

## GUÍA DE QUÍMICA

### I. MODELO MECANO CUÁNTICO

El modelo atómico de Bohr planteó un solo número para describir su órbita, el número  $n$ ; sin embargo, con los estudios y precisiones, el modelo mecano cuántico plantea cuatro números para describir la distribución de los electrones en el átomo. Estos números describen los orbitales atómicos e identifican los electrones dentro del átomo.

#### ¿Cómo se distribuyen los electrones dentro del átomo?

- Principio de incertidumbre de Heisenberg. No se puede determinar al mismo tiempo la posición y velocidad de una partícula.
- Schrodinger, a partir de estudios matemáticos establece la ecuación de onda cuyo resultado permite obtener una función de onda que denomina orbital.

#### ¿Cuál es la diferencia entre orbita y orbital?

- Órbita: cada una de las trayectorias descrita por los electrones alrededor del núcleo.
- Orbital: región del espacio alrededor del núcleo donde hay la máxima probabilidad de encontrar un electrón.

#### 1.1 Números cuánticos

Los números cuánticos son un modo de representar la energía asociada a la zona donde existe una alta probabilidad de encontrar electrones en un átomo, y también la forma en que se mueven los electrones en dicha zona. Mientras más cerca del núcleo se encuentren, menor será la energía de la zona.

Se conocen cuatro números cuánticos. Cada uno de ellos está asociado a zonas del átomo: los niveles de energía, los subniveles de energía, los orbitales y los electrones en un orbital.

Número cuántico	Simbología	Asociación
Principal	$n$	Nivel
Secundario o azimutal	$\ell$	Subnivel
Magnético	$m_l$	Orbital
Espín	$s$	Electrón

#### Número cuántico Principal (n):

- Representa al nivel o capa de energía y su valor es un número entero positivo (1, 2, 3,....)
- Se le asocia a la idea física del volumen del orbital.
- $n = 1, 2, 3, 4, \dots$

