



MASA ATÓMICA

Si bien la masa de un átomo no puede ser registrada por las balanzas más sensibles, esta magnitud ha sido calculada en valores cercanos a los 10^{-24} gramos. Por ejemplo, la masa de un átomo de hidrógeno es $1,67 \times 10^{-24}$ g. Sin embargo, para facilitar los cálculos relativos a las masas atómicas de la gran variedad de elementos químicos conocidos, se ha ideado un sistema de masas relativas, en el cual, la masa de un elemento dado se calcula comparándola con la masa de otro, que se toma, arbitrariamente, como unidad patrón.

Hasta 1962, el oxígeno se empleó como patrón. Así, al átomo de oxígeno se le asignó una masa de 16 unidades de masa atómica (abreviado como **u.m.a.**), con lo cual una **u.m.a.** equivalía a $1/16$ de la masa del átomo de oxígeno. Más tarde, la unidad patrón fue remplazada por el átomo de carbono, cuya masa es exactamente 12 u.m.a. Esta es la unidad patrón que se emplea en la actualidad, de manera que una u.m.a. es igual a $1/12$ de la masa del átomo de carbono 12. De acuerdo con esta escala, el oxígeno tiene una masa de 15,99 u.m.a., mientras que el hidrógeno pesa 1,007 u.m.a.

Debido a la existencia de isótopos, la masa atómica de los elementos resulta ser el promedio de una mezcla de isótopos los que se encuentran en la naturaleza. Esto significa que, al medir la masa atómica de un elemento, por lo general se debe establecer la masa promedio de la mezcla natural de los isótopos.

Por ejemplo, la abundancia natural del carbono-12 y del carbono-13 es de 98,90% y 1,10% respectivamente. Se ha determinado que la masa atómica del carbono-13 es 13,00335 uma. Así la masa atómica promedio del carbono se calcula como sigue: Es importante entender que cuando se dice que la masa atómica del carbono es 12,01 uma, se hace referencia a un valor promedio. Si los átomos de carbono se pudieran examinar en forma individual, se encontrarían átomos con masa atómica de 12,00000 o bien 13,00335 uma, pero ninguno de 12,01 uma. Esto explica por qué los números de masa atómica (A) de la tabla periódica no son enteros

$$P. \text{ at.} = \frac{(m) (\%) + (m) (\%) + \dots}{100}$$

Donde: P.at. = peso atómico del elemento
 m = masa de cada isótopo.
 % = porcentaje de abundancia de cada isótopo

Ahora bien, si tomamos una cantidad en gramos, igual a la masa atómica de un elemento, expresada en u.m.a., obtenemos una nueva magnitud, denominada átomo-gramo. Así, un átomo-gramo de oxígeno equivale a 15,99 g

MASA MOLECULAR

La masa molecular corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Para calcular la masa molecular es necesario saber qué elementos forman el compuesto, su masa atómica y el número de átomos presentes en la molécula.

La fórmula química nos indica qué elementos forman el compuesto y su número.

* EJEMPLOS

1. Calcular la masa atómica promedio del bromo, teniendo en cuenta los porcentajes de abundancia de sus dos isótopos.

El bromo presenta dos isótopos en la naturaleza cuyos masas atómicas y porcentajes de abundancia son respectivamente:

Isótopo	Masa atómica	% de abundancia
Br-79	78,9183	50,44
Br-81	80,9163	49,46

De donde, la masa atómica promedio es:

$$\frac{78,9183 \cdot 50,44}{100} + \frac{80,9163 \cdot 49,46}{100} = 79,82 \text{ u.m.a.}$$

2. Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico si su fórmula es H_2SO_4 .

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Total
H	1	2	2
S	32	1	32
O	16	4	64

$$\text{H: } 1 \cdot 2 = 2$$

$$\text{S: } 32 \cdot 1 = 32$$

$$\text{O: } 16 \cdot 4 = 64$$

$$\text{Luego, } 2 + 32 + 64 = 98.$$

La masa molecular del ácido es 98 u.m.a.

