



Ciencia Latina Revista Científica Multidisciplinar, Ciudad de México, México.
ISSN 2707-2207 / ISSN 2707-2215 (en línea), marzo-abril 2026,
Volumen 10, Número 2.

https://doi.org/10.37811/cl_rcm.v10i2

ESTEQUIOMETRÍA, ENSEÑADA CON ANALOGÍAS ¿SE PUEDE?

**STOICHIOMETRY, TAUGHT WITH ANALOGIES. IS IT
POSSIBLE?**

Víctor Alan Alcántara Mejía
UNAM – México

Rodrigo Anibal Mateos Nava
UNAM – México

Juan José Rodríguez Mercado
UNAM – México

Lucila Álvarez Barrera
UNAM - México

Estequiometría, enseñada con analogías ¿Se puede?

Víctor Alan Alcántara Mejía¹

vic10@comunidad.unam.mx

<https://orcid.org/0009-0001-3875-0558>

Unidad de Investigación en Genética y
Toxicología Ambiental
Unidad Multidisciplinaria de Investigación
Experimental (UMIE-Z)
Facultad de Estudios Superiores-Zaragoza,
Campus II, UNAM
Ciudad de México, México

Rodrigo Anibal Mateos Nava

a_mateos_n@yahoo.com.mx

<https://orcid.org/0000-0001-5256-4391>

Unidad de Investigación en Genética y
Toxicología Ambiental
Unidad Multidisciplinaria de Investigación
Experimental (UMIE-Z)
Facultad de Estudios Superiores-Zaragoza,
Campus II, UNAM
Ciudad de México, México

Juan José Rodríguez Mercado

juserom@unam.mx

<https://orcid.org/0000-0002-3217-5839>

Universidad Nacional Unidad de Investigación
en Genética y Toxicología Ambiental
Unidad Multidisciplinaria de Investigación
Experimental (UMIE-Z)
Facultad de Estudios Superiores-Zaragoza
Campus II, UNAM
Ciudad de México, México

Lucila Álvarez Barrera

alvarezbarrerelucila@gmail.com

<https://orcid.org/0000-0002-7301-0707>

Universidad Nacional Unidad de Investigación
en Genética y Toxicología Ambiental
Unidad Multidisciplinaria de Investigación
Experimental (UMIE-Z)
Facultad de Estudios Superiores-Zaragoza,
Campus II, UNAM
Ciudad de México, México

RESUMEN

La enseñanza de la química requiere un equilibrio entre la comprensión conceptual y la aplicación práctica. En este contexto, la estequiometría representa un eje fundamental para comprender las proporciones en las reacciones químicas, aunque su aprendizaje suele presentar dificultades derivadas de la memorización de procedimientos. El presente trabajo propone una estrategia didáctica centrada en el uso de analogías cotidianas para fortalecer el razonamiento químico y favorecer la comprensión de conceptos como el mol, los reactivos limitantes, el rendimiento teórico y la concentración molar. A través de ejemplos como recetas culinarias o conversiones de divisas, se busca traducir los cálculos estequiométricos a situaciones familiares, facilitando su asimilación. Asimismo, se plantea la práctica experimental del sulfato de cobre pentahidratado y el uso de simuladores digitales (PhET Interactive Simulations) que permiten visualizar las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos. Esta propuesta contribuye a vincular la teoría con la práctica, promoviendo el aprendizaje significativo y la interpretación de resultados más allá de la memorización. Además, fomenta la reflexión docente sobre la necesidad de renovar los métodos de enseñanza y adaptarlos a las nuevas generaciones. Se pretende no solo mejorar la comprensión de los principios estequiométricos, sino también reducir los índices de reprobación en las asignaturas de química, fortaleciendo las bases para el desarrollo científico en el ámbito biológico y de la salud.

Palabras clave: educación superior; química inorgánica; enseñanza; reactivo limitante, porcentaje de rendimiento

¹ Autor principal

Correspondencia: juserom@unam.mx

Stoichiometry, taught with analogies. Is it possible?

ABSTRACT

Teaching chemistry requires a balance between conceptual understanding and practical application. In this context, stoichiometry serves as a cornerstone for grasping the quantitative relationships in chemical reactions, although its learning process often poses challenges due to the reliance on memorizing procedures. This study proposes a didactic strategy centered on the use of everyday analogies to strengthen chemical reasoning and enhance comprehension of concepts such as the mole, limiting reactants, theoretical yield, and molar concentration. Through examples such as cooking recipes or currency conversions, stoichiometric calculations are translated into familiar contexts to facilitate understanding. Additionally, the experimental practice involving copper(II) sulfate pentahydrate and the use of digital simulators (PhET Interactive Simulations) are suggested to visualize the quantitative relationships between reactants and products. This proposal aims to bridge theory and practice, fostering meaningful learning and the interpretation of results beyond rote memorization. Furthermore, it encourages educators to reflect on the need to renew teaching methodologies and adapt them to new generations. The goal is not only to improve the understanding of stoichiometric principles but also to reduce failure rates in chemistry courses, thereby strengthening the foundations for scientific development in the biological and health sciences fields.

