

## ESTRUCTURA ATÓMICA.

### 1. INTRODUCCIÓN

Si tomamos una barra de hierro y la dividimos en pedazos, cada uno de ellos seguirá siendo hierro. Si pudiéramos seguir dividiendo cada pedazo en partes cada vez más pequeñas, llegaría un momento en que nos encontraríamos con la partícula de hierro más pequeña que existe: **el átomo de hierro**.

Un átomo de hierro puede dividirse aún más, pero si lo hacemos, obtendremos entonces algo que ya no tiene las propiedades del hierro.

Por tanto, podemos decir que un **átomo** de cualquier elemento (hierro, carbono, oxígeno, etc.) es la partícula más pequeña que conserva las propiedades químicas de dicho elemento.

### 2. ESTRUCTURA DEL ÁTOMO.

Los experimentos han demostrado que el átomo **no es indivisible**, sino que está formado a su vez por partículas más pequeñas.

Dentro de un átomo podemos distinguir dos regiones: **el núcleo y la corteza**.

#### 2.1. NÚCLEO.

- a) Casi toda la masa del átomo está concentrada en el núcleo.
- b) El tamaño del núcleo es unas 10000 veces más pequeño que el del átomo.
- c) En el núcleo hay dos tipos de partículas: **protones y neutrones**.
- d) Los **protones** tienen carga eléctrica positiva.
- e) Los **neutrones** son eléctricamente neutros.
- f) La carga eléctrica del núcleo es positiva.
- g) La masa del neutrón es ligeramente superior a la del protón.

#### 2.2. CORTEZA.

- a) En la corteza están los **electrones**, que tienen carga eléctrica negativa.
- b) La carga del electrón es igual que la del protón, pero de signo contrario.
- c) Los electrones giran alrededor del núcleo debido a que son atraídos eléctricamente por él.
- d) La masa del electrón es aproximadamente 2000 veces menor que la del protón.
- e) Un **átomo neutro** tiene el mismo número de protones que de electrones.

### 3. NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSIICO.

El **número atómico (Z)** es el número de protones que hay en el núcleo de un átomo.

En un átomo neutro, Z coincide con el número de electrones.

El **número másico (A)** es la suma del número de protones y de neutrones que hay en el núcleo. Es decir, A representa el número de partículas que hay en el núcleo de un átomo.

Si llamamos N al número de neutrones, entonces:

$$A = Z + N$$

Por tanto, si conocemos A y Z, podemos calcular el número de neutrones (N) restando:

$$N = A - Z$$

#### 4. REPRESENTACIÓN DE UN NÚCLEO ATÓMICO.

Para representar un núcleo empleamos el número másico y el número atómico del modo siguiente:



Por ejemplo:



H es el símbolo del elemento hidrógeno.

Z = 1                                    tiene 1 protón

A = 1                                    la suma de sus protones y neutrones es igual 1

N = A - Z = 1 - 1 = 0                no tiene neutrones

Este símbolo representa un núcleo de hidrógeno, que tiene 1 protón y 0 neutrones



N es el símbolo del nitrógeno.

Z = 7                                    tiene 7 protones

A = 13                                  la suma de sus protones y neutrones es igual 13

N = A - Z = 13 - 7 = 6                tiene 6 neutrones

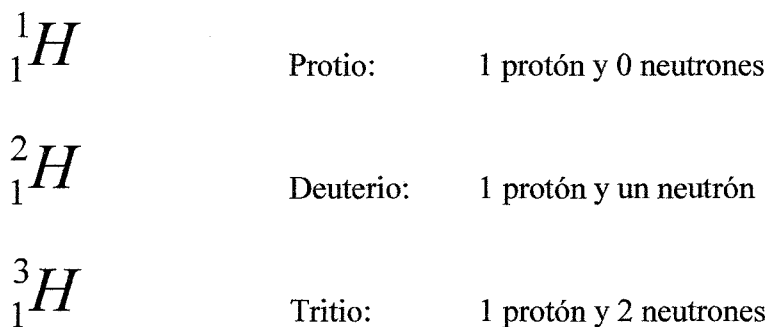
Este símbolo representa un núcleo de nitrógeno con 7 protones y 6 neutrones

#### 5. ISÓTOPOS.

Llamamos **isótopos** a los átomos que tienen el mismo número atómico y distinto número másico.

