

# UNIDAD DE TRABAJO 2

## MATERIA Y MATERIALES. CLASIFICACIÓN Y DESIGNACIÓN

### 1. Materia y materiales

Entendemos por **materia** todo lo que nos rodea, es más fácil describir sus propiedades que dar una definición exacta. De toda la materia existente, designamos como **material** aquella parte de la materia organizada que presenta unas propiedades características.

Todas las propiedades de los materiales sólidos se agrupan en seis categorías: mecánicas, eléctricas, térmicas, magnéticas, químicas y ópticas.

Las propiedades de un material son independientes de su forma y tamaño, actuando sólo ante un estímulo físico. Así, si aplicamos una carga a un material plástico éste se deforma por la acción de ésta.

La parte de la ciencia que estudia la relación entre estructura y las propiedades de los materiales se denomina **Ciencia de los materiales**, mientras que la parte que estudia la relación entre la estructura, propiedades y diseño de los materiales se denomina **Ingeniería de los materiales**.

#### Ejemplo:

*El ingeniero de materiales diseña un material que debe cumplir con unas prestaciones adecuadas, como puede ser una prótesis de cadera, que debe tener gran resistencia y bajo peso, aparte de no producir rechazo en el paciente. El científico de materiales estudiará las estructuras más adecuadas y preparará los elementos necesarios para obtener el material adecuado. Puede ser un material cerámico nuevo o puede ser un material ya existente al que es necesario darle el tratamiento adecuado.*

### 2. Fundamentos básicos sobre estructura interna de la materia y sus fuerzas de unión

Muchas de las propiedades de los materiales dependen de la disposición atómica y de las interacciones existentes entre átomos y/o moléculas.

El **átomo** se compone de corteza y núcleo. En la **corteza** se encuentran los electrones que van a ser responsables de las propiedades de los materiales y en el **núcleo** se encuentran los protones y neutrones.

En la tabla se muestran las tres partículas fundamentales de la materia, señalando la carga y la masa de cada una de ellas.

Partícula	Carga, culombios	Masa, g	Carga relativa	Masa relativa
Electrón	$1,60218 \cdot 10^{-19}$	$9,109389 \cdot 10^{-28}$	- 1	0
Protón	$1,60218 \cdot 10^{-19}$	$1,672623 \cdot 10^{-24}$	+ 1	1
Neutrón	-	$1,674928 \cdot 10^{-24}$	-	1

Tabla 2.1

El número de protones (Z) y el de neutrones (N) que contiene el núcleo de un átomo es el número másico (A). Su formulación matemática es:  $A = Z + N$

La IUPAC, en 1962, aprobó que la escala de pesos atómicos se basara en la masa del Carbono 12, definiendo como unidad de masa atómica (u.m.a.) la doceava parte de la masa de un átomo de carbono.

**Ejemplo:**

Determina la equivalencia entre gramos y unidades de masa atómica.

Para determinar la relación entre gramos y u.m.a.; hay que tener en cuenta las siguientes equivalencias:

- 1 átomo-gramo (átomo - g) = Peso atómico expresado en gramos.
- 1 átomo-gramo (átomo - g) =  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos.
- 1 u.m.a. = 1/12 de la masa de un átomo de carbono.

Aplicando estas equivalencias:

$$1 \text{ g} = 1 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ átomo-g C}}{12 \text{ g C}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ átomo-g C}} \cdot \frac{12 \text{ u.m.a.}}{1 \text{ átomo de C}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u.m.a}$$

Resultando que 1 g equivale a  $6,022 \cdot 10^{23}$  u.m.a.

En los cálculos químicos, se trabaja con átomos-gramo y moles-gramo, expresando los pesos atómicos y moleculares en gramos que son numéricamente igual a los pesos atómicos y moleculares expresados en umas.

**Ejemplo:**

Calcula: a) la masa de un átomo de plata b) el número de átomos de plata que hay en 1 g de plata.

a) Teniendo en cuenta las siguientes equivalencias:

- 1 átomo-gramo de Ag = Peso atómico expresado en gramos = 107,87 g
- 1 átomo - gramo (átomo - g) =  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos (Número de Avogadro).