NÚMERO DE AVOGADRO Y CONCEPTO DE MOL

Cuando tomamos una pequeña cantidad de algún compuesto y la pesamos en una balanza corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales, debido a que el peso en gramos de un átomo es sumamente pequeño. Para evitar el problema de hacer cálculos a partir de números muy grandes o muy pequeños, se emplea una unidad, llamada **mol**.

Un **mol** se define como **la cantidad de sustancia que contiene $6,023 \times 10^{23}$ partículas, ya sea de un elemento o de un compuesto**. En un elemento esta cantidad es equivalente a la masa atómica expresada como gramos. Por ejemplo, en 15,99 gramos de oxígeno hay exactamente $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno. A este número se le conoce como **número de Avogadro**, pues fue el químico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) quien estableció esta regla. *Avogadro descubrió que volúmenes iguales de diferentes gases, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contenían igual número de moléculas*

El número de Avogadro es un concepto muy importante y de gran utilidad en química. Por ejemplo, sirve para calcular la masa relativa de un átomo de cualquier elemento y el número de átomos o partículas presentes en una masa determinada de una sustancia dada.

1 mol de moléculas es un conjunto de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

1 mol de átomos es un conjunto de $6,02 \times 10^{23}$ átomos.

1 mol de iones Ca^{2+} , por ejemplo, son $6,02 \times 10^{23}$ iones Ca^{2+}

* EJEMPLOS

1. ¿Cuál es el peso en gramos de un átomo de calcio? (1 átomo de calcio tiene una masa de 40 u.m.a.)
 $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de calcio tienen una masa equivalente a 40 g.

$$1 \text{ átomo de Ca} \cdot \frac{40,0 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomo}} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

2. ¿Cuántos átomos-gramo hay en 64,128 g de azufre, teniendo en cuenta que 1 átomo-gramo de este elemento pesa 32,064 g?

Empleando una regla de tres simple tenemos que:

$$1 \text{ at/g} \cdot \frac{64,128 \text{ g}}{32,064 \text{ g}} = 2 \text{ at/g de azufre}$$

3. Sabiendo que el peso atómico del hidrógeno es 1,008 u.m.a., deducimos que un átomo-gramo de H pesa 1,008 g. ¿Cuántos gramos pesa un solo átomo de hidrógeno?

Si en 1,008 g hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos, un átomo individual pesará:

$$\frac{1,008 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,647 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

RESUMIENDO:

De las definiciones de unidad de masa atómica y de mol obtenemos que:



Esta equivalencia es válida para todos los elementos, de manera que:

La masa en gramos de un mol de átomos, M , es numéricamente igual a la masa atómica, expresada en unidades de masa atómica, de dicho elemento.



Esta equivalencia se amplía a las moléculas:

La **masa molar** expresada en gramos es **numéricamente igual** a la **masa molecular**, expresada en unidades de masa atómica, de dicha molécula.



Calculemos la masa de una molécula de agua, expresada en gramos (masa atómica del hidrógeno: 1 u; masa atómica del oxígeno: 16 u).

- $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- La masa de un mol de agua es la masa de $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

$$m(\text{molécula H}_2\text{O}) = 1 \text{ moléc. H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc. H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g H}_2\text{O}$$

La masa de una molécula de agua es $2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g H}_2\text{O}$.

ACTIVIDADES

1. Determina la masa atómica promedio del cobre teniendo en cuenta que este elemento se encuentra en la naturaleza en forma de dos isótopos: el ^{65}Cu con una abundancia del 69,09% y una masa de 62,9298 u.m.a.; y el ^{63}Cu con una abundancia del 30,91% y una masa de 64,9278 u.m.a.
2. Calcular para el átomo de Magnesio (Mg) y sus isótopos el número de protones y neutrones en su núcleo, para cada uno de sus isótopos dados de ejemplo.
3. Calcular la masa atómica promedio del átomo de cobre (Cu) $Z=29$, sabiendo que sus isótopos son: $A=63$ en un 74,8% y $A=65$ en un 25,2%
4. Utilizando la tabla periódica de los elementos químicos, calcula las masas o pesos de los siguientes compuestos químicos:

