

CAPÍTULO 5

Cantidades Químicas

Vanesa S. Marin Viegas

Hasta este capítulo hemos visto qué son los sistemas materiales y cómo es la estructura de los átomos. También cómo se ubican en la tabla periódica y sus propiedades. Vimos de qué forma se unen entre sí los diferentes átomos y cuáles son las propiedades de la materia que forman luego de la unión, entre otros contenidos. En este recorrido hemos nombrado átomos y moléculas, pero no hemos definido formalmente su tamaño. Surgen nuevas preguntas que necesitan respuesta: ¿Los átomos y moléculas tienen masa? ¿Cuánto pesa un átomo? ¿Se puede medir la masa de un solo átomo o de una sola molécula? En esta unidad vamos a tratar de contestar esas preguntas.

Entonces... ¿Qué es un átomo? Actualmente la comunidad científica está de acuerdo en que un átomo se define como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una reacción química. Los átomos están compuestos por *partículas subatómicas*. Estas partículas subatómicas se denominan protones, neutrones y electrones, como ya vimos. Ahora bien, si el átomo es la unidad que forma la materia, es razonable imaginar que es muy pequeño. Pero ¿cuánto? Bueno, es realmente *muy* pequeño. Para que puedan tener una idea de su tamaño hacemos la invitación a imaginarse lo siguiente:

Si un pomelo tuviera todos sus átomos del tamaño de un arándano, entonces el pomelo tendría un tamaño similar al del planeta tierra.

Este ejemplo es bastante utilizado y nos demuestra que los átomos son mucho más pequeños que lo que la mayoría de las personas en general se imagina.

Átomos y moléculas

¿Cuál es la diferencia entre átomo y molécula? Ya estudiamos lo que es un átomo, sin embargo, la mayoría de ellos no se encuentran libres en la naturaleza, sino que existen como moléculas o iones. Una molécula es un grupo de, al menos, dos átomos en una posición definida que se mantienen unidos a través de enlaces químicos, como vimos en el capítulo anterior. Decimos entonces que, *una molécula son al menos 2 átomos unidos químicamente, pudiendo ser átomos iguales o diferentes.*

La unidad de masa atómica o uma

La masa de un átomo está determinada por su **número másico (A)**, que es el número de protones y neutrones en el núcleo.

Si un átomo es tan pequeño como dicen que es, ¿tiene masa? ¿tiene peso? En primer lugar, aclaramos que, aunque las **definiciones de masa** y de *peso* no son estrictamente iguales (como se mencionó en el [capítulo 1](#)), en este libro no plantearemos diferencias entre ambos conceptos. Volviendo a la pregunta, pensemos que los átomos son las unidades que forman toda la materia. Si la materia tiene peso (como la silla, un árbol o tu celular) entonces podemos pensar que las unidades que la forman deberían pesar algo. Dado que los átomos son tan pequeños, el peso de cada uno es también muy pequeño.

Es probable que cuando una persona piensa en el peso de algo se lo imagine en gramos o kilos. Eso sucede porque es la escala de tamaño que estamos acostumbrados a manejar. Pero, por ejemplo, si hablamos de cuánto maíz vendió una empresa agrícola este año, la unidad gramos queda pequeña por lo que resulta poco apropiada. Para estas cantidades de materia se definió la unidad tonelada. Algo similar sucede con la masa de los átomos. Si utilizamos la unidad gramo nos queda muy grande por lo que también resulta poco apropiada. En este caso necesitamos una unidad mucho más pequeña. Para poder pensar en la masa de los átomos, la comunidad científica definió una unidad denominada “*uma*” (*unidad de masa atómica*). Para ello, se tomó como referencia el isótopo de carbono con masa atómica 12, que es el isótopo de carbono más abundante. La *unidad uma* se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12. Establecido así, un átomo de carbono que contiene 12 partículas en el núcleo (6 protones y 6 neutrones) pesa 12 umas. Para pensarlo de una manera simplificada, podemos decir que **se asigna un valor aproximado de 1 uma al peso de un protón o de un neutrón**. Los **electrones**, por su parte, tienen una masa muy inferior a la de un protón o un neutrón y por lo tanto no los consideramos en el peso total de un átomo.

Peso atómico relativo (PAR)

Conociendo el concepto de uma, se puede establecer comparativamente el peso de los diferentes átomos. Surge así lo que se conoce como *peso atómico relativo (PAR)*. El PAR es un número adimensional (sin unidades), que representa *la cantidad de veces que un átomo determinado es más pesado que la uma*.

A raíz de la definición podemos saber cuánto pesa un átomo de carbono de masa atómica 12 (^{12}C). En este caso el PAR es igual a 12, ya que es 12 veces mayor que la doceava parte de su peso.