Keywords: higher education, inorganic chemistry, teaching, limiting reactant, percent yield

Artículo recibido 26 febrero 2026

Aceptado para publicación: 26 marzo 2026



INTRODUCCIÓN

En la enseñanza de la química es fundamental lograr un equilibrio entre la comprensión conceptual y la aplicación práctica de los conocimientos. Un ejemplo claro de ello es la estequiometría, término que proviene de las palabras griegas στοιχειον (stoicheion, “elemento”) y μετρον (metrón, “medida”) (Puppo et al. 2017). Este concepto se ha definido como el estudio de los cambios en las masas durante las reacciones químicas (Sienko y Plane, 1961), se reconoce como la ciencia que cuantifica las proporciones de los elementos involucrados y los cálculos de las cantidades de reactivos y productos que intervienen en un proceso químico (Puppo et al. 2017; Chamizo, 2018), según el Diccionario de la Real Academia Española (REA, 2025) es la relación numérica entre las masas de los elementos que forman una sustancia.

Este concepto se emplea en la vida cotidiana o el laboratorio y resulta muy atractivo para muchos alumnos de educación media superior y superior. Sin embargo, para algunos se vuelve un desafío, especialmente al manejar conceptos como los moles, la masa molar y los coeficientes estequiométricos. La resolución de cálculos complejos puede ser complicado, en especial si se intenta memorizar los procedimientos paso a paso en lugar de analizar su significado (Hand et al. 2007; Raviolo y Lerzo, 2018).

En la teoría, las ecuaciones químicas ajustadas indican, a través de los coeficientes que preceden a cada compuesto, la cantidad de partículas (átomos, iones o moléculas) y, por lo tanto, los moles de cada sustancia necesarios para que la reacción se lleve a cabo. En cambio, en el laboratorio, la cantidad de reactivos utilizada se determina mediante la medición de masas (mg, g, kg) o volúmenes (μL , mL, L), lo que hace necesario realizar conversiones de mol a masa para calcular con precisión las cantidades adecuadas de cada reactivo, sin olvidar que algunas sustancias son acuosas y se necesitan expresar en molaridad (Gutiérrez y Gallastegui, 2025).

La enseñanza de la estequiometría en química enfrenta desafíos relacionados con la aplicación de conceptos matemáticos y la abstracción de modelos. Por ello, su enseñanza mediante analogías favorece la interpretación y resolución de problemas, además de incrementar la motivación hacia el aprendizaje de la química (Palencia-Pérez y Trujillo-González, 2023; da Silva y Paula, 2024) incluso implementando juegos en aulas virtuales (De Gracia et al. 2021; Solano et al. 2022; Pacheco-Anchundia y Arroyo-Vera,



2022; Campoverde-Llamuca et al. 2025). Cabe señalar que la química, pese a su relevancia en carreras de ciencias biológicas y de la salud, se distingue por presentar elevados índices de reprobación en distintas licenciaturas (Del Pino et al. 2008; Iñiguez-Monroy et al. 2017; UAA, 2025). En respuesta a esta situación, la FES Zaragoza ha implementado diversas estrategias para reducir el número de alumnos reprobados (Mendoza Núñez, 2017; Carrera de Biología, 2020, 2022; Hernández-Abad, 2024). No obstante, estas acciones tienden a mitigar el problema más que a prevenirlo. En este sentido, el presente trabajo propone aportar una alternativa centrada en el fortalecimiento del razonamiento químico desde el aula mediante analogías y evitando caer en errores de la enseñanza tradicional (Ordaz y Britt, 2018). El objetivo es proponer estrategias didácticas que permitan desarrollar el tema de estequiometría de manera clara y accesible, abordando la ley de proporciones múltiples y definidas, la ley de conservación de la materia, el mol, el peso molecular, los reactivos limitantes y en exceso, el rendimiento porcentual y la concentración molar. Se busca facilitar su comprensión, mediante el empleo de analogías y enfoques de aprendizaje significativo que favorezcan la asimilación práctica de estos principios.

Empleo de analogías en la química

En la enseñanza, los conceptos y definiciones suelen memorizarse sin necesariamente aplicarse, lo cual se aleja del aprendizaje significativo. No obstante, cuando se emplean analogías que vinculan la teoría con situaciones cotidianas, los estudiantes logran una comprensión más profunda del tema al trasladar los conceptos químicos fuera del aula. Este enfoque puede fortalecerse mediante estrategias como el aprendizaje basado en problemas, proyectos o el sistema modular, donde las analogías funcionan como un puente entre el conocimiento teórico y la experiencia diaria, favoreciendo el razonamiento y la autonomía del alumno (Martínez, 2024; Pazos-Yerovi et al. 2024; Campoverde-Llamuca et al. 2025).

Es fundamental recordar y definir términos: la ecuación química es la representación simbólica de una reacción a través de fórmulas químicas. Está compuesta por reactivos (los “ingredientes” de la reacción) y productos (las sustancias resultantes) (Ebbing y Gammon, 2016). Esta ecuación sirve como guía o referencia y debe estar correctamente balanceada, lo que se logra ajustando los coeficientes que preceden a cada fórmula mediante los distintos métodos de balanceo estequiométrico.

