

Esta notación indica que un electrón en un orbital dado tiene dos orientaciones permitidas del espín, opuestas entre sí.

Una segunda regla que viene a reforzar las estructuras atómicas es el *principio de exclusión de Pauli*, que establece que no es posible la existencia de dos electrones en el mismo átomo que tengan sus cuatro números cuánticos iguales. Si un electrón tiene los valores cuánticos $n=2, \ell=1, m=0, s=+1/2$, en un segundo electrón puede tener $n=2, \ell=1, m=0, s=-1/2$, puesto que se pueden emplear las dos posibilidades de los valores de s no cabrá un tercer electrón que tenga $n=2, \ell=1, m=0$; ya que una combinación de n, ℓ y m forma un orbital, cada orbital tiene a lo menos dos electrones ($s=+1/2, s=-1/2$).

Tabla 1.1 Resumen de tipos y números de orbitales según quedan determinados por los números cuánticos n, ℓ y m .

$n \ell$	m	Tipo de Orbital (de n y ℓ)	Número de Orbitales (según los diversos valores de m)
1 0	0	1s	1
2 0	0	2s	1
2 1	-1, 0, +1	2p	3
3 0	0	3s	1
3 1	-1, 0, +1	3p	3
3 2	-2, -1, 0, +1, +2	3d	5
4 0	0	4s	1
4 1	-1, 0, +1	4p	3
4 2	-2, -1, 0, +1, +2	4d	5
4 3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	7

NIVELES ENERGÉTICOS Y CONFIGURACIÓN
ELECTRÓNICA.

No siempre es tan práctico como interesante seguir el desarrollo histórico de la química. Por el hecho de que se han llevado a cabo muchos estudios simultáneamente, resulta con frecuencia encontrar a la química como a otras ciencias, muy complicada y confusa.

Sin embargo, si recordamos el átomo de Dalton que supuestamente era simple e indestructible y lo vemos ahora, después de muchos años de investigación, concluimos en que no tiene nada de simple, sino todo lo contrario, es muy complejo; tiene muchas partes elementales. En efecto, se han descubierto o postulado unas 30 partículas subatómicas, de las cuales las tres más importantes son el protón, el neutrón y el electrón.

En el comportamiento químico de los elementos depende según ganen, pierdan y compartan electrones en la formación de un enlace químico. Por lo tanto, las propiedades químicas de los elementos depende de las estructuras electrónicas que tengan propiedades químicas semejantes.

En esta unidad estudiarás el electrón y sus orbitales donde al final de ella deberás ser capaz de:

OBJETIVOS.

- 1.- Describir la estructura atómica que Bohr formuló.
- 2.- Explicar qué son los espectros de emisión, cuántos tipos de ellos existen, y con qué fin se utilizan.

- 3.- Diferenciar entre estados normales y estados excitados de los átomos, en relación a la posición de los electrones externos.
- 4.- Definir energía de ionización, así como explicar por qué en algunos elementos es más fácil desalojar electrones que en otros.
- 5.- Definir los siguientes términos:
 - a) Capa de valencia.
 - b) Nivel principal de energía.
 - c) Electrones de valencia.
 - d) Subnivel energético (cuáles son estos subniveles).
 - e) Orbital.
- 6.- Enunciar el principio de incertidumbre.
- 7.- Definir qué es configuración electrónica, así como representar las configuraciones electrónicas de cualquier átomo, utilizando el orden descrito en la figura 2-5.

PROCEDIMIENTO.

- 1.- Deberás estudiar detenidamente el presente capítulo, tratando de dar contestación a los objetivos del mismo.
- 2.- Observa detenidamente los ejemplos que aparecen en la sección 2-8 del capítulo II.
- 3.- Deberás entregar la siguiente autoevaluación resuelta como requisito para presentar la presente unidad.

AUTOEVALUACIÓN.

- 1.- Es posible conocer con exactitud, y simultáneamente la posición y velocidad de los electrones; esto es el enunciado del principio de incertidumbre.

0) Falso. 1) Verdadero.

- 2.- Mencione los tipos de orbitales:

- 3.- Representa la configuración electrónica del Ar (Z=18).

- 4.- Representa la configuración electrónica del telurio Te (Z=52).

- 5.- Representa la configuración electrónica del Fe (Z=26).

- 6.- Configuración electrónica. _____

- 7.- Estados de energía o niveles de energía. _____

- 8.- Átomo excitado. _____
