



## QUÍMICA GENERAL

### UNIDAD Nº 3: CANTIDADES QUÍMICAS

Los átomos de cada elemento tienen un número característico de protones. De hecho, este determina de qué elemento se trata (por ejemplo, todos los átomos con 6 protones son átomos de carbono); el número de protones de un átomo se denomina **número atómico**. En cambio, el número de neutrones de un elemento dado, puede variar. Las formas del mismo átomo que difieren solo en el número de neutrones se llaman **isótopos**. En conjunto, el número de protones y de neutrones determinan el **número de masa** de un elemento (número de masa = protones + neutrones). Si quieres calcular cuántos neutrones tiene un átomo, solo tienes que restar el número de masa menos el número atómico.

Una propiedad estrechamente relacionada con el número de masa de un átomo es su masa atómica.

La masa de un átomo depende de la cantidad de protones, neutrones y electrones que lo conformen. El conocimiento de la masa de un átomo es importante para el trabajo en laboratorio.

#### MASA ATÓMICA

La masa atómica de un átomo individual, es simplemente su masa total (es decir, cantidad de materia que lo conforma) y generalmente se expresa en una unidad establecida por acuerdo internacional, denominada **unidad de masa atómica (u.m.a.)** que básicamente se refiere a la cantidad de unidades (protones y neutrones) que conforman la masa del átomo en cuestión. Por ejemplo, un átomo de carbono, está formado por 6 protones y 6 neutrones, por lo que su masa atómica es de 12 u.m.a. (carbono-12). Y, si prestamos especial atención a los datos aportados por la tabla periódica, observaremos que el número de masa de un elemento, es cercano a la masa atómica del mismo.

#### MASA ATÓMICA PROMEDIO

Hasta ahora, el número de masa y la masa atómica de un elemento, parecen ser el mismo concepto, pero veremos que esto no es así.

Debe quedar claro, que el número de masa es la suma de protones y neutrones de un elemento. Así como también, que la mayoría de los elementos de la tabla periódica, poseen isótopos naturales (es decir, átomos del mismo elemento, con la misma cantidad de protones pero distinta cantidad de neutrones).

La masa atómica de un elemento, surge a partir de un cálculo de promedio, de las masas atómicas de todos los isótopos de dicho elemento, teniendo en cuenta además la abundancia de dichos isótopos en la naturaleza.

Por ejemplo, el carbono-12, es el elemento original, que posee 6 protones y 6 neutrones, pero en la naturaleza existen también, el carbono-13 (con 6 protones y 7 neutrones) y el carbono-14 (con 6 protones y 8 neutrones). Por lo que, para determinar con exactitud la masa atómica del elemento “carbono”, los científicos realizaron un promedio de sus masas atómicas, obteniendo que, la masa atómica de este elemento es de 12,01 u.m.a.

### NÚMERO DE AVOGADRO

Debido a que los átomos tienen masas muy pequeñas, no es posible utilizar una balanza calibrada en u.m.a. para pesarlos, por lo que en la realidad los científicos trabajan con muestras macroscópicas (grandes), que contienen una gran cantidad de átomos. En consecuencia, es conveniente contar con una unidad de medida que permita describir una gran cantidad de átomos.

En el lenguaje vulgar, cuando hablamos de un par, sabemos que nos referimos a dos cosas, cuando hablamos de una docena, nos referimos a 12 cosas. Así los químicos miden la cantidad de átomos o la cantidad de moléculas en **moles**, que resulta en lo que se conoce como **número de Avogadro** (en honor al creador de esta “cantidad”, Amadeo Avogadro, científico italiano).

De esta manera, un mol, corresponde a  $6,022 \times 10^{23}$  átomos o moléculas de un determinado elemento. El mol es la unidad de medida y la cantidad de partículas que contiene un mol, es el número de Avogadro.

Entonces, al igual que una docena de naranjas, contiene doce naranjas, un mol de átomos de hidrógeno, contiene  $6,022 \times 10^{23}$  átomos de hidrógeno.



En la imagen se muestran, un mol de cobre en monedas, un mol de carbono en carbón vegetal en polvo, un mol de hierro en clavos, un mol de azufre en polvo y un mol de mercurio líquido. Cada uno de estos platillos, contiene  $6,022 \times 10^{23}$  átomos del elemento.



## MASA MOLAR ATÓMICA

Si bien queda entendido entonces, que el mol es una unidad de medida, que indica una cantidad concreta de **átomos**, debemos saber también que esta unidad es transformable a otras unidades de medida, como el gramo o el kilogramo. Por ejemplo, sabemos que en una docena de manzanas, hay doce manzanas, pero ¿cuánto pesa esa docena? y ¿cuánto pesa cada manzana?

Se ha comprobado que un mol de átomos de carbono tiene exactamente una masa de 12 g. y contiene  $6,022 \times 10^{23}$  átomos de carbono, cada uno de los cuales tiene una masa atómica de 12 u.m.a.