Además, la ley de acción de masas establece que la velocidad de una reacción química es proporcional al producto de las concentraciones molares de los reactivos, cada una elevada a una potencia igual a su



coeficiente estequiométrico (Chang, 2021). Esto significa que las proporciones en la ecuación no solo representan una relación cuantitativa, sino que también determinan cómo avanza la reacción hacia el equilibrio. Siguiendo la analogía para preparar pan, los ingredientes principales “harina, huevos y azúcar” representan los reactivos que se combinan para formar el producto final (pan). La ecuación química sería la receta, porque indica qué ingredientes se necesitan y en qué cantidades para obtener el resultado esperado, y la ley de acción de masas explicaría cómo la cantidad de cada ingrediente influye en la velocidad y el equilibrio del proceso.

Joseph Proust formuló la ley de las proporciones definidas, la cual establece que distintas muestras del mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos en la igual proporción de masa (Chang, 2021), es lo equivalente a preparar una limonada que sigue la receta precisa; se emplea 1 litro de agua, 4 limones y 100 gramos (g) de azúcar. No tiene importancia donde se elabora la limonada, en casa u otro sitio, siempre se conserva la misma cantidad de ingredientes para preservar su sabor. Así se aplica a los compuestos, su composición siempre es idéntica.

Posteriormente, John Dalton amplió este concepto con la ley de las proporciones múltiples, señala que dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, la masa de uno de ellos, al combinarse con una cantidad fija del otro, mantiene una relación de números enteros pequeños (Chang, 2021). Suponga que se preparan hamburguesas, normalmente se hace con dos panes y una carne, de esta manera se obtiene una hamburguesa sencilla, por otra parte, dos panes y dos carnes, entonces se haría una hamburguesa doble. Como se observa la cantidad de pan es fija, pero la carne puede variar en números enteros (una o dos piezas). En química, los elementos se combinan de manera similar, en proporciones específicas y sin valores intermedios. Lo cual nos lleva a la formación de cierta cantidad de productos tomando en cuenta lo antes señalado

Estas leyes son fundamentales dentro de la estequiometría, ya que permiten comprender cómo las sustancias reaccionan en proporciones determinadas. Gracias a ellas, es posible calcular con precisión la cantidad y concentración de los reactivos y productos involucrados en la reacción, lo cual resulta esencial en el trabajo de laboratorio; estos conceptos están relacionados con la Ley de la conservación de la materia descrita por Antoine Laurent Lavoisier en su libro Tratado elemental de química en 1789 que dice “en cualquier cambio de estado, la masa total se conserva” o “la materia no se crea ni se destruye



solo se transforma” (Bascuñán, 2008).

Retomando la definición de estequiometría, es la forma de medir o calcular la cantidad de materia en su forma elemento o compuesto, que interviene en un proceso químico de transformación (Maya, 2002) siendo, el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química (Chang, 2021), propiamente aborda las relaciones cuantitativas de la química sobre la base cualitativa, conceptual (Raviolo y Lerzo, 2016).

En este contexto, se utiliza la siguiente analogía. La estequiometría es similar a convertir la cantidad de dólares a pesos. Para ello, es fundamental conocer el tipo de cambio. Por ejemplo, en una casa de cambio de divisas se indica que 1 dólar equivale a 20 pesos, podemos representar esta relación de la siguiente manera:

1 dólar → 20 pesos

El conocer a cuántos pesos equivalen 7 dólares, basta con realizar la conversión o la regla de tres:

1 dólar → 20 pesos

7 dólar → X

$$7 \text{ dolares } \frac{20 \text{ pesos}}{1 \text{ dolar}} = X$$

X= 140 pesos

Con este ejemplo es importante resaltar que en cualquier conversión necesitamos la guía o referencia, que es la ecuación balanceada.

Es importante destacar que los coeficientes, "1" para el dólar o "20" para su equivalente en pesos, representan los moles. Este concepto es parte del Sistema Internacional de Unidades que determina la cantidad de materia y tiene tres equivalencias principales (Ebbing y Gammon, 2016):

- i. Masa molar. El mol de cualquier sustancia equivale a su masa molecular (si se trata de moléculas) o masa fórmula (si son compuestos iónicos), se expresa en gramos y se obtiene sumando la masa de cada uno de sus elementos, por ejemplo, si tuviéramos una docena de manzanas, cada manzana pesa 150 g por lo tanto la docena pesará 1 800 g, de la misma manera, al conocer la masa de un átomo o molécula, podemos calcular la masa de un mol de esa sustancia.
- ii. Número de Avogadro. El mol de cualquier sustancia contiene 6.02×10^{23} partículas (átomos,



moléculas o iones) este es un valor fijo. Es decir, la docena siempre tiene 12 objetos, sin importar si hablamos de huevos, lápices o sillas.

- iii. Volumen molar de un gas ideal. El mol de un gas ideal, en condiciones estándar de temperatura y presión (0 °C y 1 atm), ocupa 22.4 L. Si tienes globos inflados con distintos gases y todos están bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, cada globo con 1 mol de gas ocupará el mismo volumen de 22.4 L, tal como una maleta con ropa diferente puede ocupar el espacio en el avión si tiene el mismo tamaño.