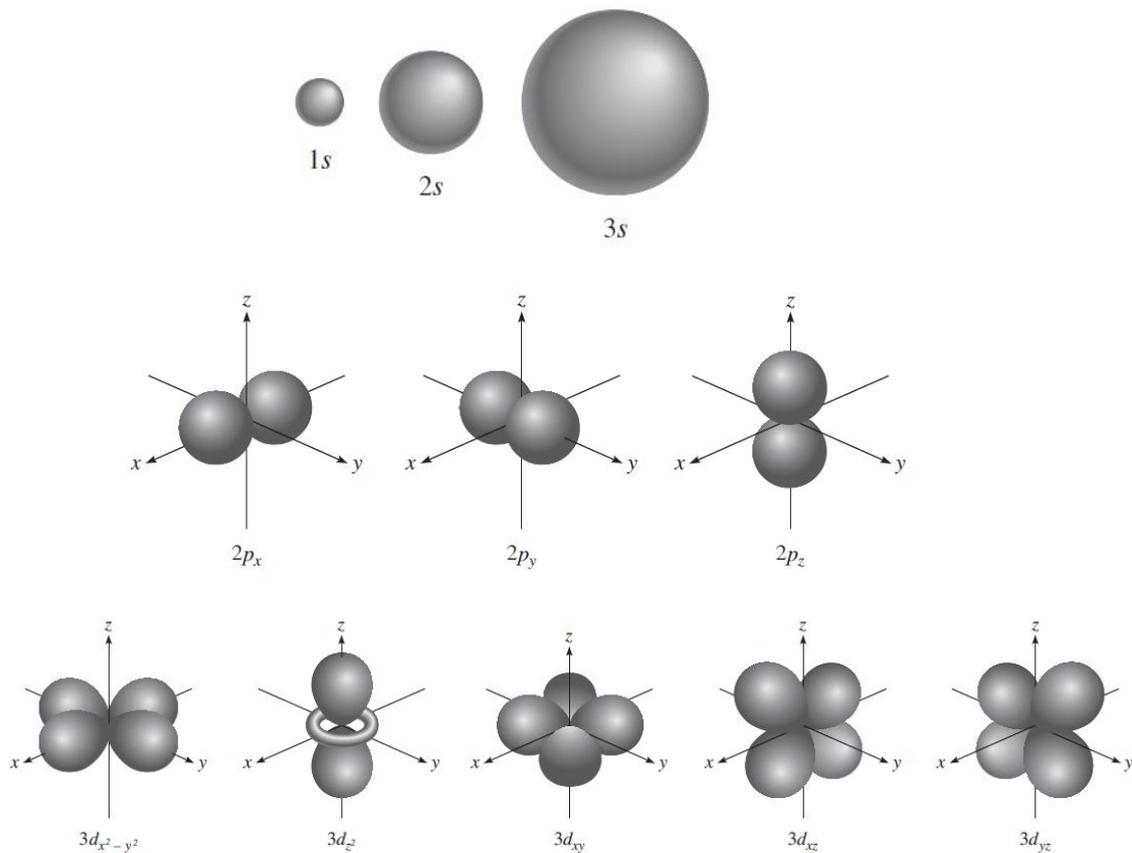


Número cuántico secundario o azimutal ( $\ell$ ):

- Identifica al subnivel de energía del electrón y se le asocia a la forma del orbital.
- Sus valores dependen del número cuántico principal ( $n$ ), es decir, sus valores son todos los enteros entre, incluyendo al 0.

( $\ell$ )	0	1	2	3
Nombre del orbital	s	p	d	f

Forma de los orbitales

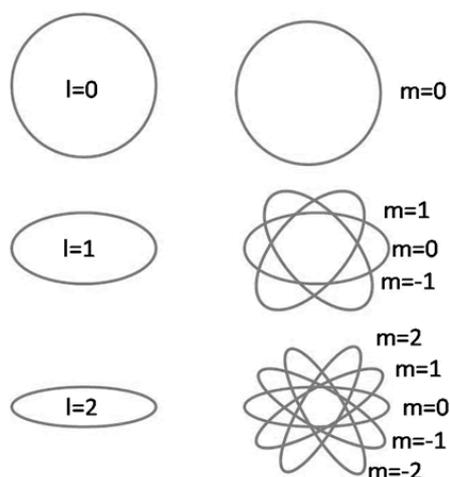


Número cuántico magnético ( $m$ ):

- Describe las orientaciones espaciales de los orbitales, es decir, representa la orientación del orbital atómico en el espacio.
- Sus valores son todos los enteros entre  $-\ell$  y  $+\ell$ , incluyendo al 0.

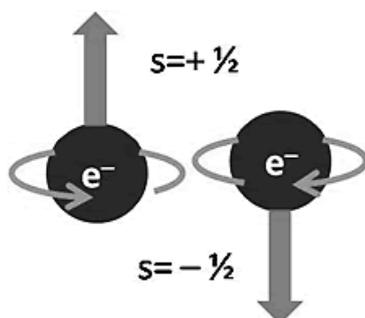
**Valor de  $m$ ,** según **el ingreso del último electrón al orbital** depende del valor de  $\ell$ , ya que:

- Si  $\ell$  es 0 (orbital s),  $m$  tendrá sólo un valor, 0. Tiene un solo orbital s
- Si  $\ell$  es 1 (orbital p),  $m$  tendrá tres valores, -1, 0, +1. Tiene 3 orbitales p
- Si  $\ell$  es 2 (orbital d),  $m$  tendrá cinco valores, -2, -1, 0, +1, +2. Tiene 5 orbitales d
- Si  $\ell$  es 3 (orbital f),  $m$  tendrá siete valores, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3. Tiene 7 orbitales f



Número cuántico de espín ( $s$ ):

- Informa el sentido del giro del electrón en un orbital. Indica si el orbital donde ingreso el último electrón está completo o incompleto.
- Su valor es  $+1/2$  o  $-1/2$

