

**Uso de la Terminología Correcta en la Química y el Manejo de Expresiones Algebraicas para Determinar Incertidumbres en Mediciones Indirectas**

**Use of Correct Terminology in Chemistry and The Management of Algebraic Expressions to Determine Uncertainties in Indirect Measurements**

*El Sistema Internacional (de unidades y medidas)*

Magnitud fundamental		Nombre de la magnitud	Símbolo de la magnitud	Nombre de la unidad	Símbolo de la unidad
Longitud (Cantidad de Espacio)	Unidimensional	Longitud	$l, h, r, x$	metro	m
	Bidimensional	Área	$A$	metro cuadrado	$m^2$
	Tridimensional	Volumen	$V$	metro cúbico	$m^3$
Cantidad de materia		Masa	$m$	kilogramo	kg
Cantidad de sustancia		Cantidad de sustancia	$n$	mol	mol

Tabla (elaborada por el autor): Tres magnitudes fundamentales (y dos derivadas) con sus símbolos y sus unidades en el Sistema Internacional.

Alberto Rojas-Hernández\*.

Universidad Autónoma Metropolitana Unidad Iztapalapa, Departamento de Química, Área de Química Analítica, Av. San Rafael Atlixco 186. Colonia Vicentina, C.P. 09340, Alcaldía de Iztapalapa, Ciudad de México, México.

\* Correspondencia para autor: Alberto Rojas-Hernández  
 Universidad Autónoma Metropolitana Unidad Iztapalapa  
 Correo electrónico: suemi918@xanum.uam.mx

## Resumen

La enseñanza de la Química normalmente se da en un contexto muy pragmático, que puede ser calificado como poco preciso y formal. ¿Qué profesional de la Química no se refiere (*incorrectamente*) a “los gramos, los litros y los moles”, más que referirse a “la masa, el volumen y la cantidad de sustancia”? El buen establecimiento de los conceptos implica una buena expresión oral y escrita, ya que las expresiones correctas provienen de una estructuración más profunda de nuestros conocimientos. También la correcta expresión matemática implica una mejor estructuración del conocimiento. Aun los *best-sellers* de la Química General escriben para definir la molaridad:  $Molaridad = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$ . ¿Por qué no usar la expresión algebraica:  $[X] = \frac{n_X}{V_{soln}}$  donde  $n_X$  representa la cantidad de sustancia del soluto (X) en moles y  $V_{soln}$  el volumen de la disolución en litros? La definición algebraica de la molaridad permite además el tratamiento matemático adecuado de su *incertidumbre combinada* (mediante la *ley de propagación de las incertidumbres*), como medición indirecta (lo que no se puede hacer mediante una incorrecta definición de una magnitud fisicoquímica por medio de sus unidades). En este trabajo se presentan varios ejemplos que los químicos usamos para enseñar en México –sea en cursos de bachillerato o del primer año de licenciaturas de química. Trataré de demostrar que parece que los químicos queremos que los alumnos lleguen a resultados numéricos correctos sin importar las unidades, y sin importar la estructuración de conceptos en nuestros educandos. Lo que se logra con ello es que los profesionales de la química efectuamos mecánicamente los cálculos básicos de la Química, mediante un abuso del factor unitario o de los factores de conversión de unidades, sin verificar que el planteamiento del problema y su interpretación se hayan establecido correctamente.

**Palabras clave:** cantidad de sustancia, molaridad, incertidumbre combinada, planteamiento de problemas

## Abstract

The teaching of Chemistry usually occurs in a very pragmatic context, which can be described as unequal and formal. Which Chemist does not (incorrectly) refer to "the grams, the liters and the moles", without referring to "the mass, volume and amount of substance"? The good establishment of concepts implies a good oral and written expression, since the correct expressions come from a deeper structuring of our knowledge. Correct mathematical expression also implies better structuring of knowledge. Even the best-sellers of General Chemistry write to define the molarity:  $Molarity = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of solution}}$ . Why not use the algebraic expression:  $[X] = \frac{n_X}{V_{soln}}$  where  $n_X$  represents the amount of substance in the solute (X) in moles and  $V_{soln}$  the volume of the solution in liters? The algebraic definition of molarity also allows the proper mathematical treatment of its *combined standard uncertainty* (through the *law of propagation of uncertainty*), as an indirect measurement (which cannot be done by incorrectly defining a physicochemical magnitude through its units). This work presents several examples that chemists use to teach in Mexico – whether in high school or freshman year of chemistry degrees. I will try to show that it seems that chemists want that students reach correct numerical results regardless of units, and regardless of the structuring of concepts in their minds. What we achieve by this is that chemistry professionals mechanically perform the basic calculations of Chemistry, through an abuse of unitary factor or units conversion factors, without verifying that the approach to the problem and its interpretation have been correctly established.

**Key words:** amount of substance, molarity, combined standard uncertainty, problem statement

## Introducción

La química es una disciplina que ha sido de enseñanza difícil y poco agradable para muchos estudiantes, al grado que se sigue hablando de una quimifobia (Kauffman, 1992) en prácticamente todo el mundo. Es por ello que los textos de Química General han tratado de dar enfoques atractivos para su enseñanza con buenas fotos de fenómenos muy llamativos, ubicar las aportaciones que puede hacer la disciplina en el combate de grandes problemas a nivel mundial para enfatizar su importancia en la sociedad actual.

Sin embargo, para los profesionales de la química es muy importante hacer cálculos básicos, pero curiosamente la enseñanza de esos llamados “cálculos básicos” no ha tenido un cambio significativo en su enseñanza: prácticamente se enseña igual, y en forma mecánica y muy pragmática, como se enseñaba desde mediados del siglo XX, o más atrás.

En la terminología utilizada casi en cualquier libro de química general (ver por ejemplo Brown y col. 2004; o Chang y Goldsby, 2013), para la enseñanza del primer año de las carreras de química, algunos de los cálculos básicos que son del interés del presente artículo, son:

- las conversiones de gramos a mililitros, o viceversa, a través de la densidad
- las conversiones de gramos a moles, o viceversa, mediante el peso molecular
- las conversiones de litros a moles, o viceversa, a través de la molaridad
- las conversiones de molaridad a otras unidades de concentración tales como gramos por litro, porcentajes máxicos, porcentajes de volumen, porcentajes masa/volumen, partes por millón, partes por billón y partes por trillón, entre otras.

Si el lector pone atención en el listado anterior, los libros de texto típicos de química general enseñan a realizar esos cálculos como conversión de unidades y adoptan un enfoque muy operativo aritméticamente, utilizando profusamente el factor de conversión de unidades o factor unitario (Brown y col., 2004).

Por otra parte, estas conversiones se presentan como ejemplos de cálculo, en apartados específicos, más que como temas que se desarrollaran lógicamente para formar conceptos en los estudiantes.

Y el nivel más primario en donde hay que generar conceptos que permitan manipular magnitudes y unidades es el Sistema Internacional de unidades y magnitudes (SI).

En este trabajo se recuerda la terminología más básica que se define en el SI, que se relaciona directamente con los cálculos químicos básicos, así como algunas de las recomendaciones que se deben seguir para evitar ambigüedades y confusiones. También se demuestra con un ejemplo de cálculo de molaridad de un soluto que los químicos no hacemos buen uso del SI en sus definiciones ni seguimos sus recomendaciones. Finalmente, como estos cálculos químicos se relacionan con magnitudes que se miden, se recuerda la importancia que tienen formulaciones y planteamientos

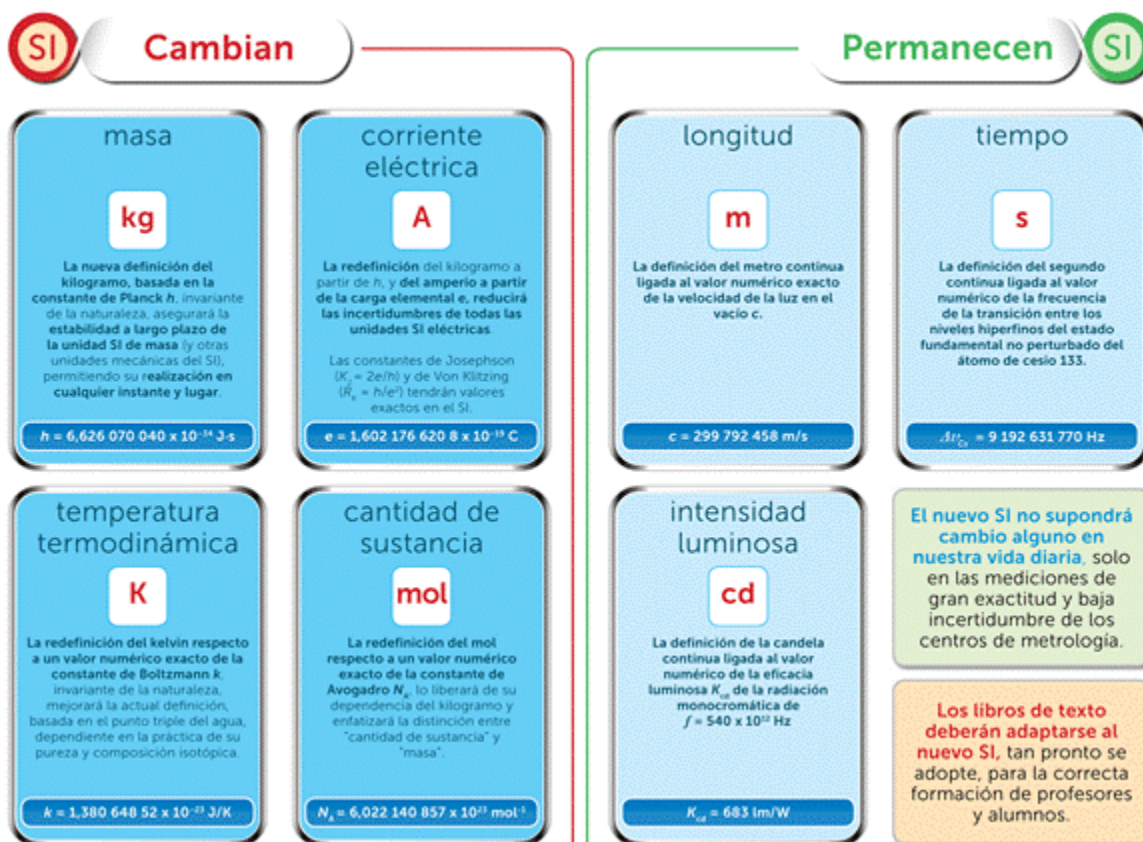
algebraicos de la resolución de estos problemas para poder estimar las incertidumbres en esas mediciones, aunque en la enseñanza tradicional de los cálculos químicos básicos no se presenta este tema que es de suma importancia en la ciencia y la tecnología contemporáneas.