Con lo anterior se pueden predecir los productos a partir de los reactivos, por ejemplo, cuando se preparan galletas, siguen la receta, según la siguiente ecuación balanceada:

1 taza de azúcar + 1 taza de mantequilla + 1 taza de harina → 6 galletas

Por lo tanto, si se tienen 3 moles de cada reactivo (3 tazas de cada ingrediente) se predice cuántas galletas se obtendrán:

$$\begin{aligned} 1 \text{ taza de azúcar} &\rightarrow 6 \text{ galletas} \\ 3 \text{ taza de azúcar} &\rightarrow X \\ 3 \text{ taza de azúcar} \frac{6 \text{ galletas}}{1 \text{ taza de azúcar}} &= X \\ X &= 18 \text{ galletas} \end{aligned}$$

No importa si el cálculo se hace con 3 tazas de mantequilla o 3 tazas de harina, siempre se obtendrán 18 galletas porque la receta indica que se necesita 1 mol de cada reactivo. Sin embargo, ¿qué pasa si no hay exactamente 1 mol de cada reactivo? Lo mismo ocurre en las reacciones, generalmente no están presentes en las cantidades estequiométricas exactas, es decir, en las proporciones que indica la ecuación balanceada (Chang, 2021).

Si se hornean panqués, emplear demasiada harina o pocos huevos, no se obtendrá el resultado esperado, similar a lo que ocurre en la reacción química, los reactivos deben combinarse en proporciones exactas según la ecuación balanceada:

2 tazas de harina + 3 huevos + 1 taza de leche → 6 panqués + 1 charola sucia

Si tengo 6 tazas de harina, 6 huevos y 6 tazas de leche, ¿cuántos panqués podré hornear según la ecuación anterior? Para resolver este problema, es el momento de definir que es reactivo limitante, reactivo en



exceso y rendimiento teórico.

El reactivo que se consume primero en la reacción se denomina reactivo limitante, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad original de este reactivo. Una vez consumido ya no se puede formar más producto. Los reactivos en exceso son aquellos que están presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la del reactivo limitante (Chang, 2021) suponiendo que en una fiesta dan de comer tacos a los invitados, pero solo quedan:

- 10 tortillas
- 25 porciones de carne

¿Cuál es el reactivo limitante? las 10 tortillas serían el reactivo limitante porque, aunque tienes 25 porciones de carne, solo puedes hacer 10 tacos (1 por cada tortilla disponible). Al acabarse las tortillas, no se podrán hacer más tacos, aunque te quede carne. Las 25 porciones de carne son el reactivo en exceso, ya que tienes más carne de la necesaria para las 10 tortillas. Aunque te sobre carne, no puedes hacer más tacos sin más tortillas.

Retomando el ejemplo previo, se tiene que identificar el reactivo limitante:

2 tazas de harina + 3 huevos + 1 taza de leche → 6 panqués + 1 charola sucia

El problema dice que hay 6 moles de cada reactivo y el primer paso es “suponer que los tres son el reactivo limitante”, hasta conocer cual, sí lo es, mediante las siguientes operaciones:

Si el reactivo limitante es la harina se necesita:

$$6 \text{ taza de harina} \frac{3 \text{ huevos}}{2 \text{ taza de harina}}$$

X = 9 huevos

$$6 \text{ taza de harina} \frac{1 \text{ taza de leche}}{2 \text{ taza de harina}}$$

X = 3 taza de leche

El problema dice que hay 6 tazas de harina, 6 huevos y 6 tazas de leche. Para que la harina sea el reactivo limitante, se necesitan 9 huevos, pero solo se tienen 6 huevos, no alcanzan para usar toda la harina. Esto significa que la harina no se acabará.

Si el reactivo limitante es el huevo se necesita: $6 \text{ huevos} \frac{2 \text{ tazas de harina}}{3 \text{ huevos}}$



X = 4 tazas de harina

$$6 \text{ huevos } \frac{1 \text{ taza de leche}}{3 \text{ huevos}}$$

X = 2 tazas de leche

En este ejemplo, el huevo podría ser el reactivo limitante, ya que para la receta se requiere 4 tazas de harina y 2 tazas de leche. En los ingredientes disponibles se cuenta con: 6 tazas de harina y 6 tazas de leche. Esto significa que, al consumirse los huevos, sobrarían 2 tazas de harina y 4 tazas de leche.

Si el reactivo limitante es la taza de leche se necesita:

$$6 \text{ tazas de leche } \left(\frac{2 \text{ tazas de harina}}{1 \text{ taza de leche}} \right)$$

X = 12 tazas de harina

$$6 \text{ tazas de leche } \left(\frac{3 \text{ huevos}}{1 \text{ taza de leche}} \right)$$

X = 18 huevos

Definitivamente, las tazas de leche no son el reactivo limitante, ya que requiere 12 tazas de harina y 18 huevos para reaccionar con las 6 tazas de leche. Sin embargo, solo se cuenta con 6 tazas de harina y 6 huevos, lo que significa que los ingredientes no son suficientes para que la leche sea el reactivo limitante. Dado que el reactivo limitante es el huevo, se puede calcular el rendimiento teórico, que se refiere a la cantidad de uno o ambos productos obtenidos. En este caso, ¿cuántos panques se hacen a partir de 6 huevos?

