

Elementos de la Teoría Cinético Molecular 1

Edgar Trejo Avila

Sábado 22 de octubre del 2022

Una Breve Historia del Mol

Partimos de la idea de que, los químicos de la época necesitaban una manera formal de medir porciones de sustancias (i. e., una pauta respecto a la cual tomar sus mediciones); particularmente, se necesitaba una unidad que definiera la cantidad de moléculas a utilizar por medición, pues era de gran importancia el operar a nivel molecular para poder definir con precisión ciertas propiedades químicas de los elementos.

Llamemos a esa unidad *mol*; dado que su equivalencia en moléculas es aún indefinida, no se pueden hacer cálculos con ella, sin embargo, es posible experimentar con sus características para lograrlo. Digamos pues que el *mol* se vuelve una unidad común en la química y se tienen mediciones de propiedades de sustancias usándola; en específico, la masa M de un *mol* de moléculas de sustancia, y la masa n de cada una de las moléculas:

$$M ::= \frac{kg}{mol}$$
$$n ::= \frac{kg}{molecula}$$

Resulta entonces que podemos calcular el número N de moléculas por *mol* haciendo el siguiente cálculo:

$$N \frac{molecula}{mol} = \frac{M \frac{kg}{mol}}{n \frac{kg}{molecula}}$$
$$= \frac{M}{n} \frac{molecula}{mol}$$

Nótese como N es una constante; la forma en que está definida es tal que la equivalencia de un *mol* en moléculas es la misma independientemente de la sustancia, i. e., un *mol* de hierro debe tener la misma cantidad de moléculas que un *mol* de carbono, por ejemplo. Dado que N es una constante, solo hace falta medirla una vez para dejarla definida para siempre; lo que hicieron los químicos de la época fue tomar la masa molecular (i. e., la masa de una sola molécula) de una sustancia conocida para la época y después inventar la masa que un *mol* de esa sustancia debería tener (si apenas se está definiendo el *mol* no se puede tomar una medida real que dependa de él; tuvo que haber entonces un factor de arbitrariedad en el proceso).

La sustancia elegida fue el carbono, que se sabe tiene una masa de $1.66 \times 10^{-27} \frac{kg}{molecula}$, y la masa elegida fue de $1 \frac{kg}{mol}$:

$$N \frac{molecula}{mol} = \frac{1 \frac{kg}{mol}}{1.66 \times 10^{-27} \frac{kg}{molecula}}$$
$$= 6.02 \times 10^{26} \frac{molecula}{mol}$$

Puesto verbalmente:

Un mol está definido como la cantidad de moléculas de carbono que hay en un kilogramo de esa sustancia

El descubrimiento de dicho número N se le atribuye al físico-químico italiano *Amadeo Avogadro*, y por eso es que se le conoce como *el número de Avogadro*:

$$N_A = 6.02 \times 10^{26} \frac{\text{molecula}}{\text{mol}} \quad (1)$$

Ahora bien, uno de los propósitos del *mol* es facilitar la medición de propiedades al nivel molecular; esto es posible pues el número de moléculas que representa es tan grande que la cantidad de sustancia a medir se vuelve tangible y realizable aún sin tanta precisión (i. e., un grupo de 6.02×10^{26} moléculas de sustancia forman una masa que se puede ponderar con una báscula casera, a diferencia de, dígase, 100 moléculas, que requerirían de equipo muy especializado para medirlas satisfactoriamente).

Sin embargo, aún siendo un número tan grande, los químicos pronto se dieron cuenta de que el *mol* se quedaba corto en varias ocasiones, así que decidieron deprecar su uso y migrar a una unidad derivada; el *kmol* (equivalente, por supuesto, a 1,000 *moles*). Ajustando la ecuación (1) a *kmol*, se tiene que:

$$N_A = 6.02 \times 10^{29} \frac{\text{molecula}}{\text{kmol}}$$

Ecuación Fundamental de la Teoría Cinético-Molecular