### El nuevo Sistema Internacional (de unidades y medidas)

*Las siete magnitudes de base o fundamentales y sus unidades en el SI*

En diciembre de 2018 entró en vigor el nuevo Sistema Internacional, que define las siete unidades de medida de las correspondientes magnitudes de base o fundamentales a través de siete constantes que, por su misma definición actual, no tienen incertidumbre (CEM, 2019a).

En la **Figura 1** se muestra la parte baja del cartel que hizo la Oficina Internacional de Pesos y Medidas (BIPM, por sus siglas en francés) que da algunas explicaciones que llevaron a la redefinición de cuatro de las siete unidades de base o fundamentales del SI.



**Figura 1.** Cartel que da algunas características de las unidades definidas en el SI que entró en vigor en diciembre de 2018. (CEM, 2019b.)

Si bien las nuevas definiciones de unidades de base del SI permiten que las siete constantes usadas para las definiciones de unidades de base tengan menor incertidumbre, en lo operativo el SI se

sigue usando como lo hacía con la versión anterior, como lo señala el recuadro verde en la **Figura 1**.

Para la mayoría de los cálculos químicos básicos, de las siete magnitudes fundamentales del SI deben considerarse dos de ellas y una unidad derivada (que se muestran en azul en la **Tabla 1**). Sin embargo, es común que los químicos utilicemos la unidad práctica litro, o alguno de sus submúltiplos, para cuantificar el volumen (Gutiérrez-Avella y Guardado-Pérez, 2010).

**Tabla 1.** Magnitudes y unidades que resultan del mayor interés para los cálculos químicos básicos, marcadas en azul. En fondo verde se presentan las magnitudes de base y en fondo gris magnitudes derivadas de la longitud.

Magnitud o propiedad		Nombre de la magnitud	Símbolo de la magnitud	Nombre de la unidad	Símbolo de la unidad
Longitud (Cantidad de Espacio)	Unidimensional	Longitud	$l, h, r, x$	metro	m
	Bidimensional	Área	$A$	metro cuadrado	$m^2$
	Tridimensional	Volumen	$V$	metro cúbico	$m^3$
Cantidad de materia		Masa	$m$	kilogramo	kg
Cantidad de sustancia		Cantidad de sustancia	$n$	mol	mol

Como se puede ver en la **Tabla 1**, de todas las magnitudes mostradas en ella (y muchas otras), la longitud y la cantidad de sustancia no tienen un nombre particular. Y aunque para la longitud eso no parece conllevar un problema en su conceptualización, sí parece serlo para la cantidad de sustancia. Por otra parte, el símbolo de su unidad de base (mol) es igual al nombre de la misma (mol), al menos en español. Ésta puede ser una de las razones por las que la enseñanza de los cálculos que involucran cantidades de sustancia siempre se refiere al mol o a los moles. Los químicos casi no hablamos de la *cantidad de sustancia*, nos referimos a esa magnitud como “número de moles” –lo que es una mala práctica– y parece que no entendemos que se debe distinguir la magnitud de su unidad de medida. Es más, y todavía peor, muchos profesionales de la química (químicos, ingenieros químicos, químicos farmacéuticos, etc.) piensan que la unidad mol es una unidad de cantidad de materia, siendo que desde 1971 el SI incorporó la cantidad de sustancia como su séptima magnitud de base y al mol como su unidad de medida.

El SI confía en que el cambio en la definición del mol como unidad de medida, deslindándola completamente del gramo, como dice el cartel de la **Figura 1**, dé mayor claridad a la diferencia

entre cantidad de materia y cantidad de sustancia: la cantidad de materia cuantifica la materia sin importar cómo es que está organizada, pero la cantidad de sustancia cuantifica la materia, tomando en cuenta su organización, su estructura.

#### *Magnitudes o propiedades extensivas e intensivas*

Es interesante notar que las tres magnitudes de interés para los cálculos químicos, mostradas en la **Tabla 1**, dependen del tamaño del sistema; por eso, a este tipo de magnitudes se les llama **propiedades extensivas**.

La masa, el volumen y la cantidad de sustancia, por sí mismas, no pueden caracterizar a los sistemas, porque son propiedades generales. Sin embargo, el cociente de dos propiedades extensivas da lugar a magnitudes que se hacen independientes del tamaño del sistema; a esas magnitudes se les llama **propiedades intensivas** y como no dependen del tamaño del sistema pueden caracterizarlos.