2 tazas de harina + 3 huevos + 1 taza de leche → 6 panqués + 1 charola sucia

$$6 \text{ huevos } \left(\frac{6 \text{ panqués}}{3 \text{ huevos}} \right)$$

X = 12 panqués

Ahora el siguiente problema (Ebbing y Gammon, 2016):

Suponga que supervisa el ensamblaje de automóviles y tiene en inventario 300 volantes y 900 neumáticos, con exceso de otros componentes. La ecuación balanceada para el ensamblaje es:

1 volante + 4 neumáticos + otros componentes → 1 automóvil

¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuál es el reactivo en exceso? ¿Cuál es el rendimiento teórico en



automóviles?

El reactivo limitante son los neumáticos:

$$900 \text{ neumáticos} \frac{1 \text{ volante}}{4 \text{ neumáticos}} = X$$

$$X = 225 \text{ volantes}$$

El reactivo en exceso son los volantes, solo se emplearon 225 y sobraron 75.

El rendimiento teórico de automóviles es:

$$900 \text{ neumáticos} \frac{1 \text{ automóviles}}{4 \text{ neumáticos}} = X$$

$$X = 225 \text{ automóviles}$$

Pero, si algunos volantes y neumáticos estaban defectuosos y solo se armaron 199 automóviles, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento (%R)?

Para lo esto, se emplea la siguiente fórmula:

$$\%R = ((\text{Rendimiento Real})/(\text{Rendimiento teórico})) \times 100$$

Después de sustituir los valores queda:

$$\%R = \left(\frac{199 \text{ automóviles}}{225 \text{ automóviles}} \right) \times 100$$

$$R\% = 88.4$$

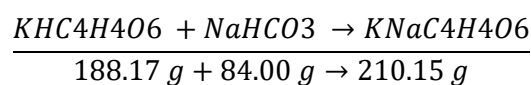
La reacción involucra en el polvo para hornear (una mezcla de cremor tártaro y bicarbonato de sodio) es la siguiente:



Cremor + Bicarbonato → Tártaro de sodio + Agua + Dióxido de carbono

La receta indica que se añade dos cucharaditas (4.2 g) de cremor y 9.4 g de bicarbonato. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuánto obtendré de Tártaro?

Como las unidades del problema están en gramos serán las mismas que se utilizan como referencia, este es el primer paso:



Segundo paso, suponer que ambos son reactivo limitante para conocer cuál de los reactivos se terminaría en su totalidad.



Suponiendo que el cremor es el limitante, 188.17 g deben reaccionar en su totalidad con 84 g, por lo tanto, 4.2 g de cremor necesitan:

$$4.2 \text{ g} \left(\frac{84.00 \text{ g}}{188.17 \text{ g}} \right)$$

$$X = 1.87 \text{ g de bicarbonato}$$

Suponiendo que el bicarbonato es el limitante, 84 g deben reaccionar en su totalidad con 188.17 g cremor, por lo tanto, 9.4 g de bicarbonato necesitan:

$$9.4 \text{ g} \left(\frac{188.17 \text{ g}}{84.00 \text{ g}} \right)$$

$$X = 21.05 \text{ g}$$

Después de realizar los cálculos para ambos reactivos, debemos recordar que solo contamos con 4.2 g de cremor tártaro y 9.4 g de bicarbonato de sodio. En la primera operación, si el cremor se consume por completo, requeriría 1.87 g de bicarbonato para reaccionar. ¿Podemos obtener esa cantidad de los 9.4 g disponibles? Sí, por lo tanto, el cremor tártaro es el reactivo limitante. Ahora analicemos la segunda ecuación: si el bicarbonato se consumiera totalmente, necesitaríamos 21.05 g de cremor. ¿Es posible? No, ya que el problema indica que solo disponemos de 4.2 g.

Al tener el reactivo limitante identificado, sigue calcular el rendimiento del tártaro (producto esperado) con la siguiente fórmula:

$$4.2 \text{ g} \left(\frac{210.15 \text{ g}}{188.17 \text{ g}} \right)$$

$$X = 4.69 \text{ g de tártaro}$$

Para temas más aplicables a la práctica de laboratorio, abordaremos la concentración molar o molaridad, que se define como la cantidad de moles de soluto disueltos en un litro de disolución:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{No de moles}}{\text{Litros de disolución}}$$

Si se coloca una muestra de nitrato de sodio (NaNO_3) que pesa 0.38 g y posteriormente se afora en un matraz volumétrico de 50 mL (Ebbing y Gammon, 2016), ¿cuál es la molaridad de la disolución resultante?

