

Antecedentes del maestro

Capítulo 5, Lección 5

La idea de medir una “cantidad igual” de dos sustancias puede tener diferentes significados dependiendo de cómo se utilizarán las cantidades. Por ejemplo, digamos que desea una cantidad igual de carbono y calcio. Si midieras 5 gramos de cada una, tendrías la misma cantidad de materia de cada sustancia, pero no tendrías la misma cantidad de *átomos*. Como el carbono es más ligero (menor masa atómica) que el calcio, habría más átomos de carbono en 5 gramos de carbono que átomos de calcio en 5 gramos de calcio.

Contando átomos

Pero ¿qué pasaría si necesitaras medir la misma cantidad de átomos de carbono y calcio? Hay una manera de hacer esto, pero es necesario conocer la masa atómica del carbono y el calcio. También es necesario aplicar un concepto relacionado con el *mol* o *número de Avogadro*.

Un mol es un número enorme que se utiliza para contar la enorme cantidad de átomos o moléculas incluso en una pequeña muestra de materia. Un mol es igual a 6.02×10^{23} . El concepto de mol y la masa atómica funcionan juntos de una manera interesante para permitirle determinar la cantidad de átomos o moléculas en una muestra de una sustancia.

Así es como funciona: el carbono tiene una masa atómica de 12. Eso significa que 12 gramos de carbono contienen 6.02×10^{23} átomos de carbono. Otra forma de decir esto es que un mol de átomos de carbono tiene una masa de 12 gramos.

El calcio tiene una masa atómica de 40. Esto significa que 40 gramos de calcio contienen 6.02×10^{23} átomos de calcio. Otra forma de decir esto es que un mol de átomos de calcio tiene una masa de 40 gramos.

Entonces, para obtener la misma cantidad de átomos de carbono y calcio, se podrían pesar 12 gramos de carbono y 40 gramos de calcio. También puedes pesar la mitad de la cantidad de cada uno, como 6 gramos de carbono y 20 gramos de calcio. Siempre que uses la misma fracción o proporción para ambos, podrás medir cantidades mayores o menores y siempre tendrás la misma cantidad de átomos.

Contando moléculas

El mismo proceso funciona para las moléculas al igual que para los átomos, pero se suma la masa atómica de cada átomo de la molécula. Por ejemplo, el agua está formada por un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. La masa atómica del oxígeno es 16. La masa atómica del hidrógeno es 1. Entonces, la masa de una molécula de agua es $16 + 1 + 1 = 18$. Esto significa que 18 gramos de agua contienen 6.02×10^{23} moléculas de agua.

¿Qué tal el alcohol isopropílico? El alcohol isopropílico es C_3H_8O . Esto significa que la masa de la molécula es $3(12) + 8(1) + 16 = 36 + 8 + 16 = 60$. Esto significa que 60 gramos de alcohol isopropílico contienen 6.02×10^{23} moléculas de alcohol isopropílico. Otra forma de decirlo es que un mol de moléculas de alcohol isopropílico tiene una masa de 60 gramos.

Entonces, necesitas 60 gramos de alcohol isopropílico para tener la misma cantidad de moléculas, que moléculas de agua en solo 18 gramos de agua.

Si quisieras hacer una prueba de evaporación entre agua y alcohol isopropílico en la que compararas la misma cantidad de moléculas de cada uno, podrías hacerlo. Sólo necesitarías usar una masa de alcohol y una masa de agua que estén en una proporción de 60 a 18. La actividad no requiere esto, pero si comparas la evaporación de 6 gramos de alcohol isopropílico con 1.8 gramos de agua, la evaporación del alcohol sería más rápida.