En la **Tabla 2** se presentan algunas de las propiedades intensivas que se utilizan en los cálculos químicos básicos. En el SI los símbolos utilizados para cada una de estas propiedades intensivas son diferentes que los símbolos más usados en química y como se definen muchas propiedades intensivas que se relacionan con composición química la cantidad de símbolos previstos en el SI es tan grande que puede ser abrumadora para la enseñanza en cursos de primer año de carreras de química (Gutiérrez-Avella y Guardado-Pérez, 2010). Tal vez por eso es por lo que no hay rigor para el uso de los símbolos de masa molar y concentración.

#### *Reglas de escritura y recomendaciones del SI*

En general los químicos no respetamos muchas de las reglas de escritura y recomendaciones del SI. A continuación, se comentarán dos de ellas.

En muchos casos los símbolos de muchas propiedades, extensivas o intensivas, no se usan tanto o no se usan en forma precisa (siempre igual) porque el cálculo se hace casi siempre en forma aritmética, con los factores de conversión. También en muchos casos incluso se omite el uso de las unidades en cálculos intermedios, lo que también es una mala práctica, y las unidades se añaden hasta el final, lo que puede llevar a errores difíciles de detectar al corregir una tarea o un examen. Entonces no se respeta la regla del uso del binomio valor numérico–unidad de medida como indisoluble en el SI.

La otra regla que se comenta es la que establece que las expresiones no deben ser ambiguas al definir un símbolo para una magnitud y para su unidad de medida.

**Tabla 2.** Algunas de las propiedades intensivas utilizadas en cálculos químicos básicos.

Nombre de la magnitud o propiedad en el SI	Nombre de una propiedad similar en química	Definición operacional, con símbolos comunes en química	Unidad usada en cálculos químicos básicos
Densidad másica	Densidad másica	$d = \frac{m_{sistema}}{V_{sistema}}$	$\frac{g}{mL}$
Masa molar (de la sustancia X)	Masa molar (de la sustancia X)	$MM_X = \frac{m_X}{n_X}$	$\frac{g}{mol}$
Concentración de masa	Concentración (m/V) (del soluto Y en disolución)	$C_Y = \frac{m_Y}{V_{soln}}$	$\frac{g}{L}$
Concentración de cantidad de sustancia	Molaridad (del soluto Y en disolución)	$[Y] = \frac{n_Y}{V_{soln}}$	$\frac{mol}{L}, \frac{mmol}{mL}$ o M

Los químicos acostumbramos el usar unidades de composición como porcentajes (%), partes por millón (ppm), partes por billón (ppb) y partes por trillón (ppt), formas de expresión que el SI recomienda no utilizar. En muchos casos las definiciones de las propiedades asociadas a estas unidades consisten en multiplicar una fracción de alguna magnitud por  $10^2$ ,  $10^6$ ,  $10^9$  y  $10^{12}$ , respectivamente (las dos últimas usando la *escala numérica corta*, que es la de los países anglosajones (Wikipedia, 2021)). Pero ocurre que como los químicos tendemos a confundir magnitudes con unidades, no sería raro escribir y leer expresiones como las que se muestran en la **Tabla 3**.

El SI establece que si se tiene que trabajar con magnitudes como las que se muestran en la **Tabla 3** se usen los símbolos %, ppm, ppb, ppt y M como unidades y no como símbolo de las magnitudes. Estas malas prácticas seguramente deforman los conceptos que los alumnos deben formar durante su aprendizaje. Y lo peor es que los químicos perpetuamos estas grandes ambigüedades.

### **Ejemplo de un cálculo químico básico: el cálculo de la molaridad de una disolución de sulfato de sodio.**

#### *Un ejercicio típico de cálculos químicos básicos*

Se transcribe a continuación el ejemplo del Ejercicio Tipo 4.11 del libro de Brown y col. (2004), que en el libro aparece como un recuadro. (Para facilitar las transcripciones literales de ese libro las frases y ecuaciones se señalarán en caracteres azules.) Siguiendo el razonamiento mostrado en el libro, los autores van a utilizar su ecuación [4.33] en donde han mostrado la ecuación de definición de molaridad. Esa ecuación se muestra aquí como **Ecuación (1)**. Se ponen puntos suspensivos en los momentos en que se interrumpe el texto original para continuarlo con lo que es relevante para el presente artículo.

**Tabla 3.** Ecuaciones y su lectura con unidades o símbolos no recomendados en el SI.

Ecuación inaceptable	Lectura inaceptable	Ecuación aceptable	Lectura aceptable
% T = 75.3 %	porcentaje de transmitancia igual a 75.3 por ciento	$Porc(T) = 75.3 \%$	transmitancia por ciento igual a 75.3 por ciento
ppm(Fe) = 23.56 ppm	partes por millón de hierro igual a 23.56 pe-pe-emes	$C(Fe) = 23.56 \text{ ppm}$	concentración de hierro igual a 23.56 partes por millón
M = 0.1345 M	molaridad de la disolución igual a 0.1345 molar	$[X] = 0.1345 \text{ M}$	molaridad de X en la disolución igual a 0.1345 mol sobre litro

*Ejercicio Tipo 4.11* propuesto y resuelto como aparece en el libro de Brown y col. (2004)

La molaridad (símbolo  $M$ ) expresa la concentración de una disolución como el número de moles de soluto que hay en un litro de disolución (disoln):

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disoln en litros}} \dots \quad (1)$$

... Ejercicio Tipo 4.11. Calcule la molaridad de una disolución que se preparó disolviendo 23.4 g de sulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , en suficiente agua para formar 125 mL de disolución...