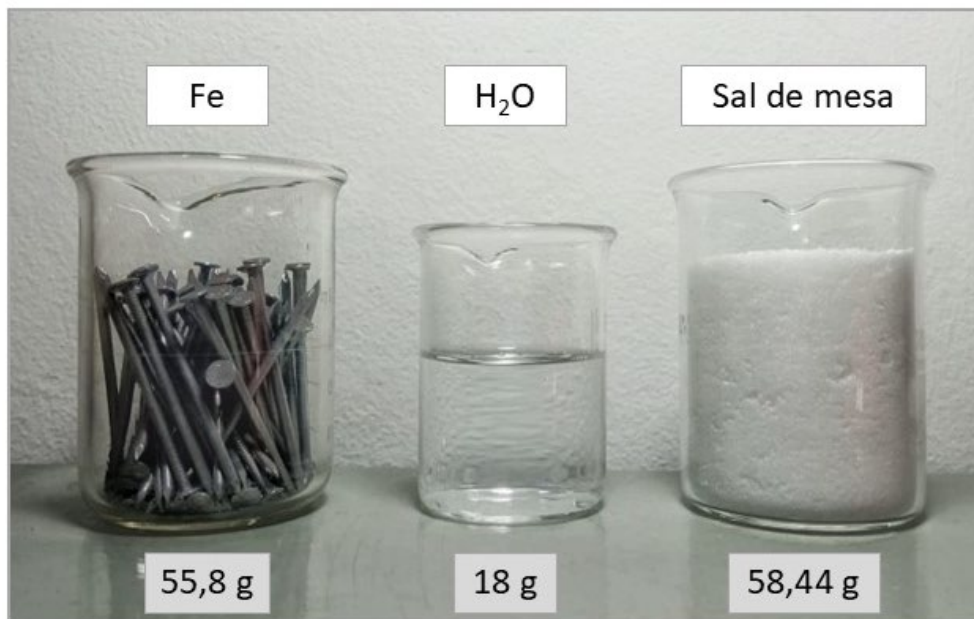
El PAR de todos los átomos lo podemos encontrar en la **tabla periódica**. Al mirar la tabla periódica, notamos que los PAR no son números enteros, es decir, tienen cifras decimales. Este hecho tiene una íntima relación con la existencia de los isótopos, como vimos en el [capítulo 2](#). El

PAR de un átomo se calcula como un peso promedio entre los diferentes isótopos de un átomo, multiplicado por su abundancia relativa. Calcular el PAR de esta manera, desemboca en la concepción más actual de PAR que nos indica que NO es un valor constante, sino que varía. Esta variación contempla que una muestra de un origen específico tiene un PAR que depende de la composición relativa de los diferentes isótopos que la conforman, y que puede ser diferente a la muestra obtenida en otro sitio con diferente composición relativa de isótopos. Teniendo en cuenta esto, desde 2009 la Comisión sobre Abundancia de Isótopos y Pesos Atómicos, comité especializado de la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), comenzó a definir los PAR como rangos de pesos posibles, de manera de tener en cuenta todos los PAR promedio que pueden existir en la actualidad.

El mol

Si bien es sabido que nos resulta atractivo trabajar con el peso de una sustancia, lo cierto es que no es físicamente posible pesar un átomo, aún si se pudiera usar la mejor balanza del planeta. De ahí surge un problema, y es que si queremos hablar de una cantidad de *unidades* que podamos pesar en una balanza de un elemento tendríamos que decir, por ejemplo: $7,23 \times 10^{24}$ umas de ^{12}C , lo cual resulta bastante tedioso. Para simplificar el trabajo con los átomos hace muchos años la comunidad científica **definió una unidad** que nos permite trabajar más cómodamente en el orden atómico cuyo nombre es **mol**. Para ello, se tomó el valor numérico de la masa atómica del ^{12}C , cuyo valor es 12 como dijimos antes, pero expresado en gramos. Luego se determinó el número de átomos de ^{12}C presentes en esos 12 gramos. ¿Cuántos átomos se imaginan que hay en estos 12 gramos de carbono? ¿1 millón? ¿1 billón? En realidad, son muchos más... aproximadamente 602.200 TRILLONES de átomos. Por supuesto que resulta muy incómodo trabajar con ese número escrito de esa forma, por lo cual lo escribimos en notación científica como $6,0221367 \times 10^{23}$. Este número enorme se llama *número de Avogadro* en homenaje al científico italiano Amadeo Avogadro.

El conjunto de $6,0221367 \times 10^{23}$ unidades, en este caso átomos, se denomina *mol*. Dicho de otra manera, el mol está definido como la cantidad de unidades contables contenidas en 12 gramos de ^{12}C , que es igual a $6,022 \times 10^{23}$ átomos. Este número es un valor fijo (una constante), por lo tanto, vale para todos los átomos y moléculas (Ej: en 1 mol de átomos de Na hay $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Na ; en 1 mol de moléculas de H_2O hay $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de agua). Sin embargo, dado que los diferentes átomos tienen distintos tamaños, resulta evidente que un mol de diferentes átomos o moléculas tiene diferentes pesos. La Figura 5.1 nos muestra un mol de átomos de hierro (Fe), un mol de moléculas de agua (H_2O) y un mol de moléculas de sal de mesa. En los 3 casos hay $6,022 \times 10^{23}$ unidades, sin embargo, el peso de cada mol va a depender del peso de las unidades que lo conforman.

