio en las que existe una alta probabilidad de hallar o encontrar un electrón. Cada nivel se puede subdividir en subniveles. A la representación de la forma cómo se distribuyen los electrones en los distintos subniveles de energía se llama **configuración electrónica de un átomo**.

De esta distribución depende gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas del átomo. La distribución de los electrones se fundamenta en los siguientes principios.

- **Principio de exclusión de Pauli:** en un átomo no pueden existir dos electrones cuyos cuatro números cuánticos sean iguales. Esto significa que en un orbital solo puede haber un máximo de dos electrones, cuyos *spin* respectivos serán:  $+1/2$  y  $-1/2$ . Cada electrón con diferente *spin* se representa con flechas hacia arriba y hacia abajo.
- **Regla de la máxima multiplicidad o regla de Hund:** cuando hay orbitales de equivalente energía disponible, los electrones se ubican de uno en uno y no por pares. Esto quiere decir que cada uno de los orbitales tiene que estar ocupado por un electrón, antes de asignar un segundo electrón a cualquiera de ellos. Los *spin* de estos electrones deben ser iguales.
- **Principio de Aufbau o de relleno:** los electrones van ocupando los subniveles disponibles en el orden en el que aumentan su energía, y la secuencia de ocupación viene determinada por el triángulo de Pauli.
- **Energías relativas:** establecen que los electrones comienzan a ubicarse en orbitales de mayor a menor energía.
- **Ley del octeto:** la mayoría de elementos tienden a alcanzar un grado alto de estabilidad, lo cual en términos químicos, significa que no reaccionan químicamente. En términos de distribución de electrones, **en un átomo no pueden existir más de ocho electrones en el nivel más externo de energía.**

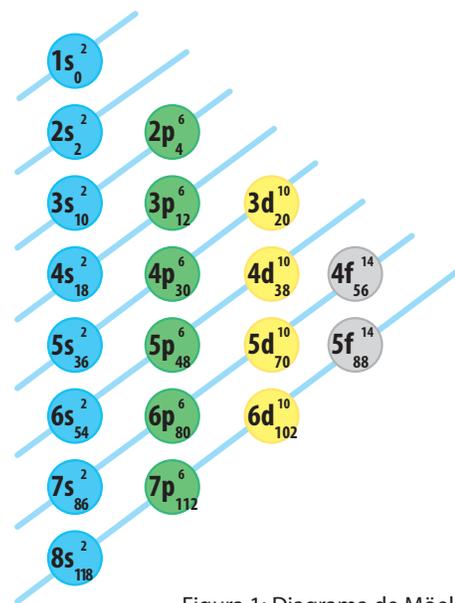


Figura 1: Diagrama de Möeller



**Reglas para representar la distribución de electrones de un átomo**

Para representar la distribución de los electrones de un átomo, se usa la notación electrónica o espectral, siguiendo las siguientes pautas:

- Se escribe como coeficiente el número que representa el número cuántico principal (n): 1, 2, 3, 4, 5, 6 o 7.
- Inmediatamente después, se escribe en minúscula la letra que identifica el subnivel, número cuántico secundario (l): s, p, d o f.
- Por último, se escribe en la parte superior derecha de la letra que identifica el subnivel, el número que indica la cantidad de electrones que están presentes en el subnivel.

**Para escribir la configuración espectral de un átomo es necesario:**

- Conocer el número atómico (número total de electrones del átomo).
- Recordar que existen 7 niveles y que el número de electrones por nivel se calcula a través de la fórmula  $X = 2n^2$ .
- Tener en cuenta que los electrones ocupan los subniveles siguiendo un orden creciente de energía y que solo comienzan a llenar un subnivel cuando se ha completado el anterior.

**Ejemplo 1:** El sodio (Na) con  $Z = 11$



Al sumar todos los exponentes, el total será el número atómico, en este caso  $Z = 11$ .

El último nivel de energía es  $n = 3$ .

Al último nivel de energía se le conoce como **capa de valencia**; los electrones que se ubican en este nivel se les llama **electrones de valencia**.

Capa de valencia = 3

Electrones de valencia = 1

**Ejemplo 2:** Utilizando el diagrama de la Figura 1: Diagrama de Möeller: es la distribución electrónica del bromo con  $Z = 35$

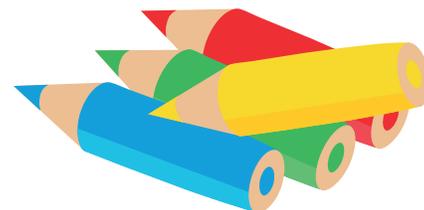


Capa de valencia: 4

Electrones de valencia: 7

**Actividad 5**

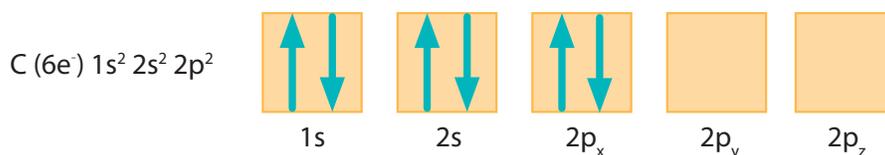
En el diagrama de Möeller (Figura 1), que se encuentra en la página 18, coloree la ruta que corresponde a la configuración electrónica del sodio (Na) y del Bromo (Br). Utilice un color diferente para cada elemento.