... Resolución. El número de moles de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  se obtiene de su masa molar.

$$\text{Moles de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = (23.4 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4) \left( \frac{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4} \right) = 0.165 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4 \quad (2)$$

Convertimos el volumen de la disolución a litros:

$$\text{Litros disoln} = (125 \text{ mL}) \left( \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \right) = 0.125 \text{ L} \quad (3)$$

Por lo tanto, la molaridad es

$$\text{Molaridad} = \frac{0.165 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{0.125 \text{ L disoln}} = 1.32 \frac{\text{mol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{\text{L disoln}} = 1.32 \text{ M} \quad (4)$$



*Crítica a la resolución del Ejercicio Tipo 4.11 dada en el libro de Brown y col. (2004)*

Al presentar la ecuación de definición de la molaridad los autores enfatizan “símbolo  $M$ ”, dando a entender que es el símbolo que se usará para la magnitud. Y aunque nunca lo usan en el procedimiento de resolución, luego usan el mismo símbolo ( $M$  en caracteres itálicos) para la unidad y la molaridad, llevando a la confusión que se discutió previamente en la **Tabla 3**.

En el caso de la **Ecuación (1)** sí se usa el nombre de la magnitud para la molaridad y el volumen, no así para la cantidad de sustancia, sino el nombre de la unidad de medición pluralizado (¿por qué tratar diferente a la cantidad de sustancia y al volumen?).

Salta a la vista en las **Ecuaciones (1) a (4)** que no se utilizan símbolos de las magnitudes, sino sus nombres. Luego, en las **Ecuaciones (2) y (3)** en el miembro izquierdo ya se usa el nombre de la unidad pluralizado, tanto para el volumen como para la cantidad de sustancia. Esto es, el alumno aprende que es indistinto usar el nombre de la unidad y el nombre de la magnitud, creándose la confusión conceptual que se señalaba en el apartado anterior.

Finalmente, en la **Ecuación (4)** se sustituye el cociente de unidades por el símbolo  $M$  –como es costumbre para el símbolo de las unidades de molaridad– pero en caracteres itálicos. El SI usa símbolos en caracteres itálicos para las magnitudes o propiedades, no para las unidades. Y advierte de no usar el mismo símbolo para magnitud y unidad de esa magnitud.

Un detalle fino en el uso de factores de conversión es el que se observa en la **Ecuación (2)**, comparada con la **Ecuación (3)**. En la **Ecuación (3)** el factor de conversión es también un factor unitario, porque en el numerador y en el denominador del factor de conversión se encuentra la misma magnitud en unidades diferentes. En cambio, en la **Ecuación (2)** se está utilizando una propiedad intensiva como factor de conversión de unidades, porque en el numerador y en el denominador aparecen magnitudes diferentes, pero necesariamente relacionadas en forma directamente proporcional.

*Resolución algebraica del Ejercicio Tipo 4.11 del libro de Brown y col. (2004)*

Para resolver algebraicamente el problema planteado se deben combinar dos ecuaciones: la de definición de la masa molar del sulfato de sodio y la de definición de la concentración de cantidad de sustancia para esa sustancia en una disolución. La terminología que se utilizará es la que se encuentra en la **Tabla 2**. Estas definiciones se encuentran en las **Ecuaciones (5) y (6)**.

$$MM_{Na_2SO_4} = \frac{m_{Na_2SO_4}}{n_{Na_2SO_4}} \quad (5)$$

$$[Na_2SO_4] = \frac{n_{Na_2SO_4}}{V_{disoln}} \quad (6)$$

Despejando la cantidad de sustancia del sulfato de sodio de la **Ecuación (5)** y sustituyéndola en la **Ecuación (6)** se obtiene la **Ecuación (7)**.

$$[Na_2SO_4] = \frac{m_{Na_2SO_4}}{V_{disoln} MM_{Na_2SO_4}} \quad (7)$$

De acuerdo con los datos del problema se tendría que hacer la conversión del volumen para expresarlo en litros (o, en forma equivalente, de la cantidad de sustancia para expresarla en milimoles). Dado que ya se tienen todas las magnitudes con las unidades correctas del enunciado del problema y en las **Ecuaciones (2)** y **(3)**, se sustituyen las magnitudes en la **Ecuación (7)**, como se muestra en la **Ecuación (8)**.

$$[Na_2SO_4] = \frac{(23.4 \text{ g } Na_2SO_4)}{(0.125 \text{ L disoln}) \left(142 \frac{\text{g } Na_2SO_4}{\text{mol } Na_2SO_4}\right)} = 1.3183... \frac{\text{mol } Na_2SO_4}{\text{L disoln}} \approx 1.32 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1.32 \text{ M} \quad (8)$$

*Determinación de la desviación estándar de la molaridad del sulfato de sodio en el Ejercicio Tipo 4.11 del libro de Brown y col. (2004)*

Las magnitudes que se utilizan en la química generalmente son experimentales, por lo que prácticamente siempre tendrán incertidumbres por las mediciones realizadas.