Los **isótopos** tienen el mismo número de protones y distinto número de neutrones.

Por ejemplo, el hidrógeno tiene tres isótopos:



## 6. CORTEZA ATÓMICA.

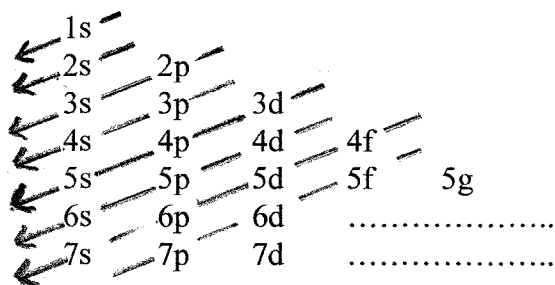
Los electrones se distribuyen en la corteza agrupándose en **capas** o **niveles**. A su vez, dentro de cada capa existen **subcapas** o **subniveles**. En cada subcapa sólo cabe un número máximo de electrones.

El número máximo de electrones que podemos encontrar en cada subnivel se indica en la siguiente tabla:

CAPA O NIVEL	SUBCAPA O SUBNIVEL	Nº MÁXIMO DE ELECTRONES
1	1s	2
	2s	2
2	2p	6
	3s	2
3	3p	6
	3d	10
	4s	2
4	4p	6
	4d	10
	4f	14
	5g	

## 7. ORDEN DE LLENADO DE LAS CAPAS.

En un átomo, los electrones ocupan las capas siguiendo el orden reflejado por el siguiente diagrama:

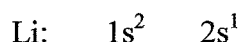


## 8. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA.

Llamamos configuración electrónica de un átomo al modo en que se distribuyen sus electrones entre las distintas capas y subcapas.

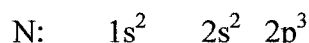
**Ejemplo nº1 :** El litio (Li) tiene número atómico  $Z = 3$ . Halla su configuración electrónica.

Como el Li tiene  $Z = 3$ , tenemos que distribuir 3 electrones. Según el diagrama, primero se llena el subnivel 1s, donde caben dos electrones. El electrón que sobra se coloca en el subnivel 2s. Esta distribución se indica de la siguiente manera:



**Ejemplo nº2 :** El nitrógeno (N) tiene número atómico  $Z = 7$ . Halla su configuración electrónica.

Como el N tiene  $Z = 7$ , tenemos que distribuir 7 electrones. Primero se llena el subnivel 1s, donde caben dos electrones. Después el subnivel 2s, donde caben otros dos electrones. Los tres electrones que sobran se colocan en el subnivel 2p. Por tanto, la configuración electrónica del N es la siguiente:



Los electrones situados en la última capa se llaman **electrones de valencia**. Si nos fijamos en los ejemplos anteriores, el Li tiene 1 electrón de valencia y el N tiene 5 electrones de valencia.

## 9. IONES.

Los **iones** son átomos que han perdido o ganado electrones. Pueden ser positivos y negativos.

Si un átomo neutro pierde electrones, queda con un exceso de carga positiva y se transforma en un **ion positivo o catión**.

Cuando un átomo gana electrones, adquiere un exceso de carga negativa y se transforma en un **ion negativo o anión**.