Figura 5.1*Peso de un mol de diferentes sustancias*

Noción de mol

Aprender a usar una unidad nueva puede resultar más sencillo si comprendemos sus ventajas en comparación con las otras opciones. En este sentido, podrían preguntarse:

¿Para qué se inventó el mol? Bueno, tiene que ver con lo siguiente: Si una persona quisiera comprar un melón, 5 manzanas y 3 limones, puede pedirlos con esta sencilla manera de indicar las cantidades. Pero ¿qué ocurre si quisiera comprar 5000 garbanzos o 7200 granos de arroz? Nadie le vendería ese pedido. Por este tipo de situaciones se definieron las unidades de masa como el gramo, la onza y la libra. Este mismo conflicto se les presentó a las personas que trabajan con sustancias químicas al intentar manejar números de átomos o moléculas. Sería imposible poder contar millones, billones o trillones de estas unidades. De aquí surge la necesidad de encontrar una relación entre una unidad de masa y una cantidad de unidades de sustancia. Para ello se definió esta nueva unidad, el *mol*. La palabra mol viene del latín y significa “montón”. Como dijimos anteriormente, un mol son $6,022 \times 10^{23}$ unidades de alguna cosa, pero ¿te imaginas cuánto es $6,022 \times 10^{23}$ unidades de algo? Para tener una noción de qué tan grande es el número de Avogadro imaginemos 3 situaciones:

- Supongamos que tenemos un mol de rosquillas. Ese mol de rosquillas, son tantas que formarían una capa de 8 kilómetros de profundidad que cubriría todo el planeta.
- Si tuviéramos un mol de pelotas de básquet, podríamos crear con ellas un nuevo planeta del tamaño de La Tierra.
- Si recibieras un mol de centavos al nacer, y gastaras un millón de pesos por segundo desde

ese momento hasta tus 100 años, aún te quedaría el 99,99% de tu dinero sin gastar.

Como vemos, el tamaño de un mol es enorme, probablemente más de lo que imaginabas antes de estos ejemplos. Su enorme tamaño es lo que lo hace tan apropiado para trabajar con números de átomos o moléculas que son tan pequeñas.

El peso atómico absoluto (PAA) y peso de un mol

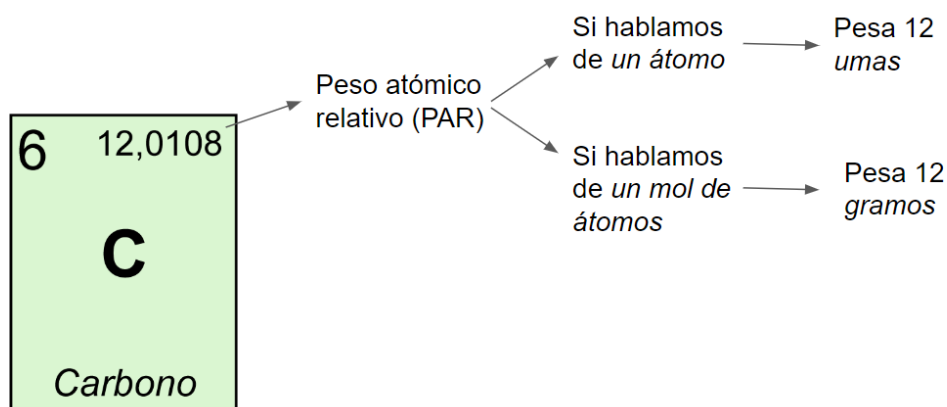
Si hablamos del peso de un átomo de manera absoluta, entonces estamos hablando del *peso atómico absoluto* (PAA), que nos indica cuánto pesa un solo átomo. El PAA es numéricamente igual al PAR, pero expresado en unidades de uma. Esto significa que, por ejemplo, el **PAA del C es 12 umas**.

De manera similar, podemos definir el *peso de un mol de átomos* como el PAR expresado en gramos, que nos indica cuánto pesa un mol de sustancia. Para el ejemplo del C, **el peso de un mol de átomos es 12 gramos**.

Vemos entonces que al PAR lo podemos usar para conocer, por un lado, el *peso de un solo átomo* si utilizamos la unidad uma (convirtiéndose en el PAA) y, por otro lado, podemos conocer el *peso de un mol de átomos* si utilizamos la unidad gramos (Figura 5.2).

Figura 5.2

PAR del ^{12}C



Las relaciones conocidas que se desprenden de definiciones como el PAR o el mol las podemos organizar según la Tabla 5.1 utilizando como ejemplo al ^{12}C , que de aquí en adelante llamaremos C.

Tabla 5.1

Relaciones conocidas para ^{12}C

Número de átomos	Número de moles	Peso en gramos
$6,023 \times 10^{23}$	1	12

Según la Tabla 5.1 podemos establecer diferentes relaciones. Por ejemplo, podemos decir que:

- 1 mol de *C*, contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos de *C*; o lo inverso, $6,023 \times 10^{23}$ átomos de *C* están contenidos en 1 mol de *C*.

- 1 mol de *C* pesa 12 g; o lo inverso, 12 g de *C* equivalen a 1 mol de *C*.

- $6,023 \times 10^{23}$ átomos de *C* pesan 12 g; o lo inverso, 12 g de *C* contienen $6,023 \times 10^{23}$ átomos de *C*.