Siempre la medición de una cantidad de sustancia es indirecta y –por ende– la medición de la molaridad también. Para determinar la incertidumbre o la desviación estándar (combinada,  $s_c(f)$ ) de una medición indirecta,  $f$ , que depende de  $N$  mediciones directas ( $x_i$ ) cuyas desviaciones estándar ( $s(x_i)$ ) se conocen, hay que usar la ley de propagación de varianzas (NIST, 1994), que se muestra en la Ecuación (9).

$$s_c^2(f) = \sum_{i=1}^N \left(\frac{\partial f}{\partial x_i}\right)^2 s^2(x_i) + 2 \sum_{i=1}^{N-1} \sum_{j=i+1}^N \frac{\partial f}{\partial x_i} \frac{\partial f}{\partial x_j} s(x_i, x_j) \quad (9)$$

y si las  $N$  mediciones directas son independientes entre sí, todos los términos de covarianza en la **Ecuación (9)**,  $s(x_i, x_j)$  son iguales a cero, y entonces se anula la doble suma en la misma ecuación. La varianza combinada queda como se muestra en la **Ecuación (10)**.

$$s_c^2(f) = \sum_{i=1}^N \left(\frac{\partial f}{\partial x_i}\right)^2 s^2(x_i) \quad (10)$$

De manera que, para determinar las incertidumbres de mediciones indirectas es necesario conocer una expresión algebraica, de preferencia explícita, de esa magnitud con respecto a las magnitudes que sí se pueden medir directamente.

Entonces, para poder determinar la desviación estándar de una molaridad que puede determinarse por una expresión como la de la **Ecuación (7)** hay que conocer las desviaciones estándar de la masa pesada del soluto, la de su masa molar y la del volumen de la disolución.

Por la forma de dar el valor de la masa del sulfato de sodio, a la décima de gramo, se puede pensar que la desviación estándar de la masa pesada del  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  es del orden de 0.1 g. La desviación estándar del volumen de la disolución, medida a la unidad del mililitro, debe ser del orden de 1 mL. Y aunque todavía muchos químicos consideran que las masas molares son propiedades sin incertidumbre, esto no es así.

Si se usan masas molares redondeadas a la unidad de  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  es prácticamente aceptar que su desviación estándar es del orden de  $1\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Es mejor idea determinar la masa molar de los compuestos a través de la tabla periódica recomendada por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) para los pesos atómicos relativos de los elementos (IUPAC, 2018).

Así, la masa molar del sulfato de sodio se determina con la ayuda de la **Ecuación (11)**.

$$\begin{aligned} MM_{\text{Na}_2\text{SO}_4} &= 2MM_{\text{Na}} + MM_{\text{S}} + 4MM_{\text{O}} = 2(22.990\text{ g/mol}) + (32.06\text{ g/mol}) + 4(15.999\text{ g/mol}) = \\ &= 142.036\text{ g/mol} \end{aligned} \quad (11)$$

Tomando las desviaciones estándar recomendadas de la tabla periódica de la IUPAC (2018) y aplicando la **Ecuación (10)** en la **Ecuación (11)**, se puede ver que las derivadas parciales de la masa molar de un compuesto con respecto a cada elemento que lo constituye son iguales al coeficiente estequiométrico correspondiente del elemento en el compuesto. Así la varianza combinada determinada para el sulfato de sodio es la que se muestra en la **Ecuación (12)**.

$$\begin{aligned} s_c^2(MM_{\text{Na}_2\text{SO}_4}) &= [2s(MM_{\text{Na}})]^2 + [1s(MM_{\text{S}})]^2 + [4s(MM_{\text{O}})]^2 = \\ &= [2(0.001\text{ g/mol})]^2 + [1(0.0085\text{ g/mol})]^2 + [4(0.0005\text{ g/mol})]^2 = \\ &= 4[(0.001\text{ g/mol})]^2 + 1[(0.0085\text{ g/mol})]^2 + 16[(0.0005\text{ g/mol})]^2 = \\ &= (8.025 \times 10^{-5})(\text{g/mol})^2 \end{aligned} \quad (12)$$

Y, por lo tanto, la desviación estándar combinada de la masa molar del sulfato de sodio queda entonces como se muestra en la **Ecuación (13)**

$$s_c(MM_{\text{Na}_2\text{SO}_4}) = \sqrt{(8.025 \times 10^{-5})}\text{g/mol} \approx 0.0089\text{g/mol} \quad (13)$$

Ahora bien, para obtener la desviación estándar de la molaridad de la disolución que se dice cómo se prepara en el Ejercicio Tipo 4.11 del libro de Brown y col. (2004), se debe comenzar por aplicar la **Ecuación (10)** a la **Ecuación (7)**, con lo que queda la **Ecuación (14)**.

$$s_c^2([Na_2SO_4]) = \left(\frac{\partial[Na_2SO_4]}{\partial m_{Na_2SO_4}}\right)^2 s^2(m_{Na_2SO_4}) + \left(\frac{\partial[Na_2SO_4]}{\partial V_{disoln}}\right)^2 s^2(V_{disoln}) + \left(\frac{\partial[Na_2SO_4]}{\partial MM_{Na_2SO_4}}\right)^2 s^2(MM_{Na_2SO_4}) \quad (14)$$

