

Información contextual para el maestro

Capítulo 5, Lección 1

La idea de medir una “cantidad igual” de dos sustancias puede tener significados diferentes según cómo se utilicen las cantidades. Por ejemplo, supongamos que deseas tener una cantidad igual de carbono y calcio. Si midieras 5 gramos de cada uno, tendrías la misma cantidad de materia de cada sustancia, pero no tendrías la misma cantidad de átomos. Dado que el carbono es más ligero (masa atómica más baja) que el calcio, habría más *átomos* de carbono en 5 gramos de carbono que *átomos* de calcio en 5 gramos de calcio.

Contar átomos

Pero, ¿y si tuvieras que medir la misma cantidad de átomos de carbono que de calcio? Existe una forma de hacerlo, pero es necesario conocer la masa atómica del carbono y del calcio. También debes aplicar un concepto relacionado con la *molaridad* o el número de *Avogadro*.

Un mol es un número enorme utilizado para contar la enorme cantidad de átomos o moléculas en incluso una pequeña muestra de materia. Un mol equivale a 6.02×10^{23} . El concepto de mol y la masa atómica funcionan juntos de manera interesante para permitir 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. Esto 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.

Por lo tanto, para obtener una cantidad igual de átomos de carbono que de calcio, se pueden pesar 12 gramos de carbono y 40 gramos de calcio. También se puede pesar la mitad de cada cantidad, 6 gramos de carbono y 20 gramos de calcio. Siempre que utilices la misma fracción o proporción para ambos, podrías medir cantidades mayores o menores y siempre tendrías la misma cantidad de átomos.

Contar moléculas

El mismo proceso funciona para las moléculas, de igual forma que para los átomos, pero se añade la masa atómica para cada átomo de la molécula. Por ejemplo, el agua está compuesta por un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. La masa atómica del oxígeno es de 16. La masa atómica del hidrógeno es 1. Por lo tanto, 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.

¿Y 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.

Por lo tanto, se necesitan 60 gramos de alcohol isopropílico para tener la misma cantidad de moléculas, que la cantidad de moléculas de agua que hay en tan solo 18 gramos de agua.

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