Notemos que en la Tabla 5.1 se menciona que un mol contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos en lugar de $6,022 \times 10^{23}$ como se mencionaba en la sección anterior. Esta diferencia se debe a que muchas personas en su inicio en este tipo de cálculos tienden a confundir el número “22” del decimal con el “23” del exponencial. Dado que el valor del exponencial resulta más importante para nuestros cálculos, se tiende a trabajar con el número “23” tanto en el decimal como el exponencial para evitar errores.

Muchas veces vamos a necesitar calcular incógnitas, por ejemplo, la cantidad de átomos presentes en 3 g de *C* o los moles que representan esa cantidad. Esto es lo que llamamos *caso particular*. Cuando tengamos este tipo de problemas vamos a utilizar una relación conocida (como las que se encuentran en la Tabla 5.2) para calcular las incógnitas del caso particular.

Tabla 5.2

Relaciones conocidas y una condición particular para C

Número de átomos	Número de moles	Peso en gramos
$6,023 \times 10^{23}$	1	12
¿?	¿?	3

Antes de pensar este cálculo, repasemos un concepto matemático: Si a un número “A” lo multiplico y divido por el mismo número “B”, se obtiene como resultado el número “A”. Veamos un ejemplo sencillo:

$$3 \times \frac{12}{12} = 3$$

Veamos ahora el mismo concepto aplicando la noción de “grupos”, como la docena. En este caso queremos averiguar a cuántas docenas equivalen 3 manzanas, entonces vamos a partir de una cantidad inicial (3 manzanas) y vamos a utilizar una relación conocida para cambiar su unidad a “docena”.

En primer lugar, podemos tomar el valor de 3 manzanas y multiplicarlo y dividirlo por un mismo valor, veremos que no cambia el valor inicial. Esto escrito en lenguaje matemático es:

$$3 \text{ manzanas} \times \frac{1 \text{ docena de manzanas}}{1 \text{ docena de manzanas}} = 3 \text{ manzanas}$$

Pero la relación "1 docena de manzanas/1 docena de manzanas" también puede escribirse como "1 docena de manzanas/12 manzanas". En este caso la relación conocida que utilizamos es que 1 docena de manzanas representa 12 manzanas. Escribirlo de esta manera, ubicando la unidad "manzanas" en el denominador, nos permite simplificar las unidades por lo que la unidad del resultado será "docenas". La expresión queda de la siguiente manera:

$$3 \text{ manzanas} \times \frac{1 \text{ docena de manzanas}}{12 \text{ manzanas}} = 0,25 \text{ docenas de manzanas}$$

Si quisiéramos hacer el mismo cálculo, pero con reglas de tres simples, deberíamos usar la relación conocida en el renglón superior de la expresión matemática, y nuestro caso particular en el inferior. Quedando de la siguiente manera:

$$12 \text{ manzanas} \rightarrow 1 \text{ docena de manzanas}$$

$$3 \text{ manzanas} \rightarrow X = \frac{3 \text{ manzanas} \times 1 \text{ docena de manzanas}}{12 \text{ manzanas}} = 0,25 \text{ docenas de manzana}$$

Obteniendo de esta manera el mismo resultado que antes. Ambas formas de cálculo son correctas, por lo que podemos hacerlo como mejor lo comprendamos.

Cálculos de cantidades químicas

Veamos ahora el mismo concepto, pero aplicado a cantidades químicas. En este caso vamos a trabajar con 3 gramos de *C* y nuestro objetivo es calcular su equivalencia en "moles". Para ello, necesitaremos una relación conocida entre ambas unidades. Esta relación debe tener la unidad "gramos de *C*" para poder simplificar con la unidad de la cantidad inicial, y también la unidad final a la que deseamos llegar, que en este caso es "moles". Para relacionar estas dos unidades hacemos uso del PAR: 1 mol de *C* pesa 12 g de *C*. Debemos ubicar a los gramos de *C* en el denominador para poder simplificar la unidad:

$$3 \text{ gramos de } C \times \frac{1 \text{ mol de } C}{12 \text{ gramos de } C} = 0,25 \text{ moles de } C$$

Relación conocida
↓

o calculado con regla de tres simple:

$$\text{Relación conocida} \rightarrow \boxed{12 \text{ gramos de } C \rightarrow 1 \text{ mol de } C}$$

$$3 \text{ gramos de } C \rightarrow X = 0,25 \text{ moles de } C$$

Al escribir la relación de esta manera, las unidades “gramos de C” se simplifican, y el resultado tiene como unidad “moles de C”. Con este cálculo ya podemos completar en la Tabla 5.2 los moles que representan los 3 gramos (g) de C. Nos resta calcular el número de átomos de C contenidos en esos 3 g o 0,25 moles. Se puede calcular utilizando cualquiera de las 2 formas de expresar la misma cantidad de C, y obtendremos el mismo resultado.