Los iones se representan indicando su carga eléctrica del siguiente modo:

$\text{Na}^+$	átomo de sodio que ha perdido 1 electrón
$\text{Ca}^{2+}$	átomo de calcio que ha perdido 2 electrones
$\text{F}^-$	átomo de flúor que ha ganado 1 electrón
$\text{S}^{2-}$	átomo de azufre que ha ganado 2 electrones

## 10. MASA ATÓMICA.

Los átomos tienen una masa muy pequeña. Por ejemplo, la masa de un átomo de oxígeno tiene un valor de  $2,7 \cdot 10^{-26}$  kg. Es evidente que las unidades de masa que utilizamos habitualmente (kg, g) resultan inadecuadas a escala atómica.

Para expresar la masa de un átomo se utiliza la **unidad de masa atómica (u)**. Esta unidad se define como la doceava parte de la masa del isótopo 12 del átomo de carbono ( $^{12}_6C$ ).

Se llama **masa atómica ( $A_r$ )** a la masa de un átomo expresada en unidades de masa atómica.

Por ejemplo, la masa atómica del carbono es 12 u.

$$A_r(C) = 12 \text{ u}$$

La relación entre la unidad de masa atómica y el kg es la siguiente:

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Podemos expresar la masa de un átomo de carbono en u y en kg:

$$A_r(C) = 12 \text{ u}$$

$$A_r(C) = 12 \text{ u} = 12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,99 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

Si observamos el resultado, es fácil darse cuenta de que resulta mucho más práctico utilizar la unidad de masa atómica que el kilogramo cuando trabajamos con átomos.

## 11. MASA MOLECULAR.

La **masa molecular ( $M_r$ )** es la masa de una molécula expresada en unidades de masa atómica. Se calcula sumando las masas atómicas de todos los átomos que componen la molécula.

Por ejemplo, vamos a calcular la masa molecular del agua ( $H_2O$ ). Hemos de tener en cuenta que una molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno:

masa atómica del hidrógeno:  $A_r(H) = 1 \text{ u}$

masa atómica del oxígeno:  $A_r(O) = 16 \text{ u}$

masa molecular del agua:  $M_r(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ u}$

El concepto de masa molecular se utiliza también con aquellas sustancias que no forman verdaderas moléculas, como sucede con los compuestos iónicos o los metales.

## 12. MOL.

Las cantidades de materia que se manejan en la práctica contienen un número muy elevado de átomos o de moléculas. Para trabajar con estas cantidades tan grandes se utiliza una magnitud llamada **cantidad de sustancia (n)** cuya unidad es el **mol**.

Un mol de átomos contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos.

Un mol de moléculas contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas.

En general, un mol es la cantidad de sustancia que contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  entidades elementales de dicha sustancia.

El número  $6,022 \cdot 10^{23}$  que aparece en la definición del mol recibe el nombre de **constante de Avogadro**.

## 13. MASA MOLAR.

Llamamos **masa molar (M)** a la masa que tiene un mol de cualquier sustancia.

Cuando la masa molar se expresa en g/mol su valor numérico coincide con la masa atómica o con la masa molecular de la sustancia. Veamos unos ejemplos:

### A) ¿Cuántos g hay en un mol de átomos de H?

Masa atómica del hidrógeno:  $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$   
Masa molar del hidrógeno:  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$

Un mol de átomos de H tiene una masa de 1 g

### B) ¿Cuántos g hay en un mol de átomos de O?

Masa atómica del oxígeno:  $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$   
Masa molar del oxígeno:  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

Un mol de átomos de O tiene una masa de 16 g

### C) ¿Cuántos g hay en un mol de H<sub>2</sub>O?

Masa molecular del agua:  $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u}$   
Masa molar del agua:  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$

Un mol de H<sub>2</sub>O tiene una masa de 18 g

### D) ¿Cuántos g hay en tres moles de H<sub>2</sub>O?

Un mol de H<sub>2</sub>O tiene una masa de 18 g  
Tres moles de H<sub>2</sub>O tienen una masa de  $3 \times 18 \text{ g} = 54 \text{ g}$