Aplicando estas equivalencias:

$$1 \text{ átomo Ag} = 1 \text{ átomo Ag} \cdot \frac{1 \text{ atom-g Ag}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ag}} \cdot \frac{107,87 \text{ g Ag}}{1 \text{ átomo - Ag}} = 1,79 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

b) Aplicando las mismas equivalencias:

$$1 \text{ g Ag} = 1 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ átomo-g Ag}}{107,87 \text{ g Ag}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ átomo-g Ag}} = 5,58 \cdot 10^{21} \text{ átomos}$$

**2.1 Estructura de los átomos según el Modelo de Bohr**

Para explicar el espectro de hidrógeno, Niels Bohr se basó en la teoría de la naturaleza de la radiación electromagnética de Max Planck y propuso el siguiente modelo:

1. Cuando el electrón se mueve en una determinada órbita ni gana ni pierde energía. Estas órbitas corresponden a niveles de energía permitidos que vienen determinados por el número cuántico principal **n** que toma los valores de 1, 2, 3, 4,...
2. Cuando un electrón pasa de una órbita a otra, gana (absorción) o pierde (emisión) energía, según sea la órbita de mayor o menor energía.

El espectro atómico de un elemento químico es el resultado de descomponer una radiación electromagnética compleja en todas las radiaciones sencillas que la componen. El espectro consiste en un conjunto de líneas paralelas, que corresponden cada una a la longitud de onda de cada una de las radiaciones.

Se puede analizar la radiación que absorbe un elemento (espectro de absorción) o la radiación que emite (espectro de emisión) ya que cada elemento tiene un espectro característico, siendo éste como la huella digital del átomo.

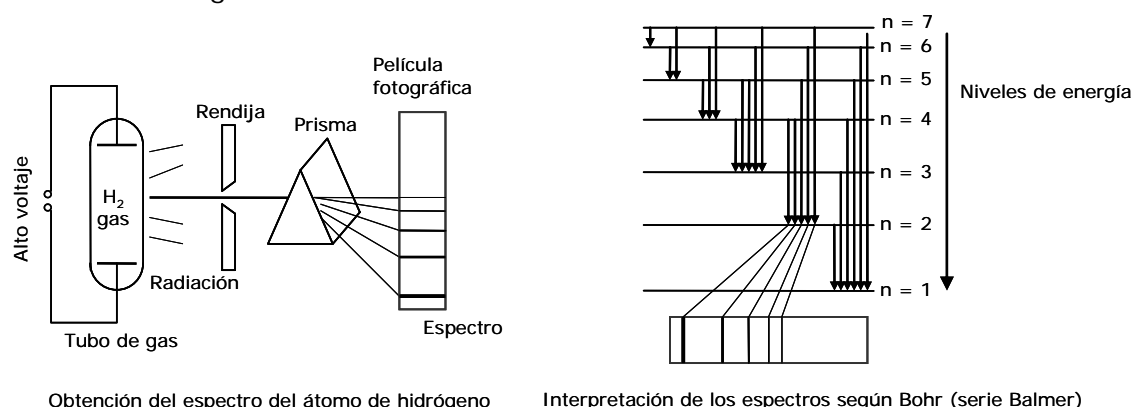
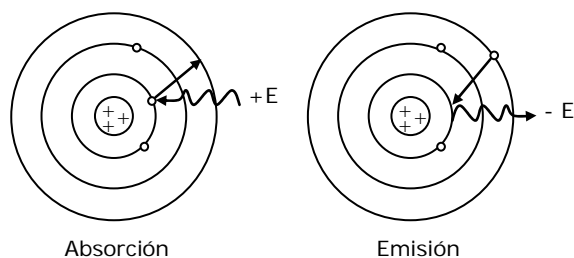


Fig. 2.1 Espectro de un elemento

En la figura se muestra la interpretación de los espectros de una serie del átomo de hidrógeno según el modelo de Bohr que explicaba las líneas encontradas como las radiaciones emitidas por los electrones al pasar de niveles superiores al nivel 2 (en este caso la serie se denomina Balmer).



**Ejemplo:**

Si un electrón pasa de una órbita de mayor energía a otra de menor, emite energía que se manifiesta en algunos elementos en forma de color. El sodio da un color amarillo a la llama y el potasio un color violeta.

Fig. 2.2 Esquema de absorción o emisión

## 2.2 Números cuánticos

Según Bohr, un electrón puede encontrarse en cualquier órbita pero, por lógica, tratará de estar en aquellas de menor energía. Un número caracteriza cada estado de energía y éstos pueden describirse por un conjunto de números denominados **cuánticos**, que son:

**n: número cuántico principal**, define el nivel de energía principal indicando la órbita donde se mueve el electrón. Puede tomar los valores 1, 2, 3, 4,... El estado de más baja energía lleva el número 1.