Cálculo de número de átomos de C a partir de los moles de C

Para ello necesitamos una relación conocida entre los moles y los átomos de C. Podemos usar el número de Avogadro, que es el número de átomos contenido en un mol ($6,023 \times 10^{23}$ átomos de C por cada mol). El cálculo nos quedaría de la siguiente manera:

$$\begin{array}{c} \text{Relación conocida} \\ \downarrow \\ 0,25 \text{ moles de C} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}{1 \text{ mol de C}} = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \end{array}$$

Si lo calculamos con reglas de tres simple quedaría de la siguiente manera:

$$\begin{array}{l} \text{Relación conocida} \rightarrow \\ 1 \text{ mol de C} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \\ 0,25 \text{ moles de C} \rightarrow x = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \end{array}$$

Cálculo de número de átomos de C a partir de los gramos de C

Para hacer este cambio de unidades necesitamos una relación conocida que tenga como unidades los gramos y átomos de C. Hay 2 opciones posibles.

Opción 1: Podemos usar la relación entre el número de Avogadro y el mol como antes y agregar la relación entre 1 mol de C y los gramos que pesa (PAR: 1 mol de C pesa 12 g de C). El cálculo nos quedaría de la siguiente manera:

$$\begin{array}{c} \begin{array}{cc} \text{Relación conocida} & \text{Relación conocida} \\ \text{(mol C/g C)} & \text{(átomos C/mol C)} \\ \downarrow & \downarrow \end{array} \\ 3 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}{1 \text{ mol de C}} = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \end{array}$$

Si lo calculamos con reglas de tres simple quedaría de la siguiente manera:

$$\begin{array}{l} 12 \text{ g de C} \rightarrow 1 \text{ mol de C} \\ 3 \text{ g de C} \rightarrow x = 0,25 \text{ moles de C} \end{array}$$

Luego,

$$1 \text{ mol de } C \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de } C$$

$$0,25 \text{ moles de } C \rightarrow x = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de } C$$

Opción 2: Podemos utilizar la relación del inciso anterior (que 1 mol de C contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos de C) pero en lugar de poner un mol de C , reemplazamos por *lo que pesa* un mol de C (12 g). El cálculo nos quedaría de la siguiente manera:

Relación conocida
(átomos C/g C)



$$3 \text{ g de } C \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de } C}{12 \text{ g de } C} = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de } C$$

Si lo calculamos con reglas de tres simple quedaría de la siguiente manera:

$$12 \text{ g de } C \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de } C$$

$$3 \text{ g de } C \rightarrow x = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de } C$$

El resultado obtenido mediante los diferentes abordajes es el mismo porque, en definitiva, estamos realizando los mismos cálculos.

Cálculo de las umas que pesan un determinado número de átomos de C

¿Podríamos calcular también las umas que representan el número de átomos de C calculados en el inciso anterior? Si, por supuesto. Para ello, ¿qué tendríamos que utilizar como relación conocida? El PAA del C que ya conocemos, ya que sabemos que 1 átomo (át.) de C pesa 12 umas.

$$1,506 \times 10^{23} \text{ át. de } C \times \frac{12 \text{ umas de } C}{1 \text{ át. de } C} = 1,807 \times 10^{24} \text{ umas de } C$$

Calculado en reglas de tres simple:

$$1 \text{ átomo de } C \rightarrow 12 \text{ umas de } C$$

$$1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de } C \rightarrow x = 1,807 \times 10^{24} \text{ umas de } C$$

Con estas cuentas podemos expresar una misma cantidad de materia en distintas unidades y transformar de una a otra utilizando relaciones conocidas.

Peso de las moléculas

El peso molecular relativo (PMR)

Como vimos antes, las moléculas son átomos unidos por enlaces químicos. ¿Cuánto pesa una molécula? Bueno, depende de qué molécula se trate y de qué átomos la compongan. Para conocer el peso de las moléculas, vamos a definir el *Peso Molecular Relativo* o *PMR* de manera similar a como definimos el PAR. El PMR de una sustancia nos indica cuántas veces más pesada que la uma, es una molécula de esa sustancia. De manera práctica, se calcula como la suma de los PAR de los átomos que integran a la molécula.

Usaremos como ejemplo el agua, cuya fórmula química es H_2O . Una molécula de H_2O está constituida por 2 átomos de H y un átomo de O . Para calcular el peso de una molécula de H_2O deberíamos sumar el PAR de los átomos que la componen, obteniendo de esta forma su PMR. Veámoslo para este ejemplo:

$$\text{Peso Molecular Relativo de } H_2O = \text{PAR de } H + \text{PAR de } H + \text{PAR de } O =$$

$$\text{Peso Molecular Relativo de } H_2O = 1 + 1 + 16 = 18$$

Entonces, el PMR de H_2O es 18.

El peso molecular absoluto (PMA)

Así como podemos hablar del peso de un átomo de manera absoluta, también podemos hacerlo para las moléculas. El peso molecular absoluto (PMA) nos indica el peso de 1 molécula de la sustancia en cuestión. El PMA es numéricamente igual al PMR, pero expresado en unidades de uma. Para el caso del agua, como vimos en el párrafo anterior, su PMR es 18 y por lo tanto el PMA es 18 umas (es lo que pesa *una sola molécula* de agua).

De manera similar a lo que vimos con el peso de los átomos, podemos definir el *peso de un mol de moléculas* como el PMR expresado en gramos. Siguiendo con el ejemplo, para el caso del agua, *un mol de moléculas* de H_2O (es decir $6,023 \times 10^{23}$ moléculas) pesa 18 gramos.

