



### “TRABAJO PRÁCTICO N° 2”

**Espacio Curricular: Química Curso: 4 “B”**

**Docente: Espejo Paula**

**Tema: Modelo Atómico de Bohr. Números Cuánticos. Configuración electrónica**

## LOS ELECTRONES Y LA NUBE ELECTRÓNICA

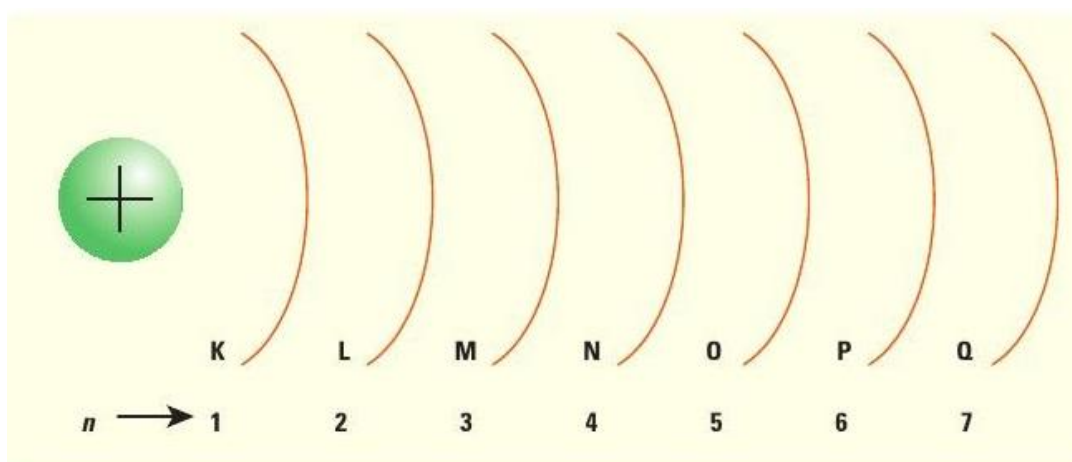
Los electrones representan apenas el 0,1% de la masa del átomo y se mueven a gran velocidad alrededor del núcleo formando la nube electrónica. Esta región está definida por niveles y subniveles de energía, los cuales se hacen más energéticos a medida que se encuentran más alejados del núcleo.

## LA NUBE ELECTRONICA SEGÚN BOHR

El modelo planetario de Bohr es ampliamente utilizado para estudiar el átomo más simple, el del hidrogeno; sin embargo, falla al tratar de explicar el comportamiento de átomos más grandes. Este modelo se caracteriza porque los electrones giran alrededor del núcleo en un número limitado de orbitas estables, asociadas a niveles con valores específicos de energía; es decir, los electrones pueden situarse en uno y otro nivel energético, pero no entre dos niveles.

Así, el modelo atómico de Bohr propone la distribución de electrones por niveles y subniveles energéticos de la nube electrónica. Existe un número máximo de electrones por niveles y subniveles de energía:

- ❖ Los niveles de energía son 7 y se denominan por las letras: K, L, M, N, O, P y Q; también se pueden identificar por los números: 1; 2; 3; 4; 5; 6 y 7.



**Niveles de energía ( $n$ ) de los electrones en la nube electrónica**

- ❖ Cada nivel de energía está constituido por uno o más subniveles, debido a que los electrones que se hallan en un mismo nivel se diferencian ligeramente en la energía que tiene cada uno. Estos se identifican por letras en minúsculas: s, p, d y f, y cada uno tiene una capacidad determinada de alojar electrones:

$$s = 2 e^-; p = 6 e^-; d = 10 e^-; f = 14 e^-$$

### Subniveles y número máximo de electrones en cada nivel de energía

Nivel	Subnivel	e <sup>-</sup>
1 o K	1s <sup>2</sup>	2
2 o L	2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	8
3 o M	3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 3d <sup>10</sup>	18
4 o N	4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> 4d <sup>10</sup> 4f <sup>14</sup>	32
5 o O	5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> 5d <sup>10</sup> 5f <sup>14</sup>	32
6 o P	6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup> 6d <sup>10</sup>	18
7 o Q	7s <sup>2</sup> 7p <sup>14</sup>	8

## LA ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER

En 1926, Erwin Schrödinger (1887-1961) describió el comportamiento del electrón en un átomo de acuerdo con consideraciones estadísticas, es decir, en términos probabilísticos. Schrödinger consideró que la trayectoria definida del electrón, según Bohr, debe sustituirse por la probabilidad de hallarlo en una zona del espacio periférico al núcleo atómico. Esta probabilidad es también la densidad electrónica o nube de carga electrónica, de modo que las regiones donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón, son las zonas de alta densidad electrónica. Las ecuaciones de Schrödinger delimitan regiones en el espacio, que corresponden, más o menos a los orbitales establecidos por Bohr, pero que designan las zonas en las cuales la probabilidad de hallar un electrón, en un momento dado, es muy alta. Es decir, no podemos decir dónde estará ese electrón en un momento t, sino cuál es la probabilidad de que dicha partícula se encuentre en la zona observada en ese momento. Estos orbitales se describen por medio de cuatro parámetros, llamados números cuánticos.

## LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

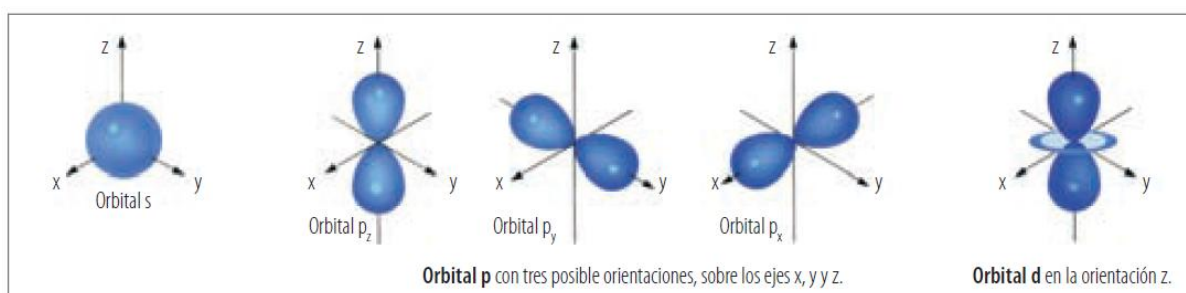
En el modelo atómico actual, se definen las características de todos los electrones de un átomo utilizando lo que se conoce como números cuánticos, que se denominan con las letras n, m, l y s. los números cuánticos indican la energía y describen el movimiento del electrón que caracterizan. En un átomo, no pueden existir dos electrones que tengan los mismos números cuánticos.

- **Número Cuántico Principal (n):** describe el nivel principal de energía ocupado por un electrón, puede tomar valores positivos que van del 1 en adelante. La energía de los niveles depende de la distancia al núcleo: a mayor distancia, mayor energía, y mayor tamaño del orbital. El número máximo de electrones que es posible encontrar por nivel energético está dado por  $2n^2$ , donde n es el nivel de energía

Nivel (n)	Nº de electrones
1	$2(1)^2 = 2$
2	$2(2)^2 = 8$
3	$2(3)^2 = 18$
4	$2(4)^2 = 32$

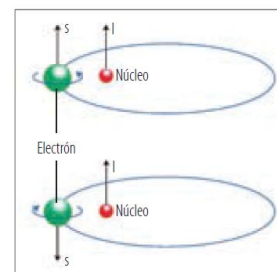
- **Número Cuántico Secundario (l):** representa el subnivel del electrón, y está relacionado con la **forma del orbital**. Cada nivel energético tiene **n** subniveles, que se designan con números que van de 0 a  $n-1$ . Por ejemplo, si  $n=2$ , entonces  $l$  puede ser 0 o 1. Cada subnivel se designa con una letra **s, p, d o f**, y se acepta el **número máximo de electrones**, como se muestra en la siguiente tabla.

Subniveles (l)	0	1	2	3
Designación	s	p	d	f
Nº máximo de electrones	2	6	10	14



El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, mientras que el número cuántico magnético indica la orientación espacial de dicho orbital.

- **Número Cuántico Magnético (m):** representa la **orientación espacial de los orbitales** presentes en un subnivel, y puede tomar valores enteros desde  $-l$  a  $+l$ , incluido el cero. Así, si  $l=2$ , los valores posibles de  $m_l$  serán: -2, -1, 0, 1 y 2.
- **Número Cuántico de spin (s):** se relaciona con el giro del electrón sobre su propio eje. Este número, que puede tomar los valores  $+1/2$  o  $-1/2$ , limita a dos la cantidad de electrones por cada orbital atómico, los que deben tener sentidos de giro (o spin) opuestos



Representación del número cuántico  $m_l$  o espín.

## CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón por la cual es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como **configuración electrónica** del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

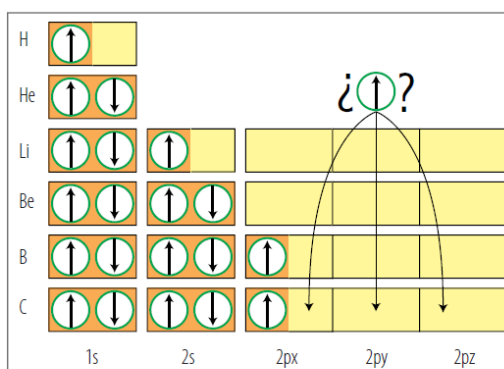
Hasta ahora hemos visto que los electrones se organizan alrededor del núcleo en órbitas u orbitales. Estas órbitas corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta y se caracterizan por poseer un determinado nivel de energía.

También sabemos que dentro de un nivel de energía dado hay subdivisiones, que denominaremos subniveles. Por último, hemos mencionado que el número de electrones permitido en un subnivel, así como la forma y orientación espacial de este, están determinados por los cuatro números cuánticos. A continuación veremos en detalle cómo se distribuyen los electrones en estas regiones espaciales para diferentes átomos.

## Algunas Consideraciones Preliminares

Para construir una especie de mapa, que describa cómo están dispuestos los electrones en la periferia del núcleo atómico, deben tenerse en cuenta los siguientes principios:

- **Principio de ordenamiento.** Al ordenar los elementos de manera creciente de números atómicos, cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el del elemento que le precede. Por ejemplo, cada átomo de carbono ( $Z= 6$ ) tendrá un electrón más que cada átomo de boro ( $Z= 5$ ).
- **Principio de Aufbau.** Es complemento del anterior y establece que el electrón que distingue a un elemento del elemento precedente se ubica en el orbital atómico de menor energía disponible (s o p).
- **Principio de exclusión de Pauli.** Un orbital no puede contener más de dos electrones, y los espines de dichos electrones deben tener valores opuestos. Esto quiere decir que no pueden tener el mismo número cuántico, porque estarían ocupando el mismo lugar al mismo tiempo. Se representan  $\uparrow\downarrow$ .
- **Principio de máxima multiplicidad de carga (regla de Hund).** Los electrones que pertenecen a un mismo subnivel se disponen de manera que exista el mayor número posible de electrones desapareados con el mismo valor de espín. Cuando un orbital contiene únicamente un electrón, se dice que este electrón está desapareado. Esto quiere decir que se distribuyen equitativamente en cada uno de los orbitales. Primero se ponen las flechas hacia arriba y después las flechas hacia abajo.



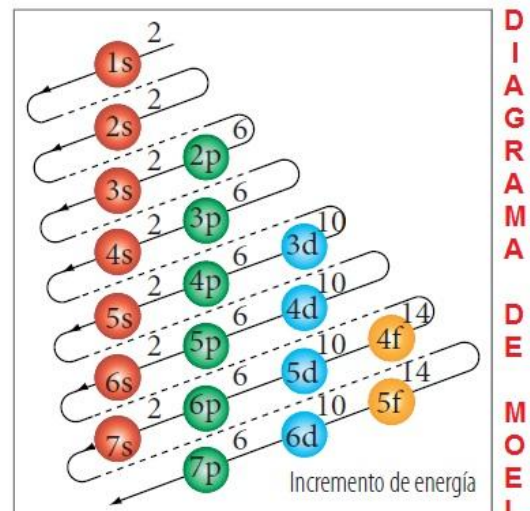
Esquema que ilustra los principios de construcción de Aufbau y la regla de Hund. Vemos las configuraciones electrónicas de una sucesión de elementos, desde el H ( $Z = 1$ ), hasta el C ( $Z = 6$ ). Si se añade un nuevo electrón a la configuración de carbono, éste debe ubicarse en 2py.

## DISTRIBUCIÓN DE LOS ELECTRONES EN EL ÁTOMO. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Los electrones de un átomo se distribuyen en orbitales alrededor del núcleo de la manera más estable posible. Esta distribución se la conoce como configuración electrónica (CE). En esta, los electrones se organizan en orden creciente de energía, es decir que primero ocupan los orbitales de menor energía y luego, cuando se completan ocupan los de mayor energía.

En la práctica se utiliza frecuentemente un recurso denominado regla de las diagonales, que muestra el orden de llenado de los subniveles. Para utilizarla:

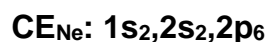
- ✓ Se escriben las columnas para los subniveles **s** en la primera línea, **p** en la segunda, **d** en la tercera y **f** en la cuarta.
- ✓ Se dibujan las líneas diagonales para dar el orden de incorporación. El sentido de las flechas siempre va desde un nivel de energía menor al consecutivo mayor.
- ✓ Se anota el orden de los electrones considerando el número máximo para cada subnivel: 2 para **s**, 6 para **p**, 10 para **d** y 14 para **f**.



