

TEMA 6: MEDIDA DE LA MASA DE LOS ÁTOMOS Y LAS MOLÉCULAS

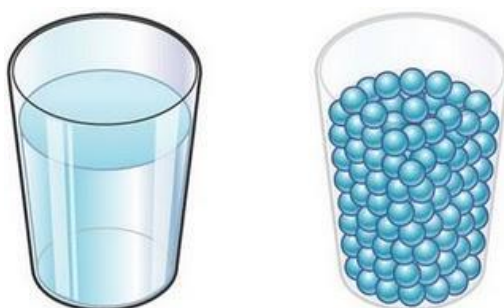
Antes de entrar en el tema de las reacciones químicas y las relaciones que se establecen entre las sustancias que intervienen en ellas, debemos hacer un pequeño recorrido por cómo nosotros vamos a ser capaces de medir la masa de los átomos, moléculas...

En primer lugar debemos hacer un recordatorio de ciertos conceptos que hay que tener muy claros para que este tema nos resulte más sencillo.

Elemento: Es una sustancia pura que está formada por un único tipo de átomo (P, Na...). Los elementos diatómicos también se deben tener en cuenta, que son los siguientes: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , H_2 , O_2 y N_2

Compuesto: Sustancia que está formada por más de un tipo de átomo (H_2O , CO_2 ...). Los compuestos a su vez están formados por un número muy elevado de moléculas,

Moléculas: Agrupación reducida y definida de átomos que tiene identidad propia.



Esta imagen nos puede ayudar a comprender mejor estos conceptos, ya que podemos comprobar como en un vaso, tenemos nuestro compuesto que es el agua, y este agua a su vez está formado por un número muy elevado de moléculas de agua.

Una vez tenemos claros estos conceptos podemos realizarnos la siguiente pregunta, **¿cómo podemos medir la masa de los átomos y de las moléculas?**

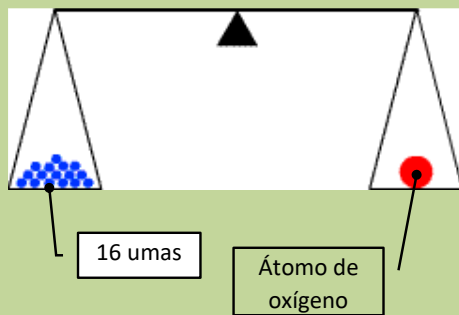
Debido a la insignificante masa de los átomos y de las moléculas, se han establecido unas unidades de medida más acorde para su estudio que las tradicionales, que son las siguientes:

Unidad de masa atómica: Doceava parte de la masa del ^{12}C . Esta unidad se usa porque los átomos son muy pequeños y necesitamos una unidad para poder medirlos. (Es mucho más sencillo hablar de esta manera). Se expresa en **uma** ó **u**.

Masa atómica: Masa de un elemento expresado en u.

Esta medida me indica el número de veces que dicha masa es mayor que la unidad de masa atómica.

Imaginemos que tenemos una balanza que fuera capaz de pesar los átomos. Si nosotros quisiéramos averiguar la masa atómica de un elemento, tendríamos que poner dicho elemento en una de los platillos, y en el otro ir añadiendo unidades de masa atómica, hasta que nuestra balanza se equilibre.



Ejemplo: La masa atómica del Nitrógeno es **14 uma**. Esto quiere decir que la masa de un átomo de nitrógeno es 14 veces mayor que la doceava parte de la masa del ^{12}C .

Masa molecular: Es la suma de las masas atómicas de los elementos que forman mi molécula. Se expresa en u o uma.

Ejemplo: ¿Cuál es la masa molecular del amoníaco, NH_3 ?

Datos: Masas atómicas $\text{H}=1$ $\text{N}=14$

$\text{NH}_3 = 1$ átomo de nitrógeno + 3 átomos de hidrógeno = $14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ u}$

Nota: La información acerca de las masas atómicas aparece en la tabla periódica. **NO** os tenéis que aprender los valores, siempre se os van a proporcionar.

Como el manejo experimental de átomos, moléculas... es muy complicado debido a su minúsculo tamaño, se ha creado el concepto de **mol**.

Mol: Cantidad de materia que contiene tantas partículas elementales como átomos hay en 12 gramos de ^{12}C . Lo que nos viene a decir esta definición, es que los científicos han establecido el mol, como una unidad de medida que nos sirve para medir sustancias que contienen un número constante de partículas elementales.