**l: número cuántico secundario**, designa el subnivel de energía y también la forma de la región del espacio donde es posible encontrar el electrón y puede tomar los valores 0, 1, 2, 3,...n-1 asignándoles a cada valor una letra : s, p, d, f.

**m<sub>l</sub>: número cuántico magnético**, designa la orientación espacial de un orbital atómico y tiene un pequeño efecto en la energía del electrón. Cada subnivel m<sub>l</sub> puede tomar valores enteros comprendidos entre -l y + l.

- Para l = 1, m<sub>l</sub> puede tomar los valores -1, 0, +1, el subnivel es p y existen tres regiones del espacio distintas denominadas orbitales, asociadas al subnivel p que se denominan p<sub>x</sub>, p<sub>y</sub>, p<sub>z</sub>.
- Para l = 2, m<sub>l</sub> puede tomar los valores -2, -1, 0, +1, +2, el subnivel es d y existen cinco regiones del espacio distintas asociadas denominadas orbitales, al subnivel d que se denominan d<sub>x<sup>2</sup>-y<sup>2</sup></sub>, d<sub>z<sup>2</sup></sub>, d<sub>xy</sub>, d<sub>xz</sub>, d<sub>yz</sub>.

- Para  $l = 3$ ,  $m_l$  puede tomar los valores  $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ , el subnivel es f y existen 7 regiones del espacio distintas denominadas orbitales, asociadas al subnivel f.

**$m_s$ : número cuántico de spin**, indica el sentido del giro del electrón sobre sí mismo y puede tomar los valores  $+1/2$  y  $-1/2$ .

Este número restringe un máximo de dos electrones en cada orbital (Principio de exclusión de Pauli).

**Ejemplo:**

En la tabla se muestran los niveles de energía correspondientes a los números cuánticos  $n$  y  $l$ :

Número principal ( $n$ )	Número secundario ( $l$ )	Número máximo electrones ( $2n^2$ )	Configuración electrónica
1	0 (s)	2	$1s^2$
2	0 (s) 1 (p)	8	$2s^2, 2p^6$
3	0 (s) 1 (p) 2 (d)	18	$3s^2, 3p^6, 3d^{10}$
4	0 (s) 1 (p) 2 (d) 3 (f)	32	$4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}$

Tabla 2.2 Niveles de energía

### 2.3 Configuración electrónica

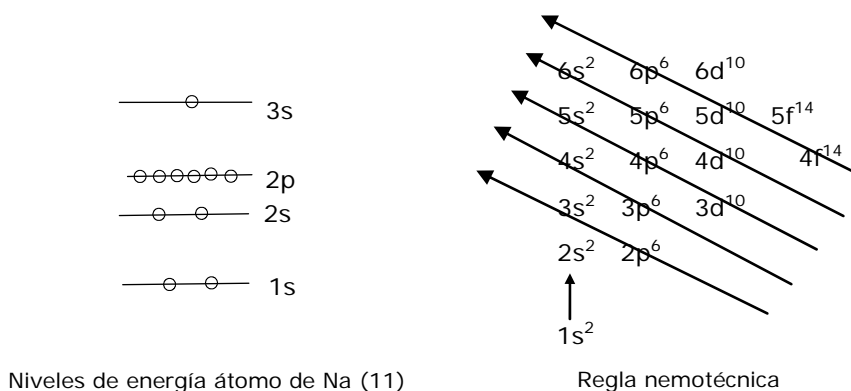


Fig. 2.3 Configuración electrónica

La configuración electrónica se representa por los números cuánticos anteriormente descritos, pero debido a algunas variaciones en los niveles de energía se aplica la regla nemotécnica de la figura, en orden al llenado de orbitales.

**Ejemplo:**

Indica la configuración electrónica del potasio K (19).

La configuración es: K (19):  $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6, 4s^1$  y no  $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^1$ , debido a que se ocupa antes el orbital 4s que el 3d, motivo por el que es necesario aplicar la regla nemotécnica.

### 2.4 Sistema periódico actual

En el Sistema Periódico actual los elementos se ordenan por el número atómico (número de electrones) y no por el peso atómico, como hizo inicialmente Mendeleiev.