Lo más sencillo es identificar dónde se deben colocar los datos del problema. Por ejemplo, la disolución



es la mezcla del soluto y el disolvente, que se realiza en el matraz de 50 mL, lo que significa que este dato será el divisor. Sin embargo, las unidades no son las mismas, por lo que es necesario convertir los mL a L.

$$50 \text{ mL} \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = X$$

$$X = 0.05 \text{ L}$$

El otro dato del problema fueron los 0.38 g de NaNO_3 esto debe colocarse en ¿molaridad o número de moles?, mencionamos previamente, que los moles se pueden convertir a gramos, por lo que este valor es el dividendo, teniendo en cuenta que el peso molecular del NaNO_3 es de 84.99 g por mol entonces se tiene que:

$$0.38 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{84.99 \text{ g}} = X$$

$$X = 0.00447 \text{ mol}$$

La fórmula quedaría de la siguiente manera:

$$\text{Molaridad} = \frac{0.00447 \text{ mol}}{0.05 \text{ L}}$$

$$X = 0.0894 \text{ molar (M)}$$

Ahora se puede calcular la cantidad de soluto presente en una solución acuosa o determinar cuánto se requiere para preparar una reacción específica. En algunos casos, como los ácidos, es necesario considerar además la densidad y la pureza del reactivo para obtener un cálculo preciso.

Dentro de las practicas comunes en los laboratorios se encuentran las relaciones sucesivas para obtener sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) donde se aplica la estequiometría y el reactivo limitante.

Reacciones sucesivas:

1. $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{CuCO}_3 + 2 \text{NaNO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{CuCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
4. $\text{CuSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Dependiendo de los objetivos de cada institución, la práctica puede variar; sin embargo, normalmente se busca que el cobre (Cu) actúe como reactivo limitante y, a través de una serie de reacciones sucesivas,



se obtenga $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Tomando como referencia que 1 mol de Cu equivale a 63.54 g y 1 mol de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ a 187.55 g, si en la práctica se emplean 0.5 g de Cu, el rendimiento teórico de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ será 1.47 g.

En la segunda reacción, el $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ produce 1 mol de CuCO_3 (123.55 g); no obstante, al partir de 1.47 g de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, el producto esperado es 0.96 g. Dicha cantidad se utiliza como reactivo en la tercera reacción, donde el CuCO_3 origina 1 mol de CuSO_4 (159.60 g), pero ajustando las cantidades se espera 1.24 g.

Finalmente, al hidratarse el CuSO_4 , se forma $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (249.68 g/mol), por lo que el rendimiento teórico es de 1.93 g. En este compuesto, el cobre representa el 25.46 % de la masa total, es decir, 0.4913 g de Cu, una diferencia mínima respecto a los 0.5 g iniciales, atribuible al redondeo de decimales y no a pérdida de material.

Este resultado confirma las leyes de conservación de la materia y proporciones definidas, ya que la masa inicial y final del cobre son prácticamente equivalentes. Además, se recomienda emplear un 10 % de exceso en los reactivos complementarios, con el fin de asegurar que el Cu, como reactivo limitante, reaccione completamente y minimizar pérdidas en cada etapa.

Laboratorios digitales

Para la práctica docente, se recomienda utilizar el simulador PhET Interactive Simulations, una herramienta gratuita que permite reforzar la teoría mediante recursos digitales interactivos. Su uso dentro de las aulas virtuales, implementadas por varios profesores desde la pandemia, favorece la comprensión de temas complejos a través de analogías, como el reactivo limitante, e incluso de otros conceptos que no se abordan en este artículo, como la formación de los átomos (Campoverde-Llamuca et al. 2025).

PhET Interactive Simulations

https://phet.colorado.edu/sims/html/reactants-products-and-leftovers/latest/reactants-products-and-leftovers_all.html

El empleo de la plataforma “PhET Interactive Simulations” permite explorar de manera interactiva los conceptos de reactivo limitante y reactivo en exceso (Figura 1 y 2).

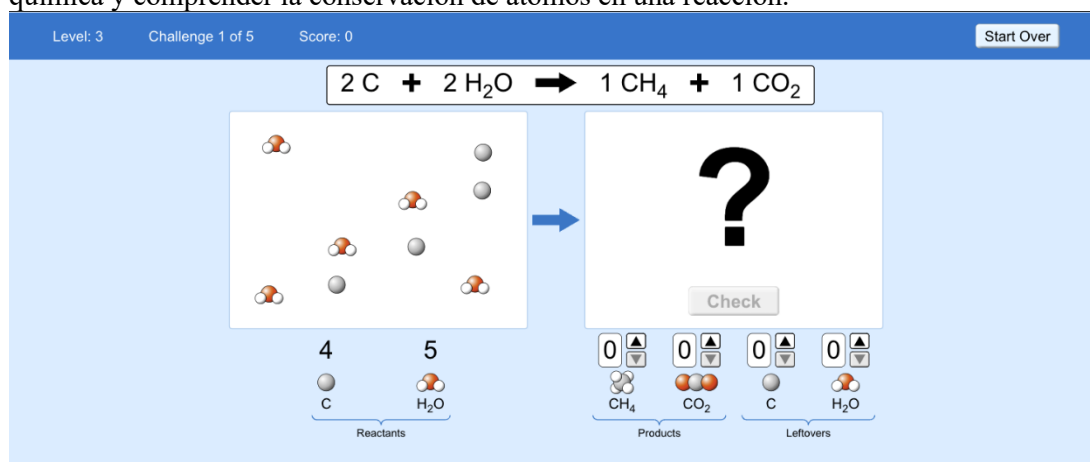


Ilustraciones, tablas, figuras

Figura 1. Simulación de “PhET Interactive Simulations” que representa una reacción química en términos de sándwiches de queso. Se ilustra el concepto de relaciones estequiométricas mediante la combinación de rebanadas de pan y queso para formar un sándwich, enfatizando la conservación de la materia en una reacción química.