A este número se le conoce como **número de Avogadro (N_A)** = $6.022 \cdot 10^{23}$, por lo tanto esto significa que un mol de átomos, moléculas, iones... va a contener $6.022 \cdot 10^{23}$ átomos, partículas, iones...

Masa molar: Es la masa, expresada en gramos, de un mol de un compuesto determinado. Coincide numéricamente con el valor de la masa molecular, pero las unidades son diferentes, ya que este se mide en **gramos/mol**. **Este concepto es muy importante en laboratorios e industrias, porque nos permite calcular masas en una unidad que podemos manejar y pesar, los gramos.**

Ejemplo: ¿Cuál es la masa molar del amoníaco, NH₃?

Datos: Masas atómicas H=1 N=14

Masa molar amoníaco = 1 átomo de nitrógeno + 3 átomos de hidrógeno = 14 + (3·1) = **17 g/mol**

Para calcular el número de moles basta con dividir la masa de mi compuesto (en gramos) y dividirlo entre su masa molar.

$$\text{número de moles} = \frac{\text{masa (gramos)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

Ejemplo: Calcula el número de moles que existen en 20 gramos de NaCl

Masas atómicas: Na=23 Cl= 35.5

$$\text{número de moles} = \frac{\text{masa (gramos)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} =$$
$$\frac{20 \text{ gramos}}{58,5 \text{ gramos/mol}} = 0,34 \text{ moles NaCl}$$

Volumen molar: Es el **volumen que ocupa 1 mol de una determinada sustancia.**

En los gases se cumple que “1 mol de cualquier gas, medido en las mismas condiciones de presión y temperatura, ocupará el mismo volumen”. En **condiciones normales** (Presión = **1 atmósfera** y temperatura = **273 K**) el volumen molar de cualquier gas es de **22,4 L**.

Esta afirmación se deduce gracias a la ecuación de los gases ideales, **P·V=n·R·T**, **que no veremos en este curso, sino en cursos superiores**

Por último, veremos un **ejemplo** de cómo se debe plantear y resolver un problema, explicado paso a paso cada uno de los apartados.

El enunciado del problema es el siguiente:

Calcula la cantidad en mol de metano, CH₄, que contienen 48 g de esta sustancia. ¿Cuántas moléculas hay? ¿Y cuántos átomos de hidrógeno?

Datos: Masa atómica C=12 H=1 N_A= 6,022·10²³

Con los conceptos previos claros, podemos empezar a hacer los cálculos básicos para la resolución del problema. Para este tipo de problemas debemos acostumbrarnos a utilizar los factores de conversión, que siempre van a ser sencillos, aunque también podéis utilizar equivalencias.

Es muy importante saber **de dónde partimos** y a **dónde queremos llegar**, planteando relaciones lógicas y terminando en las unidades que nos piden.

1) En primer lugar nos preguntan por los **moles de metano** que existen en **48 gramos**. Podemos calcular los moles de dos maneras, cualquiera de ellas es válida.

Masa molar= 12 + 4·1= 16 g/mol

1.1) La primera de ellas es mediante la fórmula vista anteriormente

$$\begin{aligned} \text{número de moles} &= \frac{\text{masa (gramos)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \\ &= \frac{48 \text{ gramos}}{16 \text{ gramos/mol}} = \mathbf{3 \text{ moles CH}_4} \end{aligned}$$

1.2) La segunda forma de calcularlo es mediante la masa molar.

Si nosotros sabemos que la masa molar es 16 g/mol, significa que en un mol de metano, vamos a tener 16 gramos de metano, por lo tanto será sencillo calcular cuántos moles tenemos

$$48 \text{ gramos} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ gramos}} = 3 \text{ moles } CH_4$$

2) La segunda pregunta que nos hacen es **cuántas moléculas** hay, por lo que tenemos que saber que en un mol de cualquier cosa siempre va a haber el número de Avogadro de esa cosa. Por lo tanto el número de moléculas se calcula:

$$3 \text{ moles } CH_4 \cdot \frac{6.022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 1.80 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

3) Por último nos piden calcular el **número de átomos de hidrogeno** en esa sustancia. Nosotros sabemos que en una molécula de CH_4 , existen 4 átomos de hidrógeno. Por lo tanto si en una molécula existen 4 átomos de hidrógeno, en todas las que calculamos antes habrá...

$$1.80 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \cdot \frac{4 \text{ átomos de hidrógeno}}{1 \text{ molécula de } CH_4} = 7.22 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$