Estos 12 g. de masa de un mol de carbono, son su **masa molar atómica**, que se define como la masa (en gramos o kilogramos) de 1 mol de una sustancia.

Obsérvese que la masa molar del carbono (en gramos) y su masa atómica en u.m.a. son iguales. Del mismo modo, la masa atómica del sodio (Na) es de 22,98 u.m.a. y su masa molar es 22,98 gramos, la masa atómica del fósforo es de 30,97 u.m.a. y su masa molar es de 30,97 gramos, y así sucesivamente. Si se conoce la masa atómica de un elemento, también se conoce su masa molar.

Esto demuestra que el número de Avogadro y masa molar, permiten efectuar conversiones entre masa y moles de átomos, entre número de átomos y masa, así como para calcular la masa de un solo átomo. Solo necesitaremos saber usar regla de tres simples.

### Ejercicio:

**El helio (He) es un gas valioso, utilizado en la industria, en investigaciones, para reducir la temperatura, en tanques para buceo profundo y para inflar globos. ¿Cuántos moles de He hay en 6,46 gramos de He? ¿A cuántos átomos de He corresponde esa cantidad?**

### Resolución:

Primero se encuentra que la masa molar del He es 4,003 gramos, es decir que, 1 mol de He = 4,003 g. entonces:

$$\begin{array}{l} 4,003 \text{ gramos} \text{ ----- } 1 \text{ mol de He} \\ 6,46 \text{ gramos} \text{ ----- } X = \end{array} = \frac{6,46 \text{ gramos} \times 1 \text{ Mol}}{4,003 \text{ gramos}} = 1,61 \text{ Mol He}$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de He} \text{ ----- } 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos} \\ 1,61 \text{ moles de He} \text{ ----- } X = \end{array} = \frac{1,61 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 9,69 \times 10^{23} \text{ átomos de He}$$

Respuestas: 6,46 gramos de Helio, contienen 1,61 moles, que a su vez contienen  $9,69 \times 10^{23}$  átomos.



### MASA MOLECULAR

Es posible calcular la masa de las moléculas si se conocen las masas atómicas de los átomos que la forman. La masa molecular es la suma de las masas atómicas (en u.m.a.) de los elementos en una molécula. Por ejemplo, la masa molecular del agua (H<sub>2</sub>O) es:

$$(2 \times \text{masa atómica del H}) + \text{masa atómica del O} =$$

$$(2 \times 1,0079 \text{ u.m.a.}) + 15,99 \text{ u.m.a.} = 18 \text{ u.m.a.}$$

En general, es necesario multiplicar la masa atómica de cada uno de los elementos, por el número de átomos de ese elemento presente en la molécula y sumar las masas atómicas de todos los elementos.

### MASA MOLAR MOLECULAR

A partir de la masa molecular, se puede determinar la masa molar de una molécula o un compuesto. La masa molar de un compuesto (en gramos) es numéricamente igual a su masa molecular (en u.m.a.). Por ejemplo, la masa molecular del agua es 18 u.m.a., de modo que su masa molar molecular es de 18 gramos. Obsérvese que 1 mol de agua pesa 18 gramos y contiene  $6,022 \times 10^{23}$  **moléculas** de agua.

Así entonces, el conocimiento de la masa molar facilita el cálculo del número de moles y de las cantidades de átomos individuales en una determinada cantidad de un compuesto.

#### Ejercicio:

El metano (CH<sub>4</sub>) es el principal componente del gas natural ¿Cuántos moles de metano están presentes en 6,07 gramos de metano? ¿A cuántas moléculas de CH<sub>4</sub> corresponde esa cantidad?

#### Resolución:

Primero se calcula la masa molar molecular del CH<sub>4</sub>:

$$\begin{array}{l} \text{C} = 12 \text{ gramos} \\ \text{H} = 1,0079 \text{ gramos} \end{array} \quad 12 \text{ g} + (4 \times 1,0079 \text{ g}) = 16,03 \text{ g.}$$

Luego calculamos la cantidad de moles:

$$\frac{16,03 \text{ gramos}}{6,07 \text{ gramos}} \text{ ----- } \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{X} = \frac{6,07 \text{ gramos} \times 1 \text{ Mol}}{16,03 \text{ gramos}} = 0,37 \text{ Moles de CH}_4$$

Y finalmente calculamos la cantidad de moléculas:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de CH}_4 \text{ ----- } 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 0,37 \text{ moles de CH}_4 \text{ ----- } X = \end{array}$$



$$\frac{0,37 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 2,23 \times 10^{23} \text{ moléculas de CH}_4$$

**Respuesta:** 6,07 gramos de metano, contiene 0,37 moles de metano, que a su vez equivalen a  $2,23 \times 10^{23}$  moléculas de CH<sub>4</sub>.

De esta manera, será necesario tener conocimiento de estos cálculos a la hora de concurrir al laboratorio, para que en la formulación real de compuestos, seamos exactos y podamos obtener el producto deseado, en las cantidades deseadas.

Se requiere de práctica para agilizar el cálculo y la comprensión. ¡A trabajar!