

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN				
	NOMBRE ALUMNA:				
	ÁREA / ASIGNATURA: Ciencias naturales / Química				
	DOCENTE: Fabio Alejandro Paredes Oviedo				
	PERIODO	TIPO GUÍA	GRADO	Nº	FECHA
II	Aprendizaje	9	1		

Desempeño: Conoce y aplica lo relacionado con Los números cuánticos y la configuración electrónica

Guía sobre Números Cuánticos y Configuración Electrónica: Desentrañando la estructura atómica

Introducción:

En el átomo, ese minúsculo universo que compone toda la materia, los electrones no se mueven de forma caótica. Obedecen reglas y principios que nos permiten comprender su comportamiento y distribución espacial. Es aquí donde entran en juego los **números cuánticos** y la **configuración electrónica**, herramientas fundamentales para desentrañar la estructura atómica.

¿Qué son los números cuánticos?

Los números cuánticos son un conjunto de cuatro valores numéricos que describen las propiedades de los electrones en un átomo:

- Número cuántico principal (n):** Indica el **nivel de energía** en el que se encuentra el electrón.
 - Valores permitidos: $n = 1, 2, 3, \dots$, siendo $n = 1$ el nivel de menor energía y aumentando la energía a medida que aumenta n .
- Número cuántico secundario (l):** Determina la **subcapa** o **subnivel de energía** dentro del nivel principal.
 - Valores permitidos: $l = 0, 1, 2, \dots, (n - 1)$.
 - Se asocia a las letras s, p, d, f, ... según el valor de l:
 - s: subcapa con 1 orbital
 - p: subcapa con 3 orbitales
 - d: subcapa con 5 orbitales
 - f: subcapa con 7 orbitales
- Número cuántico magnético (m):** Indica la **orientación espacial** del orbital dentro de la subcapa.
 - Valores permitidos: $m = -l, -l + 1, \dots, 0, \dots, l - 1, l$.
- Número cuántico de espín (s):** Describe el **giro** del electrón sobre su propio eje.
 - Valores permitidos: $s = +1/2$ o $-1/2$.

Principios básicos para la configuración electrónica:

La configuración electrónica de un átomo representa la distribución de sus electrones en los orbitales atómicos. Para determinarla, se deben seguir algunos principios fundamentales:

- Principio de Aufbau:** Los electrones ocupan los orbitales de menor energía primero. El orden de llenado de orbitales es:
 - 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, ...

*Vi en un sueño una mesa donde todos los elementos encajaban según lo requerido. Al despertar, inmediatamente lo escribí en una hoja de papel. **Dmitri Mendeléyev.***

2. **Principio de exclusión de Pauli:** No puede haber dos electrones en un átomo con el mismo conjunto de números cuánticos (n, l, m, s). Un orbital solo puede contener como máximo 2 electrones, con espines opuestos ($+1/2$ y $-1/2$).
3. **Diagrama de barras de Aufbau:** Se utiliza para representar la configuración electrónica de forma gráfica, indicando la cantidad de electrones en cada orbital.

Ejemplos de configuración electrónica:

- **Hidrógeno (H):** $1s^1$ (un electrón en el orbital $1s$)
- **Helio (He):** $1s^2$ (dos electrones en el orbital $1s$)
- **Carbono (C):** $1s^2 2s^2 2p^2$ (dos electrones en $1s$, dos en $2s$ y dos en $2p$)
- **Oxígeno (O):** $1s^2 2s^2 2p^4$ (dos electrones en $1s$, dos en $2s$ y cuatro en $2p$)

Ejercicios propuestos:

1. Determine la configuración electrónica completa del elemento con número atómico 14 (silicio).
2. Escriba la configuración electrónica abreviada (usando el símbolo del gas noble más cercano) del elemento con número atómico 36 (kriptón).
3. Indique cuántos electrones desvalenciados tiene el átomo de fósforo (P, número atómico 15).
4. Represente el diagrama de barras de Aufbau para el átomo de hierro (Fe, número atómico 26).
5. Compare las configuraciones electrónicas de los elementos sodio (Na) y cloro (Cl). ¿Cómo se relaciona esto con su reactividad química?

*Vi en un sueño una mesa donde todos los elementos encajaban según lo requerido. Al despertar, inmediatamente lo escribí en una hoja de papel. **Dmitri Mendeléyev.***