Desarrollando las derivadas parciales de la **Ecuación (14)** se tiene el conjunto de **Ecuaciones (15)**.

$$\frac{\partial[Na_2SO_4]}{\partial m_{Na_2SO_4}} = \frac{1}{V_{disoln}MM_{Na_2SO_4}}; \quad \frac{\partial[Na_2SO_4]}{\partial V_{disoln}} = \frac{-m_{Na_2SO_4}}{[V_{disoln}]^2MM_{Na_2SO_4}}; \quad \frac{\partial[Na_2SO_4]}{\partial MM_{Na_2SO_4}} = \frac{-m_{Na_2SO_4}}{V_{disoln}[MM_{Na_2SO_4}]^2} \quad (15)$$

Sustituyendo el conjunto de **Ecuaciones (15)** en la **Ecuación (14)** se llega a la **Ecuación (16)**

$$s_c^2([Na_2SO_4]) = \left[\frac{s(m_{Na_2SO_4})}{V_{disoln}MM_{Na_2SO_4}}\right]^2 + \left[\frac{-m_{Na_2SO_4}s(V_{disoln})}{[V_{disoln}]^2MM_{Na_2SO_4}}\right]^2 + \left[\frac{-m_{Na_2SO_4}s(MM_{Na_2SO_4})}{V_{disoln}[MM_{Na_2SO_4}]^2}\right]^2 \quad (16)$$

Multiplicando y dividiendo el primer sumando del miembro derecho en la **Ecuación (16)** por la masa del sulfato de sodio, y factorizando en ese miembro derecho la molaridad de la disolución de sulfato de sodio elevada al cuadrado, se obtiene la **Ecuación (17)**.

$$s_c^2([Na_2SO_4]) = [Na_2SO_4]^2 \left\{ \left[\frac{s(m_{Na_2SO_4})}{m_{Na_2SO_4}}\right]^2 + \left[\frac{s(V_{disoln})}{V_{disoln}}\right]^2 + \left[\frac{s(MM_{Na_2SO_4})}{MM_{Na_2SO_4}}\right]^2 \right\} \quad (17)$$

Si se divide la **Ecuación (17)** entre la molaridad de la disolución de sulfato de sodio al cuadrado se llega a la expresión que se muestra en la **Ecuación (18)**, que aparece en diferentes libros, como el de Miller & Miller (2012); sólo que en esas referencias no se deduce la expresión algebraica, como se ha hecho en el presente trabajo. En esas referencias sólo se presenta el resultado.

$$\left(\frac{s([Na_2SO_4])}{[Na_2SO_4]}\right)^2 = \left(\frac{s(m_{Na_2SO_4})}{m_{Na_2SO_4}}\right)^2 + \left(\frac{s(V_{disoln})}{V_{disoln}}\right)^2 + \left(\frac{s(MM_{Na_2SO_4})}{MM_{Na_2SO_4}}\right)^2 \quad (18)$$

La **Ecuación (18)** es más fácil de recordar si se dice que para una propiedad medida indirectamente como el producto o cociente de propiedades elevadas a la primera potencia, que se miden en forma directa, su desviación estándar relativa al cuadrado es igual a la suma de las desviaciones estándar relativas de las mediciones directas, elevadas al cuadrado.

Ahora bien, despejando la desviación estándar de la molaridad del sulfato de sodio a partir de la **Ecuación (17)** se llega a la **Ecuación (19)**.

$$\begin{aligned}
 s([Na_2SO_4]) &= [Na_2SO_4] \sqrt{\left(\frac{s(m_{Na_2SO_4})}{m_{Na_2SO_4}}\right)^2 + \left(\frac{s(V_{disoln})}{V_{disoln}}\right)^2 + \left(\frac{s(MM_{Na_2SO_4})}{MM_{Na_2SO_4}}\right)^2} = \\
 &\approx 1.3183 \text{ M} \sqrt{\left(\frac{0.1 \text{ g}}{23.4 \text{ g}}\right)^2 + \left(\frac{1 \text{ mL}}{125 \text{ mL}}\right)^2 + \left(\frac{0.0089 \text{ g/mol}}{142.036 \text{ g/mol}}\right)^2} = \\
 &\approx 1.3183 \text{ M} \sqrt{(0.0047)^2 + (0.0080)^2 + (0.000063)^2} \approx 0.0122 \text{ M} \quad (19)
 \end{aligned}$$

Con el resultado que se muestra en las **Ecuaciones (8) y (19)** se va a presentar el resultado considerando el redondeo con los convenios utilizados actualmente (Taylor y col., 1994). Esto implica redondear primero la incertidumbre –considerando el primer dígito diferente de cero de izquierda a derecha y el que le sigue redondeado– y redondear entonces el valor promedio o central de la medición hasta la misma cifra decimal al que se redondeó la incertidumbre. Entonces, el resultado de molaridad de la disolución preparada de sulfato de sodio es el que se muestra en la **Ecuación (20)**.

$$[Na_2SO_4] = (1.318 \pm 0.012) \text{ M} . \quad (20)$$

## Conclusiones

En este trabajo se ha recordado la terminología que el SI utiliza, relacionada con los cálculos químicos básicos que debemos dominar todos los profesionales de la Química. Inexplicablemente los químicos usamos poco la terminología de cantidad de sustancia para la más importante (para nosotros) de las siete magnitudes de base o fundamentales de ese sistema de unidades y medidas.

