

ESTEQUIOMETRÍA DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

1. MASAS ATÓMICAS

La teoría de Dalton consideraba los átomos bolas indivisibles de determinada masa atómica, la misma para los átomos de determinado elemento químico. Actualmente sabemos que los átomos son divisibles y que todos los átomos de un determinado elemento no son iguales, puesto que hay isótopos. Por ejemplo, el isótopo de carbono C^{12}_6 tiene una masa aproximada de 12 u.m.a. y el C^{13}_6 pesa aproximadamente 13 u.m.a. Por ello, ya que casi todos los elementos químicos presentan isótopos, habría problemas para indicar la masa del átomo correspondiente, distinta para cada isótopo.

Este problema es de fácil solución, pues las muestras con las que tratamos habitualmente tienen tal cantidad de átomos que se puede utilizar como masa atómica la media ponderada de las masas de los isótopos, que considera la proporción en la que se hallan. El cloro, por ejemplo, es una mezcla de isótopos de masas atómicas 35, 37 y 39 u.m.a. La masa atómica del cloro se considera 35,5 u.m.a., media ponderada de las masas de los tres isótopos (está claro a partir del resultado que Cl^{35}_{17} es el isótopo mayoritario).

2. MASAS MOLECULARES

Los compuestos covalentes moleculares están formados por moléculas individuales. La fórmula de estos compuestos indica cuántos átomos de cada clase hay en una molécula: en el agua H_2O hay dos átomos de H y uno de O, mientras que en la sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ hay 12 de C, 22 de H y 11 de O. Para calcular la masa de una molécula hemos de sumar las masas de los átomos constituyentes. De esta forma las masas moleculares de agua y sacarosa son:

$$M_{H_2O} = 2 \cdot M_H + M_O = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ u.m.a.}$$

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 12 \cdot M_C + 22 \cdot M_H + 11 \cdot M_O = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ u.m.a.}$$

En los compuestos iónicos el concepto de masa molecular es incorrecto, pues no forman moléculas. En este caso nos referiremos a la masa-fórmula (o peso fórmula), que es la masa correspondiente a la unidad que expresa la fórmula. Por ejemplo para el cloruro de sodio NaCl:

$$M_{NaCl} = M_{Na} + M_{Cl} = 23 + 35,5 = 58,5$$

Si, a pesar de todo, se emplea habitualmente para este tipo de compuestos la expresión masa molecular, debe entenderse en sentido amplio y traducirse mentalmente por masa fórmula.

3- EL CONCEPTO DE MOL

Tomemos como ejemplo tres moléculas diferentes: H_2 , agua H_2O y glucosa $C_6H_{12}O_6$ y compararemos la relación entre las masas de conjuntos de igual nú-

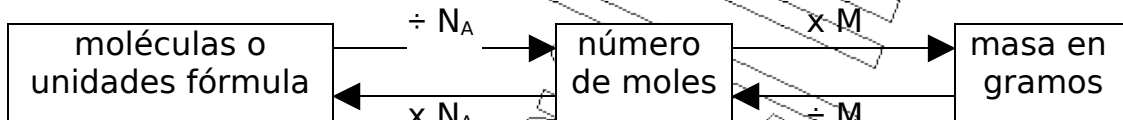
mero de ellas:

| | 1 molécula | 2 moléculas | 3 moléculas | N moléculas |
|---|------------|--------------|--------------|--------------|
| H ₂ | 2 u.m.a. | 2·2 u.m.a. | 3·2 u.m.a. | N·2 u.m.a. |
| H ₂ O | 18 u.m.a. | 2·18 u.m.a. | 3·18 u.m.a. | N·18 u.m.a. |
| C ₆ H ₁₂ O ₆ | 180 u.m.a. | 2·180 u.m.a. | 3·180 u.m.a. | N·180 u.m.a. |

Se aprecia que, sea cual sea el número de moléculas del conjunto, si dicho número sea igual se mantiene la proporción entre las masas: 180:18:2. Este resultado indica, planteado a la inversa, que conjuntos de estas moléculas que guarden la proporción adecuada en masa (sea cual sea ésta) tienen el mismo número de unidades. Por ejemplo, podemos tomar un conjunto de moléculas de hidrógeno H₂ con una masa de 2 g, otro de moléculas de agua de 18 g y otro de moléculas de glucosa de 180 g. Según el razonamiento precedente, el número de moléculas de los tres es el mismo.

La cantidad de cada sustancia con una masa en gramos igual a la masa molecular expresada en u.m.a. tiene gran importancia en química y se denomina **mol**. De la definición de mol se deduce que el mol de cada sustancia tiene una masa propia, distinta de del mol de las demás sustancias, pero todos los moles de todas las sustancias tienen en común el número de unidades, sean éstas moléculas o unidades fórmula. Dicho número se denomina **número de Avogadro** ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$), un número muy grande; esto significa que 18 g de agua (1 mol), menos de la décima parte de lo que cabe en un vaso normal, contienen $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua, ¡una pasada!

En el esquema previo se halla el procedimiento para pasar de número de partículas a moles o masa, por medio del número de Avogadro o la masa molecular.



Para referirse a moles de átomos se utiliza habitualmente el término átomo-gramo. Para el oxígeno, por ejemplo, un átomo-gramo es un mol de átomos O, que tiene una masa de 16 g, mientras que por un mol se entiende un mol de moléculas O₂, de masa 32 g.

4- COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Se llama composición centesimal de un compuesto químico la proporción en tanto por ciento en peso de cada elemento del mismo.

Por ejemplo, para el amoníaco NH₃ que tiene una masa molecular:

$$M_{\text{NH}_3} = M_{\text{N}} + 3 \cdot M_{\text{H}} = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ u.m.a.}$$

De las 17 u.m.a., 14 u.m.a. corresponden al nitrógeno y 3 u.m.a. al hidrógeno, por lo que los tantos por ciento de cada elemento en el amoníaco son:

$$\text{N: } \frac{14}{17} \cdot 100 = 82,4\%$$

$$\text{H: } \frac{3}{17} \cdot 100 = 17,6\%$$

CLUB DE QUÍMICA