**Actividad 6**

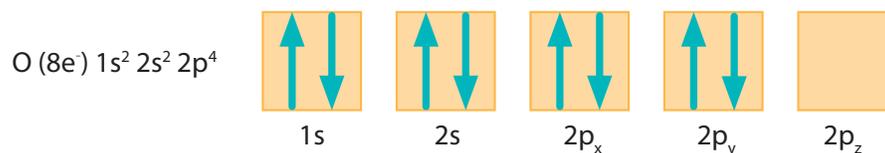
**1** Teniendo en cuenta el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund, identifique cuál es el error en cada una de las distribuciones electrónicas. Luego, escriba en su cuaderno la forma correcta de estas distribuciones.

a) Distribución electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^2$



Error: \_\_\_\_\_

b) Distribución electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^4$



Error: \_\_\_\_\_

**2** A partir de las características que se mencionan a continuación, identifique el elemento.

- a) Elemento cuya distribución electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$  \_\_\_\_\_
- b) Elemento cuya distribución electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6$  \_\_\_\_\_
- c) Elemento cuya distribución electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$  \_\_\_\_\_
- d) Elemento cuya distribución electrónica es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$  \_\_\_\_\_



## Clase 6

### Configuración electrónica y los elementos esenciales para la salud

#### Actividad 7

Lea con atención el siguiente texto.

#### Lectura 3

##### Elementos esenciales para la salud

Sólo alrededor de 20 de los 92 elementos que se encuentran en estado natural en el ambiente son esenciales para la supervivencia del cuerpo humano. De ellos, cuatro elementos (oxígeno, carbono, hidrógeno y nitrógeno), constituyen el 96 % de la masa corporal. La mayor parte de los alimentos de la dieta diaria contienen estos elementos, los cuales se encuentran haciendo parte de carbohidratos, grasas y proteínas. Gran parte del hidrógeno y el oxígeno se encuentra en el agua, que constituye cerca del 60 % de la masa corporal.

Los **macrominerales** calcio (Ca), fósforo (P), potasio (K), cloro (Cl), azufre (S), sodio (Na) y magnesio (Mg) son elementos que intervienen en numerosas funciones, entre las cuales se encuentran la formación de huesos y dientes, el mantenimiento del corazón y de los vasos sanguíneos, la contracción muscular, los impulsos nerviosos, el equilibrio de los líquidos del cuerpo y la regulación del metabolismo celular. Los macrominerales están presentes en menores cantidades en comparación con los elementos principales, de modo que se necesitan en cantidades muy pequeñas en la dieta diaria.

Los otros elementos esenciales, llamados **microminerales**, entre los cuales se encuentran hierro (Fe), silicio (Si), zinc (Zn), cobre (Cu), manganeso (Mn), yodo (I), cromo (Cr), arsénico (As), selenio (Se) y cobalto (Co) o elementos traza (también llamados oligoelementos), son principalmente elementos que están presentes en el cuerpo humano en cantidades aún más pequeñas, algunos con menos de 100 mg. En los últimos años, la detección de estas cantidades ha mejorado notablemente, lo que ha permitido conocer un poco más sobre su función en el organismo. Hoy en día, sabemos que elementos como el arsénico (As), cromo (Cr) y selenio (Se), son necesarios en pequeñas cantidades pero que son tóxicos para el organismo en concentraciones altas. También se consideran esenciales otros elementos como el estaño (Sn) y el níquel (Ni). Sin embargo, aún se desconoce su función metabólica.



Texto tomado y editado de: Timberlake Karen (2013) *Química orgánica y biológica*. Ciudad de México, México: Ed Pearson.





**Actividad 8**

Con base en la lectura anterior, complete la siguiente tabla para cada uno de los elementos esenciales mencionados en la Lectura 3:

Elemento	Símbolo químico	Z	Capa de valencia	Electrones de valencia
Hidrógeno				
Carbono				
Oxígeno				
Nitrógeno				
Fósforo				
Cloro				
Calcio				
Magnesio				
Sodio				
Potasio				
Cromo				
Azufre				
Hierro				
Silicio				
Zinc				
Cobre				
Manganeso				
Yodo				
Arsénico				
Selenio				
Cobalto				
Níquel				