Tal como vimos para el PAR, el PMR lo podemos usar para conocer, por un lado, el *peso de un átomo* si le agregamos la unidad uma (convirtiéndose en el PMA) y, por otro lado, puedo conocer el *peso de un mol de moléculas* si utilizamos la unidad gramos.

Más relaciones conocidas

Pensemos ahora en algunas relaciones que se desprenden de lo que vimos hasta ahora:

El PMR del H_2O es 18, entonces:

- 1 molécula de H_2O = 18 umas de H_2O
- 1 mol de moléculas de H_2O = 18 gramos de H_2O = $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O

Podemos agregar otras relaciones que tienen que ver con la composición de la molécula. Por ejemplo,

- 1 molécula de H_2O contiene 1 átomo de O y 2 átomos de H .
- 1 mol de moléculas de H_2O contiene 1 mol de átomos de O y 2 moles de átomos de H .

Estas relaciones son las que vamos a usar para hacer los cálculos de cantidades químicas que nos interesa abordar en este capítulo.

Veamos un ejemplo utilizando el agua como modelo. En la Tabla 5.3 agrupamos una serie de datos conocidos obtenidos a partir de los conceptos abordados hasta ahora.

Tabla 5.3

Relaciones conocidas y una condición particular para H_2O

Número de moléculas de H_2O	Número de moles de H_2O	Peso en gramos de H_2O	Número de átomos de H
$6,023 \times 10^{23}$	1	18	$2 \times 6,023 \times 10^{23}$
¿?	0,2	¿?	¿?

Podríamos averiguar, por ejemplo, la cantidad de **moléculas** de H_2O presentes en esta *condición particular* que son 0,2 **moles** de agua. El primer paso es encontrar una relación conocida entre **moles** y **moléculas**. La Tabla 5.3 nos indica que un **mol de moléculas** de H_2O contiene $6,023 \times 10^{23}$ **moléculas** de H_2O .

El cálculo sería:

$$0,2 \text{ moles de } H_2O \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 1,205 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O$$

Si lo calculamos con regla de tres simple quedaría de la siguiente manera:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } H_2O &\rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O \\ 0,2 \text{ moles de } H_2O &\rightarrow X = 1,205 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O \end{aligned}$$

Supongamos que también nos interesa conocer el **peso de esos moles de H_2O** . Para ello también utilizamos una de las relaciones mencionadas anteriormente en la Tabla 5.3, que 1 **mol** de H_2O pesa 18 **g**. Entonces el cálculo sería:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } H_2O &\rightarrow 18 \text{ gramos de } H_2O \\ 0,2 \text{ moles de } H_2O &\rightarrow X = 3,6 \text{ gramos de } H_2O \end{aligned}$$

También podríamos utilizar el dato del número de moléculas obtenidas en el primer ítem para hacer este cálculo. La relación conocida que nos serviría en este caso es que 1 mol de H_2O que pesa 18 g, contiene $6,023 \times 10^{23}$ **moléculas** de H_2O . En este caso el cálculo sería:

$$\begin{aligned} 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O &\rightarrow 18 \text{ gramos de } H_2O \\ 1,205 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O &\rightarrow X = 3,6 \text{ gramos de } H_2O \end{aligned}$$

El resultado obtenido es el mismo, como era de esperarse. Sin embargo, es usual cometer errores de cálculo al inicio de nuestro proceso de aprendizaje en este tema, por lo que puede resultar un camino más seguro utilizar los datos tal como se dan en la consigna (en este caso 0,2 moles), en lugar de los resultados calculados en pasos previos (en este caso $1,205 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O).

Vemos que en este tipo de ejercicios suele haber varios caminos de resolución que son igualmente válidos, siempre y cuando las relaciones que elijamos sean correctas.

Otro dato que podríamos calcular es el **número de átomos de H** presentes en esa cantidad de H_2O (Tabla 5.3). Para ello deberíamos encontrar una relación entre moles, gramos o moléculas de H_2O (que son los datos que tenemos hasta ahora) con el número de átomos de H. Lo más simple de ver es que una molécula de H_2O contiene 2 átomos de H. Entonces podemos elegir las moléculas de H_2O como dato y usar esa relación:

$$\begin{aligned} 1 \text{ molécula de } H_2O &\rightarrow 2 \text{ átomos de } H \\ 1,205 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O &\rightarrow X = 2,410 \times 10^{23} \text{ átomos de } H \end{aligned}$$

Así como calculamos el número de **moléculas** presentes en 0,2 moles de H_2O , podríamos calcular el número de **moles de átomos** de H o el número de **átomos** de O presentes. El proceso que hicimos a través de estos cálculos se denomina conversión, que es expresar una cantidad de sustancia en diferentes unidades. Estas conversiones son muy necesarias en química y se utilizan con gran frecuencia para diversos cálculos.

Composición centesimal

La *composición centesimal* es el porcentaje en masa que ocupa cada elemento que forma parte de un compuesto. Para calcularla se divide el peso que aporta cada elemento por el peso total de la molécula y se multiplica por 100. En el caso de que el átomo se encuentre más de una vez en la molécula, entonces se multiplica el aporte de cada átomo por el número de átomos que contiene. La suma de los porcentajes de todos los elementos debe ser 100%.