Figura 2. Simulación de “PhET Interactive Simulations” sobre ecuaciones químicas balanceadas. Se muestra la reacción entre carbono y agua para formar metano (CH_4) y dióxido de carbono (CO_2), permitiendo a los usuarios ajustar las cantidades de reactivos y productos para equilibrar la ecuación química y comprender la conservación de átomos en una reacción.



CONCLUSIONES

El estudio de la estequiometría permite entender la relación entre las cantidades de reactivos y productos en las reacciones químicas, facilitando el diseño de experimentos, asimismo la optimización de procesos. Su enseñanza mediante estrategias activas y prácticas experimentales mejora la comprensión de los conceptos y su aplicación en contextos reales. La formación de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ es el ejemplo concreto que vincula los cálculos estequiométricos con la experimentación en el laboratorio.

Cabe resaltar que, durante la práctica, los alumnos suelen asumir que obtendrán el rendimiento teórico

del CuSO_4 con 100 % de eficiencia. Al no lograrlo, creen que cometieron un error en la práctica, en los cálculos o en la ejecución del experimento. Sin embargo, muchas veces esto se debe a que priorizan la memorización sobre el razonamiento.

¿Por qué ocurre esto? Durante la interpretación de la ecuación química, los alumnos tienden a hacer reaccionar las cantidades exactas indicadas, es decir, si la ecuación establece que 1 mol debe reaccionar con 2 moles para formar 2 moles de producto, siguen esta proporción de manera rígida. No consideran que, en la práctica, el cobre es el reactivo limitante, lo que implica que su masa debe ser medida con precisión y que, a menudo, es necesario utilizar exceso del ácido u otro reactivo para asegurar que la reacción se lleve a cabo completamente.

En otras palabras, las sustancias deben estar disponibles en el medio de la reacción en cantidades adecuadas para facilitar la conversión completa del reactivo limitante. Además, la reacción implica una serie de etapas y no siempre ocurre con eficiencia del 100 %. La pérdida de producto en cada etapa explica por qué el rendimiento obtenido es menor al esperado. Para comprenderlo mejor, los alumnos pueden calcular el rendimiento porcentual dividiendo la cantidad real obtenida entre la cantidad teórica esperada. Es aquí donde deben aplicar el razonamiento e interpretación de resultados.

Finalmente, esta propuesta busca renovar ciertas prácticas docentes, reconociendo que, al igual que los alumnos cambian con cada generación, los métodos de enseñanza también deben adaptarse. Si los profesores de asignaturas de semestres avanzados detectan que los estudiantes presentan dificultades para comprender o aplicar los conceptos aprendidos en los primeros cursos de química, es necesario replantear las estrategias empleadas para evitar repetir los mismos problemas. Aunque no todo recae en la responsabilidad del docente, es nuestro deber reflexionar y ajustar nuestras prácticas para asegurar que los conocimientos adquiridos perduren y sean verdaderamente útiles en etapas posteriores de la formación profesional.



REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Bascuñán Blaset, A. (2008). Antoine Laurent Lavoisier: El revolucionario. *Educación química*, (19):226-233. Doi: <https://doi.org/10.22201/fq.18708404e.2008.3.25836>.
- Campoverde-Llamuca, D.D., Rodrigo-Yaguana, Y.E., & Vera-Mosquera, J.F. (2025). Impacto de la herramienta digital Moodle en el proceso enseñanza aprendizaje en los estudiantes de 1ro de Bachillerato en la asignatura de Química. *MQRInvestigar*, 9:e687. Doi: <https://doi.org/10.56048/MQR20225.9.2.2025.e687>.
- Carrera de biología. Bienvenidos generación 2021. [consultado 12 Nov 2025]. Disponible en: <https://www.zaragoza.unam.mx/bienvenida-primer-ingreso/wp-content/uploads/2020/09/Plan-de-estudios.pdf>.
- Carrera de biología. Acta de sesión extraordinaria fesz-cac-b/22/07/28-se celebrada el 28 de julio de 2022. [consultado 12 Nov 2025]. Disponible en: https://www.zaragoza.unam.mx/wp-content/2023/Cuerpos_Colegiados/CAC/Biologia/actas/EXT_CAC_28_jul_2022.pdf#:~:text=Inducci%C3%B3n%20Sobre%20Principios%20B%C3%A1sicos%20de%20las%20Ciencias,ya%20enfocado%20al%20manejo%20de%20reactivos%2C%20equipos.
- Chamizo, J.A. (2018). *Química general*. Una aproximación histórica. Universidad Nacional Autónoma de México. p 54-60.
- Chang, R. (2021). *Química*. McGraw-Hill. p 1145.
- da Silva Ferry, A. & Paula de Assis, L. (2024). Análisis Estructural de una Analogía para la Enseñanza de la Estequiometría Química: posibilidades y limitaciones. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*. (21):1202. Doi: 10.25267/Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2024.v21.i1.1202.
- Ebbing, D.D. (2016). Gammon SD. *Química General*. Thomson Paraninfo. p 71-120.
- De Gracia, E., Pinto, A., Sáez, A., & Sierra, H.M. (2021). La gamificación como estrategia mediadora del proceso de enseñanza y aprendizaje. *Revista Semilla Científica*. (2):320–328. Doi: <https://revistas.umecit.edu.pa/index.php/sc/article/view/1052>.