El esquema ilustra gráficamente la aplicación del principio de construcción. Las flechas indican la forma en que se van llenando los subniveles.

D  
I  
A  
G  
R  
A  
M  
A  
  
D  
E  
M  
O  
E  
L  
L  
E  
R

Para escribir la CE de un elemento, se debe conocer la cantidad de electrones que tiene, e iniciar la secuencia hasta llegar a este número. Por ejemplo, el átomo de neón (Ne) tiene 10 electrones, entonces completando secuencialmente:



## \* EJEMPLOS

La estructura electrónica del nitrógeno ( $Z = 7$ ) se expresa de la siguiente manera:



Con lo cual estamos indicando que:

- En el nivel de energía 1, subnivel s, hay 2 electrones,
- En el nivel 2, subnivel s, hay 2 electrones y
- En el nivel 2, subnivel p, hay 3 electrones.

Así se tiene un total de 7 electrones que es igual a  $Z$ .

La configuración electrónica del N se puede expresar también esquemáticamente, como sigue:



Observa que según la regla de Hund, en el subnivel p se coloca un electrón en cada orbital (representados por cajas en este caso), y se denomina diagrama de orbitales.

El número máximo de electrones que pueden entrar en un nivel se calcula mediante  $2n^2$ , en donde,  $n$  es el nivel de energía.

## \* EJEMPLOS

- Para el nivel 1 se tiene:  $2 \cdot (1)^2 = 2$  Número máximo de electrones.
- Para el nivel 2 se tiene:  $2 \cdot (2)^2 = 8$  Número máximo de electrones.
- Para el nivel 3 se tiene:  $2 \cdot (3)^2 = 18$  Número máximo de electrones.

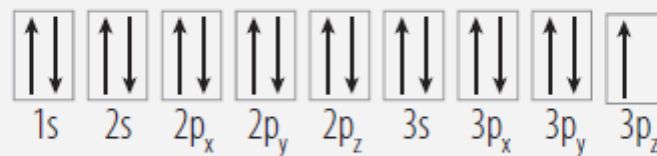
## \* EJEMPLOS

### 1. La configuración electrónica y el diagrama de orbitales para el cloro, Cl, sería como sigue:

Dado que  $Z = 17$ , sabemos que el cloro tiene 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra a continuación:

Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

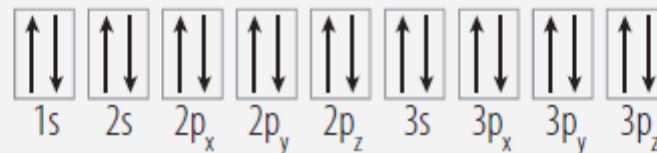
Diagrama de orbitales:



### 2. Veamos la configuración electrónica para el argón, Ar ( $Z = 18$ ):

Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

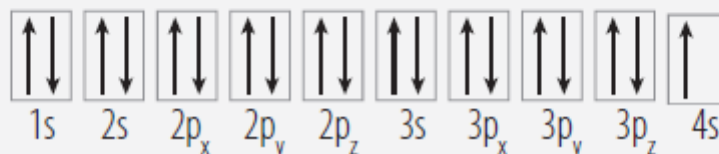
Diagrama de orbitales:



### 3. Siguiendo el mismo procedimiento, la configuración electrónica para el potasio, K ( $Z = 19$ ) es:

Configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Diagrama de orbitales:

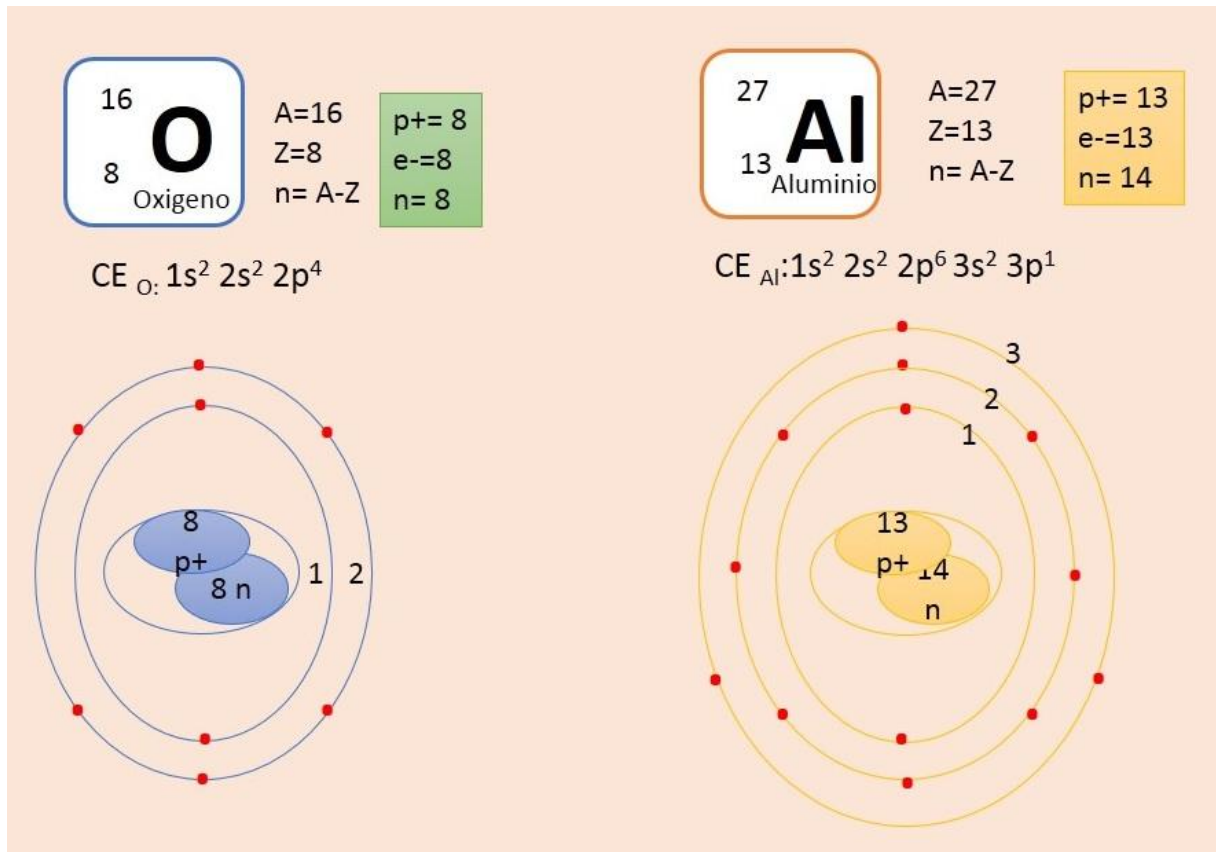


Ahora que conocemos la configuración electrónica dibujemos un átomo al “estilo de Bohr”

Para poder dibujar un átomo debemos seguir los siguientes pasos:

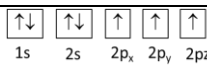
1. Obtener de la tabla periódica el número atómico (Z), el número másico (A) del elemento a graficar
2. Calcular la cantidad de protones, neutrones y electrones presentes
3. Obtener su configuración electrónica
4. Teniendo todo esto, dibujamos un núcleo con la cantidad de protones y neutrones
5. Dibujamos niveles (n) que tengamos alrededor del núcleo (es el número grande de la de configuración electrónica)
6. Por último en cada nivel dibujamos la cantidad de electrones que tenga cada subnivel (es el número pequeño) y listo.

Te dejo unos ejemplos en las siguientes imágenes



## GUIA DE ACTIVIDADES N° 2:

1) Completa el siguiente cuadro

Símbolo	Z	A	p+	e-	n	CE	Diagrama de Spin
<sup>13</sup> C <sub>6</sub>	6	13	6	6	7	1s <sup>2</sup> -2s <sup>2</sup> -2p <sup>2</sup>	
	5				6		
			20		20		
	11	23					
		14					
		24					
	31						

Nota: si no puedes dibujar el diagrama de spin o la CE en el cuadro, hazlo abajo indicando el elemento que corresponda

2) Dibuja el átomo para los siguientes elementos:

- Calcio
- Silicio
- Azufre
- Magnesio
- Manganeso

No olvides escribir todos los pasos a seguir

3) Realiza la configuración electrónica de los siguientes elementos:

- Hierro
- Potasio
- Argón
- Fosforo
- Cobalto
- Níquel

**¡IMPORTANTE!**

Fecha límite de entrega: **lunes 11 de abril**

Se puede trabajar en grupo pero **deben entregar de manera individual en hoja aparte con nombre y apellido; escuela, curso y materia**