Veamos un ejemplo con el compuesto CO_2 :

En primer lugar, calculamos la masa que aporta cada elemento. Esto se calcula como el PAR multiplicado por el número de veces que se encuentra ese átomo en la molécula. La suma de estos aportes nos da el PMR de la molécula de interés.

$$\text{Aporte de C: } PAR_C = 12$$

$$\text{Aporte de O: } 2 \times PAR_O = 2 \times 16 = 32$$

$$\text{PMR}_{CO_2}: PAR_C + 2 \times PAR_O = 12 + 2 \times 16 = 44$$

En segundo lugar, tomamos el aporte de cada elemento, lo dividimos por el PMR, y lo multiplicamos por 100. De esta manera obtenemos la composición centesimal o porcentual de la molécula.

% del elemento C:

$$\frac{PAR_C \times 100}{PMR_{CO_2}} = \frac{12 \times 100}{44} = 27,27 \%$$

% del elemento O:

$$\frac{2 \times PAR_O \times 100}{PMR_{CO_2}} = \frac{2 \times 16 \times 100}{44} = 72,73 \%$$

El aporte del elemento C a la masa de la sustancia CO_2 es del 27,27%, mientras que el aporte del elemento O es del 72,73%. Comprobamos que al sumar los aportes porcentuales de los diferentes elementos obtenemos un 100% ($27,27\% + 72,73\% = 100\%$). Esto debe ocurrir siempre, pero puede que algunas veces se obtenga un número muy cercano, tal como 99,8% o 100,2%, que podemos redondear a 100%. Si esto no ocurriese, entonces deberíamos revisar los cálculos previos para encontrar el error.

Fórmula mínima y molecular

Conociendo la *composición centesimal* (los gramos de cada elemento cada 100 g de compuesto) o *composición elemental* (los gramos de cada elemento en una determinada masa del compuesto) de una molécula desconocida X, se puede deducir su *fórmula mínima* y, conociendo su PMR, también su *fórmula molecular*.

Ejemplo 1:

Se tienen 80 g de un compuesto desconocido y se determinó experimentalmente que su composición elemental es 41,7 g de C, 10,5 g de H, y 27,8 g de O.

El objetivo es conocer la *proporción mínima* en que se combinan los elementos en la molécula de interés, a partir de estos datos experimentales; es decir, el subíndice de cada átomo para obtener la *fórmula empírica* o *fórmula mínima*.

Para comenzar, vamos a calcular la *cantidad de moles* que tenemos de cada elemento en esa masa de sustancia X. Para ello vamos a dividir la cantidad de cada elemento por su PAR en gramos, como vemos a continuación (también se podrían utilizar reglas de tres simple, aunque no lo mostremos en este ejemplo):

$$C: 41,7 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 3,475 \text{ mol de C}$$

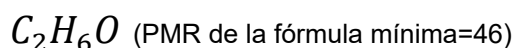
$$H: 10,5 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de H}} = 10,5 \text{ mol de H}$$

$$O: 27,8 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g de O}} = 1,7375 \text{ mol de O}$$

De esta manera calculamos cuántos moles de cada elemento hay en 80 g de la sustancia X. Para intentar deducir su fórmula química, necesitamos saber cuál es la relación entre los moles de cada elemento. Entonces, el paso siguiente consiste en dividir a los números de moles obtenidos para cada elemento por el menor valor, que en este caso es el 1,7375 correspondiente al O. Obtendremos así un número entero o muy cercano a un número entero, que corresponderá al subíndice de cada elemento en la fórmula mínima de la molécula. Podría ocurrir que alguno de los valores no sea cercano a un número entero, por ejemplo 2,5, en cuyo caso se deberá multiplicar todos los valores obtenidos por 2. A continuación, vemos el cálculo mencionado:

<i>Paso 1</i>	<i>Paso 2</i>
$C: 41,7 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 3,475 \text{ mol}$	$\rightarrow \frac{3,475 \text{ mol}}{1,7375 \text{ mol}} = 2$
$H: 10,5 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de H}} = 10,5 \text{ mol}$	$\rightarrow \frac{10,5 \text{ mol}}{1,7375 \text{ mol}} \approx 6$
$O: 27,8 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g de O}} = 1,7375 \text{ mol}$	$\rightarrow \frac{1,7375 \text{ mol}}{1,7375 \text{ mol}} = 1$

Podemos ver en el cálculo que para el caso del H fue necesario hacer un redondeo para obtener el número entero. Utilizando el valor obtenido de cada elemento como subíndice, obtenemos la siguiente fórmula mínima:



La *fórmula mínima* obtenida, cuyo su PMR es 46, nos indica que esa es la mínima proporción en la que se combinan esos átomos para formar esa molécula. Esta fórmula mínima puede coincidir o no con la fórmula molecular. Esto se debe a que la fórmula molecular puede contener una o más veces a la fórmula mínima. Para conocer la *fórmula molecular* vamos a necesitar más

información. Si nos dieran como dato que, mediante otras determinaciones experimentales, se obtuvo que el peso de un mol de sustancia es 46 gramos, podríamos decir entonces que en este caso la *fórmula mínima* coincide con la *fórmula molecular*.