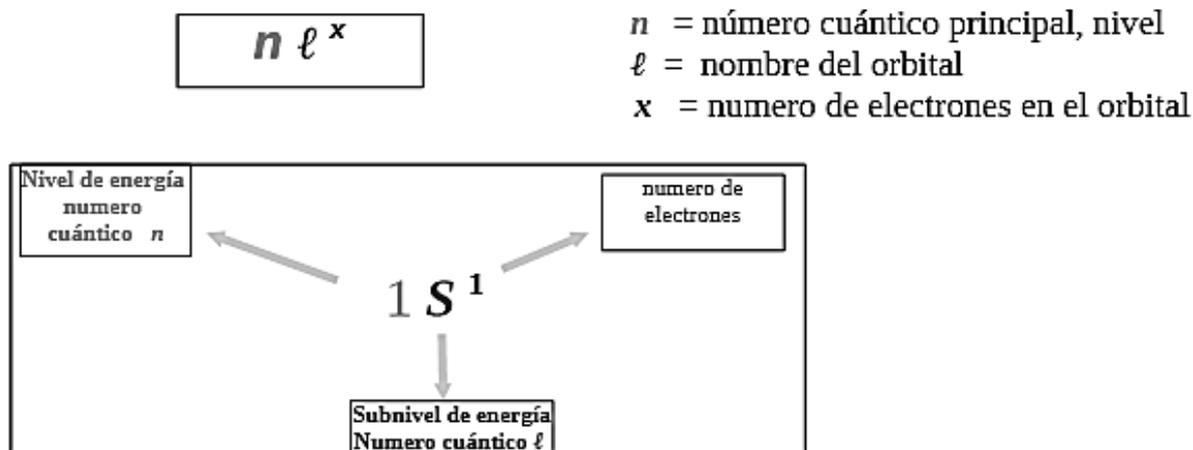


**EJERCICIOS:** Determina los números cuánticos para las siguientes representaciones.

- |              |           |
|--------------|-----------|
| a. $3s^2$    | e. $2s^1$ |
| b. $4d^8$    | f. $1s^2$ |
| c. $4f^{12}$ | g. $3p^5$ |
| d. $2p^4$    | h. $4s^2$ |

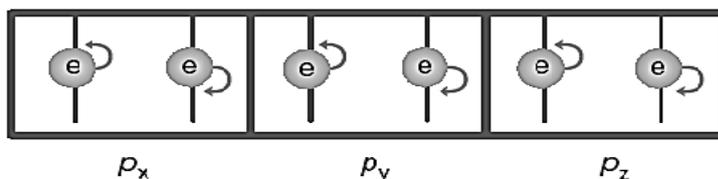
## 1.2 Configuración electrónica

La configuración electrónica de un elemento, es la forma en la cual se distribuyen los electrones en los orbitales del átomo, en su estado fundamental (en un nivel de baja energía).

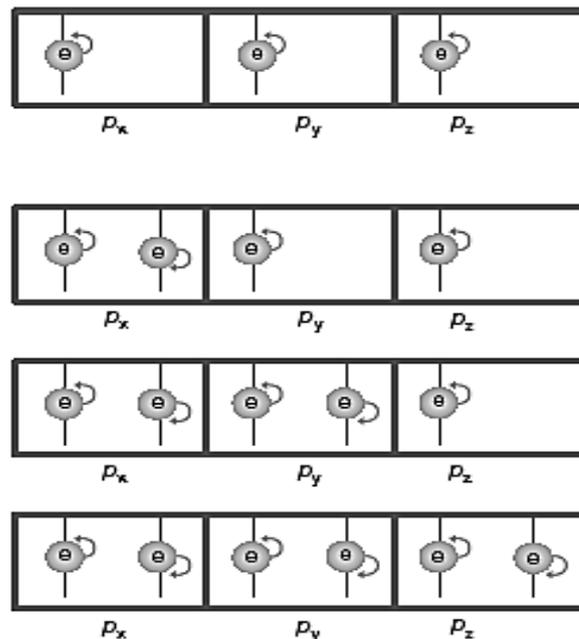


Para escribir la configuración de un átomo debemos conocer y cumplir ciertas reglas y principios básicos. Los cuales son tres:

- **Principio de la mínima energía:** “Los electrones se ubican primero en los orbitales de más baja energía, por lo tanto, los de mayor energía se ocuparán sólo cuando los primeros hayan agotado su capacidad”.
- **Principio de exclusión de Pauli:** “En un átomo no puede haber dos electrones que tengan los mismos números cuánticos ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  y  $s$ )”. De lo que se puede concluir que cada orbital acepta como máximo dos electrones, los cuales deben tener espines contrarios.