A pesar de la gran cantidad de inconsistencias mostradas en la resolución de un ejemplo típico del cálculo de la molaridad en la preparación de disoluciones por pesada directa, tanto el libro de Brown y col. (2004) como el desarrollado algebraicamente en este trabajo, los químicos usamos etiquetas que no forman parte del SI (esto es;  $V_{disoln}$ ,  $m_{Na_2SO_4}$ , etc.), pero sin el uso de esas etiquetas el cálculo sería más confuso. Ésta sí es una estrategia didáctica que debe reforzarse y seguirse usando.

Sin embargo, los químicos deberíamos esforzarnos más por enseñar a los jóvenes estudiantes de bachillerato y de licenciaturas de la química la terminología correcta del SI, porque el llamar a las cosas correctamente por su nombre forma una estructura mental adecuada para los conceptos más fundamentales de la química. En caso contrario, la formación de los conceptos es muy difícil, y probablemente imposible. Es por ello por lo que todos los químicos deberíamos insistir en que la magnitud y su unidad de medida son dos cosas diferentes y que deben ser referidas en forma clara y no controversial. Los docentes deberíamos ocuparnos no sólo porque los estudiantes de química “hagan bien los cálculos”, sino por ayudarlos a formar los conceptos, las estructuras mentales que les permitirán construir conocimientos y habilidades para plantear y resolver problemas.

También los químicos deberíamos ocuparnos en hacer formulaciones algebraicas para plantear los cálculos básicos de la química. Por un lado, las relaciones funcionales entre magnitudes llevan a

una comprensión más profunda en la descripción de los fenómenos y da un lenguaje natural para los modelos matemáticos que los químicos también debemos dominar. Esto permitirá plantear a los jóvenes químicos problemas más complicados conforme avancen en el desarrollo del conocimiento dentro de la profesión. Por otro lado, el tratamiento de las incertidumbres de mediciones indirectas requiere de la formulación algebraica, porque los cálculos basados en los factores de conversión no permiten dar respuesta directa al cálculo de esas incertidumbres.

## Referencias

Brown, T.L., LeMay, H. E. & Bursten, B.E. (2004). *Química: La ciencia Central*. (Quinta edición). México: Ed. Prentice-Hall Hispanoamerica S.A. 1152 Pp.

CEM (Centro Español de Metrología). (2019a). *El Sistema Internacional de Unidades*. (Novena edición. Edición en español). Madrid. CEM. 113 Pp. [En línea]. Disponible en: [https://www.cem.es/sites/default/files/30362\\_elsistemainternacionaldeunidades\\_web\\_0.pdf](https://www.cem.es/sites/default/files/30362_elsistemainternacionaldeunidades_web_0.pdf). Fecha de consulta: 24 de junio de 2021.

CEM (Centro Español de Metrología). (2019b). *Poster nuevo SI*. Madrid. CEM. [En línea]. <https://www.cem.es/sites/default/files/2021-01/Poster%20Nuevo-SI.pdf>. Fecha de consulta: 24 de junio de 2021.

Chang, R. & Goldsby, K.A. (2013). *Química*. (Undécima edición). México. Ed. McGraw Hill Education. 1172 Pp.

Gutiérrez-Avella, D.M. & Guardado-Pérez, J.A. (2010). Formas de expresar la composición química en el SI. *Educ. Quím.* 21:47-52.

IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). (2018). IUPAC Periodic Table of the Elements. USA. Ed. IUPAC. [En línea.] Disponible en: [https://iupac.org/wp-content/uploads/2018/12/IUPAC\\_Periodic\\_Table-01Dec18.jpg](https://iupac.org/wp-content/uploads/2018/12/IUPAC_Periodic_Table-01Dec18.jpg). Fecha de consulta: 25 de junio de 2021.

Kauffman, B.G. (1992) Quimifobia. *Educ. Quím.* 3:140-144.

Miller, J. N. & Miller, J. C. (2002). *Estadística y Quimiometría para Química Analítica*. (Cuarta Edición). Madrid. Ed. Prentice Hall. p. 37.

Taylor, B.N. & Kuyatt, Ch.E. (1994). NIST Technical Note 1297. USA. Ed. National Institute of Standards and Technology. [En línea.] Disponible en: <https://nvlpubs.nist.gov/nistpubs/Legacy/TN/nbstechnicalnote1297.pdf>. Fecha de consulta: 25 de junio de 2021.

Wikipedia. 2021. Plantilla:Prefijos del Sistema Internacional. [En línea.] Disponible en: [https://es.wikipedia.org/wiki/Plantilla:Prefijos\\_del\\_Sistema\\_Internacional](https://es.wikipedia.org/wiki/Plantilla:Prefijos_del_Sistema_Internacional) . Fecha de consulta: 25 de junio de 2021.