Ejemplo 2:

Se tienen 43 g de un compuesto desconocido (B). Se determinó experimentalmente que su composición elemental es 39,7 g de C y 3,3 g de H.

Para este nuevo compuesto B podemos realizar los mismos cálculos que en el ejemplo anterior y obtener la *fórmula mínima*. En un primer paso dividimos la cantidad de cada elemento por su PAR en gramos y en un segundo paso dividimos por el menor valor obtenido. Vemos ambos cálculos a continuación:

$$\begin{array}{l}
 \text{Paso 1} \\
 C: 39,7 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 3,308 \text{ mol} \rightarrow \frac{3,308 \text{ mol}}{3,3 \text{ mol}} \approx 1 \\
 \\
 \text{Paso 2} \\
 H: 3,3 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de H}} = 3,3 \text{ mol} \rightarrow \frac{3,3 \text{ mol}}{3,3 \text{ mol}} = 1
 \end{array}$$

En este caso obtuvimos una relación entre moles que nos indica que la cantidad de moles de cada elemento es la misma, por lo que al dividir obtenemos un subíndice 1 para ambos elementos. La *fórmula mínima* queda de la siguiente manera:



El peso relativo de la *fórmula mínima* es 13. Para saber si coincide con la *fórmula molecular* necesitamos el dato de su PMR. Experimentalmente se determinó que es 78. Podemos deducir que en este caso la *fórmula mínima* no coincide con la *fórmula molecular*.

Para obtener la *fórmula molecular* lo que deberíamos calcular es, cuántas veces la *fórmula molecular* contiene a la *fórmula mínima*. Para ello simplemente tenemos que dividir el PMR de la *fórmula molecular* por el PMR de la *fórmula mínima* como se muestra a continuación.

$$\frac{\text{PMR fórmula molecular}}{\text{PMR fórmula mínima}} = \frac{78}{13} = 6$$

Este resultado nos indica que la *fórmula molecular* contiene 6 veces la *fórmula mínima*, por lo que debemos multiplicar todos los subíndices por 6. Entonces la *fórmula molecular* tendrá 6 átomos de C y 6 átomos de H, como podemos ver a continuación:



De esta manera, conociendo el PMR de la molécula incógnita, podemos deducir su *fórmula molecular* a partir de su composición elemental o centesimal.

Volumen molar

El *volumen molar* es el *volumen que ocupa un mol de cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)*. Estas condiciones son 1 atmósfera de presión y 0 °C. En CNPT, 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros.

Esta es una nueva relación que vamos a tener en cuenta a la hora de hacer cálculos, por ejemplo, para saber cuánto volumen de un reactivo gaseoso se debe colocar, o bien cuánto de un producto gaseoso se formará en una reacción química.

Ejemplo 3

Se encontró que 9,2 gramos de la sustancia *gaseosa* desconocida X del ejemplo 1, ocupan 4,4 litros en CNPT. Esta relación encontrada experimentalmente nos sirve para calcular el peso de un mol de la sustancia. Para ello, podemos utilizar como relación conocida el concepto de volumen molar.

$$\begin{aligned} 22,4 \text{ litros de } X &\rightarrow 1 \text{ mol de } X \\ 4,4 \text{ litros de } X &\rightarrow x = 0,2 \text{ moles de } X \end{aligned}$$

Ahora sabemos que 9,2 g de sustancia representarán 0,2 moles. Veamos ahora cuánto pesa un mol de la sustancia.

$$\begin{aligned} 0,2 \text{ moles de } X &\rightarrow 9,2 \text{ g de } X \\ 1 \text{ mol de } X &\rightarrow x = 46 \text{ g de } X \end{aligned}$$

Este cálculo nos indica que 1 mol de la sustancia pesa 46 gramos. Dado que el peso de la *fórmula mínima* es también 46, podemos deducir que en este caso la *fórmula mínima* es igual a la *fórmula molecular*, tal como vimos previamente.

Resumen del capítulo

Átomos

A la hora de trabajar con **átomos** vamos a utilizar el **PAR en umas**. Tomaremos como ejemplo el C, cuyo PAR es 12.

$$- \quad 1 \text{ átomo de C} \rightarrow 12 \text{ umas}$$

Mientras que, al trabajar con **moles de átomos**, vamos a utilizar el **PAR en gramos**.

$$- \quad 1 \text{ mol de átomos de C} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \rightarrow 12 \text{ gramos de C}$$

Moléculas

En el caso de las **moléculas** utilizaremos el **PMR en umas**. Tomaremos como ejemplo el CO_2 , cuyo PMR es 44.

- 1 molécula $\text{CO}_2 \rightarrow 44$ umas

Mientras que al trabajar con **moles de moléculas** vamos a utilizar su **PMR en gramos** para calcular su peso.

- 1 mol de moléculas $\text{CO}_2 \rightarrow 6,023 \times 10^{23}$ moléculas de $\text{CO}_2 \rightarrow 44$ gramos de CO_2

Estas relaciones las vamos a tener como referencia para expresar una cantidad química.