- **Principio de máxima multiplicidad de Hund:** En orbitales de la misma energía, los electrones entran de a uno, ocupando cada orbita con el mismo espín. Cuando se alcanza el semi-llenado, recién se produce el apareamiento con los espines opuestos.



**Para realizar la configuración electrónica de un elemento, se siguen los siguientes pasos:**

- Identifica el número de electrones que tiene el átomo o ion para configurar.
- Sigue el orden de llenado que obedece al principio de mínima energía.
- Completa la configuración electrónica asignando a cada subnivel el máximo de electrones posible. Nunca se llena el nivel siguiente si el anterior no está lleno.
- Existen cuatro formas de escribir la configuración electrónica:

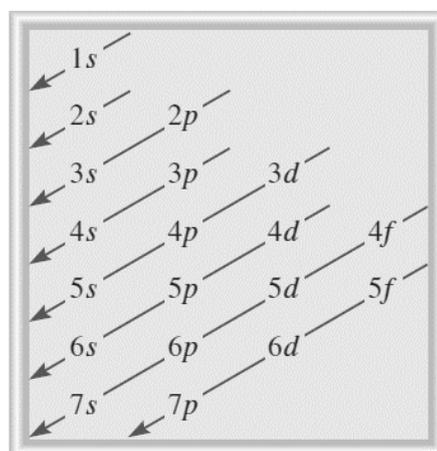
**Global:** en ella se disponen los electrones según la capacidad de nivel y subniveles.

**Global externa:** se indica en un corchete el gas noble anterior al elemento configurado y posteriormente los niveles y subniveles que no están incluidos en ese gas noble y pertenecen al elemento configurado. Útil para conocer los electrones de valencia (electrones más lejanos o externos del núcleo).

**Diagrama de orbitales:** en este se simboliza cada orbital por un casillero, utilizando las expresiones

↑ y ↓ para representar la disposición del espín de cada electrón.

- Para realizar la configuración electrónica debes utilizar un esquema de llenado de los orbitales atómicos.



## II. EJERCICIOS DE NÚMEROS CUÁNTICOS Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

- Realiza la configuración electrónica de los 10 primeros elementos químicos de la tabla periódica y luego indica los cuatro números cuánticos ( $n$ ,  $\ell$ ,  $m$ ,  $s$ ) para el último electrón de cada elemento.
- Determina los números cuánticos de los siguientes iones:
 

a. $\text{Na}^+$	d. $\text{Fe}^{3+}$
b. $\text{Cl}^-$	e. $\text{O}^{-2}$
c. $\text{Ca}^{+2}$	f. $\text{Al}^{-3}$
- Justifica si es posible encontrar electrones con los siguientes números cuánticos:
 

a. $(3, -1, 1, -\frac{1}{2})$	f. $(2, -1, 1, \frac{1}{2})$
b. $(3, 2, 0, \frac{1}{2})$	g. $(3, 1, 2, \frac{1}{2})$
c. $(2, 1, 2, \frac{1}{2})$	h. $(1, 1, 0, -2)$
d. $(1, 1, 0, -\frac{1}{2})$	i. $(2, 1, -1, \frac{1}{2})$
e. $(0, 2, 3, \frac{1}{2})$	
- Justifica si las siguientes configuraciones electrónicas, son o no posibles de acuerdo al principio de exclusión de Pauli:  $(1s^2 3s^1)$ ,  $(1s^2 2s^2 2p^7)$ ,  $(1s^2 2s^2 2p^6 3s^3)$ ,  $(1s^2 2s^2 2p^1)$ ,  $(2s^2 1s^2 2p^3)$ .
- ¿Cuáles de los siguientes 5 elementos presenta la mayor cantidad de electrones desapareados?
 

a. $_{11}\text{Na}$
b. $_{15}\text{P}$
c. $_{13}\text{Al}$
d. $_{16}\text{S}$
e. $_{18}\text{Ar}$
- Completa la siguiente tabla:

Elemento	Configuración electrónica	Números cuánticos			
		n	$\ell$	m	s
Selenio					
Bromo					
Cromo					
Cobre					
Molibdeno					