- Del Pino, J.C., & Cachapuz António, F. (2008). En busca del perfeccionamiento de una asignatura de introducción a la química en la enseñanza universitaria. *Educación química*. (19):332-337. Doi: <https://doi.org/10.22201/fq.18708404e.2008.4.25858>.
- Gutiérrez, J., & Gallastegui, G. (2025). Fundamentos químicos de la ingeniería: prácticas de laboratorio. *McGraw Hill*. p 133-135.
- Hand, B., Yang, O.E.M., & Bruxvoort, C. (2007). Using writing-to-learn science strategies to improve year 11 students' understandings of stoichiometry. *International Journal of Science and Mathematics Education*. (5):125-143. Doi: <https://doi.org/10.1007/s10763-005-9028-1>.
- Hernández-Abad, V.J. El segundo informe de la gestión 2022-2026 de la FES Zaragoza. [consultado 24 Oct 2025]. Disponible en: https://www.zaragoza.unam.mx/wp-content/Portal2015/InformesGestion/archivos_gestion/2do_Informe_Gestion_2022-2026.pdf.
- Iñiguez-Monroy, C.G., Aguilar-Salinas, W.E., de las Fuentes-Lara, M., & Rodríguez-González, R.E. (2017). El Interés en la Química General para Ingenierías y el Bajo Rendimiento Escolar. *Formación Universitaria*. (10):33-41. Doi: <http://dx.doi.org/10.4067/S0718-50062017000400004>.
- Martínez, M.B. (2020). El aprendizaje basado en proyectos en la universidad. Cuadernos del Centro de Estudios en Diseño y Comunicación. *Ensayos*. (215):7-65. Doi: <https://doi.org/10.18682/cdc.vi215.11020>.
- Maya, C.A.C. (2002). *Fenómenos químicos*. Universidad Eafit. p 75-165.
- Mendoza-Núñez, V.M. El segundo informe de la gestión 2014-2018 de la FES Zaragoza. [consultado 24 Oct 2025]. Disponible en: https://www.zaragoza.unam.mx/wp-content/Portal2015/InformesGestion/archivos_gestion/II_Informe_14-18.pdf.
- Ordaz González, G.J., & Britt Mostue, M. (2018). Los caminos hacia una enseñanza no tradicional de la química. *Actualidades Investigativas en Educación*. (18):1-20. Doi: <http://dx.doi.org/10.15517/aie.v18i2.33164>.
- Pacheco-Anchundia, S.M., & Arroyo-Vera, Z.J. (2022). Materiales didácticos concretos para favorecer las nociones lógico-matemáticas en los niños de educación inicial. *Revista Científica*



Multidisciplinaria Arbitrada YACHASUN. (6):14-34. Doi:
<https://www.redalyc.org/articulo.oa?id=685872167002>.

Palencia Pérez, J.C., & Trujillo González, M. (2023). Enseñanza de la estequiometría mediante analogías propias del contexto sociocultural de los estudiantes. *Educación química*. (34):50-58.

Doi: <https://doi.org/10.22201/fq.18708404e.2023.2.83336>.

Pazos-Yerovi, E.I., & Aguilar-Gordón, F.D.R. (2024). El Aprendizaje Basado en Problemas como estrategia metodológica para el desarrollo del Pensamiento Crítico. *Revista de estudios y experiencias en educación*. (23):313-340. Doi: <http://dx.doi.org/10.21703/rexe.v23i53.2658>.

Puppo, M.C., Cerruti, C.F., & Quiroga, A.V. (2017). *Estequiometría*. En: Química general para Agronomía (M. C. Puppo, C. F. Cerruti y A. V. Quiroga, Eds.). Universidad Nacional de La Plata. Facultad de Ciencias Agrarias y Forestalespp. p 58-71.

Raviolo, A., & Lerzo, G. (2016). Enseñanza de la estequiometría: uso de analogías y comprensión conceptual. *Educación química*. (27):195-204. Doi: <https://doi.org/10.1016/j.eq.2016.04.003>.

Sienko, M.J., & Plane, R.A. (1962). *Chemistry*. McGraw Hill Book. New York. p 96-145.

Solano, S.T.C. (2022). Encalada SCO. Gamificación y enseñanza de la química orgánica en los estudiantes de tercero de bachillerato. *Religación: Revista de Ciencias Sociales y Humanidades*. (7):13. Doi: <https://doi.org/10.46652/rgn.v7i34.977>.

Universidad Autónoma de Aguascalientes (2025). UAA en números 5 materias con mayor índice de reprobación. [consultado 24 Nov 2025]. Disponible en: https://esiima.uaa.mx/dgpd/dei/assets/doc/Reportes_Educativos/RE06202202.pdf

