

**TÍTULO:** *El átomo, corteza electrónica*

**OBJETIVOS:**

- Comprender el concepto de nube electrónica y función de onda del electrón.
- Conocer los números cuánticos que caracterizan al electrón.
- Ser capaz de calcular la configuración electrónica de una especie atómica.

**DESARROLLO CONCEPTUAL**

El átomo, del griego *ἄτομος*, indivisible, es la unidad más pequeña de un elemento químico que mantiene sus propiedades, y que no es posible dividir mediante procesos químicos. Actualmente, se sabe que el átomo está compuesto por el núcleo, formado por protones y neutrones, y por una nube de electrones que orbitan alrededor del núcleo.

**Nube electrónica**

Las propiedades físicas y químicas del átomo están determinadas por el número y la ordenación de los electrones.

**Electrones:** carga eléctrica negativa ( $e = -1,602 \cdot 10^{-19}$  C) igual a la unidad fundamental de carga. Masa =  $9,109 \cdot 10^{-31}$  kg, unas 2.000 veces menor que la del protón.

El concepto de que los electrones se encuentran en órbitas bien definidas alrededor del núcleo (átomo de Bohr) se ha cambiado por el de nube electrónica. Según la mecánica cuántica, los electrones se encuentran deslocalizados o difusos en el espacio. Schrödinger describe a los electrones mediante una **función de onda**  $\psi$ . El cuadrado de la función de onda  $\psi^2$  del electrón representa la probabilidad de encontrar al electrón en una región delimitada del espacio. Esta zona de probabilidad se denomina orbital.

Cada electrón está caracterizado por cuatro números cuánticos. El **principio de exclusión de Pauli** sostiene que no puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales. El primer número cuántico ***n*** (llamado principal) corresponde a los diferentes niveles de energía permitidos o niveles cuánticos. Se asocia a la dependencia entre la función de onda y la distancia entre el electrón y el núcleo, por tanto a la probabilidad de encontrar el electrón a distintas distancias del núcleo. Los valores que toma son 1, 2, 3, 4,... Para  $n=1$  se tiene el nivel de menor energía. El segundo número cuántico ***l*** se denomina número cuántico orbital y está asociado al momento cinético del electrón. Cada nivel energético se divide en subniveles, dependiendo del valor de *l*. A estos subniveles, por razones históricas, se les asigna una letra, y hacen referencia al tipo de orbital (s, p, d, f). Los valores que puede tomar *l* son:  $l = 0, \dots, (n-1)$ . El número cuántico ***m*** recibe el nombre de número cuántico magnético y da idea de la orientación del momento cinético del electrón cuando el átomo se encuentra en el seno de un campo magnético. El número *m* puede tomar los valores:  $m = -l, -l+1, -l+2, \dots, +l$

El espín del electrón se describe mediante el cuarto número cuántico ***s*** que siempre vale  $\pm 1/2$ .

## Configuración electrónica

La configuración electrónica en la corteza de un átomo es la distribución de sus electrones en los distintos niveles y orbitales. Los electrones se van situando en los diferentes niveles y subniveles por orden de energía creciente hasta completarlos.

La estructura de capas o subniveles explica la naturaleza periódica de los elementos según están ordenados en la tabla periódica. Los elementos que tienen un solo electrón o un solo hueco en la capa más externa son muy activos químicamente, y se combinan fácilmente formando moléculas. Los que tienen completa la capa más externa (gases nobles) son inertes químicamente.

Los electrones y los protones tienen la misma carga eléctrica de signos contrarios, por lo que el átomo es eléctricamente neutro. Los átomos que pierden uno o más electrones quedan cargados eléctricamente y reciben el nombre de **iones**. Los átomos con un solo electrón externo tienden a perderlo y se convierten en iones positivos (exceso de protones), como el hidrógeno; los que están a falta de un electrón para completar la capa, tienen facilidad para incorporarlo y convertirse en iones negativos (el cloro).

1. Existen **7 niveles de energía** o capas donde pueden situarse los electrones, numerados del 1, el más interno (menos energético), al 7, el más externo.
2. A su vez, cada nivel tiene sus electrones repartidos en distintos **subniveles**, que pueden ser de cuatro tipos: *s*, *p*, *d*, *f*.
3. En cada subnivel hay un número determinado de **orbitales** que pueden contener, como máximo, 2 electrones cada uno, cada electrón en un estado de espín. Así, hay 1 orbital tipo *s*, 3 orbitales *p*, 5 orbitales *d* y 7 del tipo *f*. De esta forma el número máximo de electrones que admite cada subnivel es: 2 en el *s*; 6 en el *p* (2 electrones x 3 orbitales); 10 en el *d* (2 x 5); 14 en el *f* (2 x 7).

La distribución de orbitales y número de electrones posibles en los 4 primeros niveles se resume en la siguiente tabla:

Niveles de energía	1			2			3			4			
Subniveles	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f			
Número de orbitales de cada tipo	1	1	3	1	3	5	1	3	5	7			
Denominación de los orbitales	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f			
Número máximo de electrones en los orbitales	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14			
Número máximo de electrones por nivel	2	8			18			32					

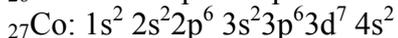
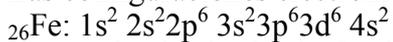
## **EJEMPLO**

### **ENUNCIADO**

Las propiedades del hierro ( $_{26}\text{Fe}$ ) y las del cobalto ( $_{27}\text{Co}$ ) son muy parecidas, mientras que las del neón ( $_{10}\text{Ne}$ ) y las del sodio ( $_{11}\text{Na}$ ) son muy diferentes, a pesar de tener también números atómicos consecutivos. Explique por qué.

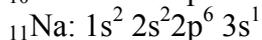
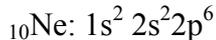
### **RESOLUCIÓN**

Las configuraciones electrónicas del hierro y del cobalto son:



Como sus propiedades químicas se deben principalmente a sus electrones 4s, resultan muy semejantes.

En el caso del neón y del sodio se tiene:



El sodio tiene un electrón solitario en la capa  $n=3$ , muy alejado del núcleo y ligado débilmente a él. El sodio se combina fácilmente con átomos como el flúor, a falta de un electrón para completar su última capa. El neón tiene completa la capa  $n=2$  y va a ser muy difícil que se combine con cualquier otro elemento.

## **EJERCICIOS DE AUTOCOMPROBACIÓN**

### **ENUNCIADO**

Si  $n=3$ , (a) ¿cuáles son los valores posibles de  $l$ ? (b) ¿cuál será el número total de estados electrónicos?

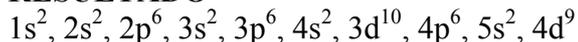
### **RESULTADO**

(a)  $l = 0, 1, 2$                       (b) 18

### **ENUNCIADO**

¿Cuál es la configuración electrónica del átomo de plata?

### **RESULTADO**



## **REFERENCIAS:**

- Física Preuniversitaria. *P.A. Tipler*. Ed Reverté
- Colaboradores de Wikipedia, "[Átomo](#)," Wikipedia, La enciclopedia libre.
- # Monografías.com, "[El átomo](#)".
- Mariano Gaite Cuesta, "[Historia: modelos atómicos](#)" en "Iniciación interactiva a la materia".

## **AUTOR:**

- Cristina Santa Marta Pastrana