

# Estrategia de aprendizaje de la proporcionalidad en un curso de Química I del CCH

Ana María Hernández Sanabria  
Gilberto Lira Vázquez  
María del Rosario Olguín González  
Química I-IV, CCH Azcapotzalco

## Resumen

---

Ante la necesidad de tener datos de primera mano sobre un problema que tradicionalmente enfrentamos los docentes en el aula y que se refiere a la proporcionalidad en química, se realizó una investigación con 150 alumnos que cursan la materia de Química I en el Colegio de Ciencias y Humanidades, Plantel Azcapotzalco. Se implementó una estrategia para aumentar el rendimiento de los alumnos en relación con la proporcionalidad, por lo que se aplicó un instrumento de entrada y salida para conocer los avances de los alumnos al final del curso de Química I. Es necesario indicar que los resultados sólo dan porcentajes tanto al inicio como al final de la estrategia.

## Planteamiento del problema

---

De acuerdo con las fuentes consultadas, existen grandes dificultades para manejar las relaciones de proporcionalidad, por lo que a los alumnos se les dificultan las relaciones de átomos en las fórmulas, el concepto Mol, así como los cálculos estequiométricos en química.

La pregunta que nos hicimos fue: ¿qué dificultades presentan para establecer las relaciones de átomos en una fórmula química, y si son capaces de establecer relaciones de proporcionalidad en las mismas?

## Justificación

---

Ante la necesidad de mejorar el aprendizaje de los alumnos en relación con la proporcionalidad en química, es necesario buscar estrategias que permitan a los estudiantes entender un concepto nodal en química como lo es la proporcionalidad, por lo que es necesario desarrollar estrategias que permitan a los alumnos entender

un concepto tan difícil que engloba el conocimiento de las matemáticas y de la química en forma paralela.

Contar con estrategias probadas que permitan al alumno mejorar su comprensión de este concepto es fundamental para mejorar su aprendizaje.

## Fundamentación teórica

---

En la vida cotidiana el término proporción se refiere en general a la relación que existe entre dos variables. Este concepto nos puede ayudar a entender la correlación entre dos magnitudes o cantidades. Así podemos decir que una cosa es más grande proporcionalmente que otra, o que existe una proporcionalidad entre dos cantidades. Una proporción se refiere a la igualdad de dos razones y una razón entre dos variables A y B es el cociente, o división entre ellos. En química tenemos que la proporcionalidad se presenta en los cálculos químicos que se relacionan con las leyes ponderales.

## Cálculos químicos

---

Se conoce como *estequiometría* a la parte de la química que estudia las relaciones matemáticas entre los pesos y volúmenes de las sustancias que participan en una reacción química. Las reacciones químicas no se llevan a cabo de manera arbitraria, sino que se rigen por varios principios, entre los que destacan por su importancia los siguientes.

a) *Ley de la conservación de la masa*. Fue enunciada por Lavoisier (1774).

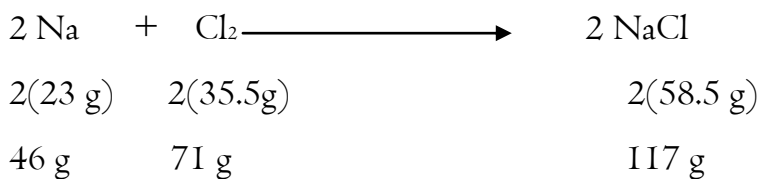
*Ley de conservación de la masa de Lavoisier.*

“Durante los procesos químicos, la cantidad total de masa que interviene permanece constante”. Esto se ha traducido de la siguiente manera:

“En la naturaleza y en las reacciones químicas, la masa no se crea ni se destruye, solamente se transforma”.

## Ejemplo

El sodio y el cloro reaccionan de la siguiente manera.



Siguiendo la Ley de Lavoisier, la masa que entra es igual a la que sale.

$M_{\text{entra}} = 46 + 71 = 117 \text{ g}$ ;  $M_{\text{sale}} = 117 \text{ g}$   $117 \text{ g} = 117 \text{ g}$ , se cumple que la masa sólo se transformó.

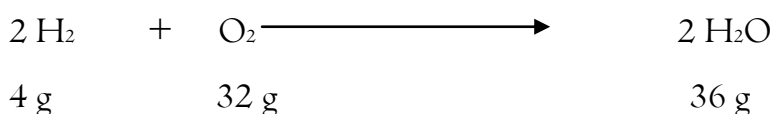
b) Ley de las proporciones constantes o fijas de Proust.

*Ley de las proporciones constantes de Proust (1797)*

“Cuando dos o más elementos se unen para formar un compuesto, lo hacen siempre en una relación constante en peso”. Es decir que siempre habrá una proporción definida en peso entre los elementos que forman un compuesto.

### Ejemplo

La reacción de obtención del agua ya conocida es:



Como se ve, siempre que se encuentren 4g de hidrógeno reaccionarán con 32 g de oxígeno para formar 36 g de agua o en proporción podemos decir que 2 g de hidrógeno reaccionarán con 16 g de oxígeno para formar 18 g de agua.

c) Ley de las proporciones múltiples de Dalton.

*Ley de las proporciones múltiples de Dalton (1804).*

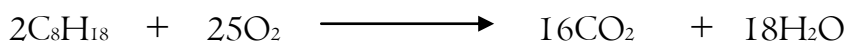
“Cuando un elemento se combina con otro para dar lugar a la formación de varios compuestos, mientras la cantidad de uno ellos permanece constante, la del otro varía en una proporción de un múltiplo de la menor.”

d) Ley de las proporciones recíprocas o de los pesos de combinación de Richter-Wenzel.

*Ley de las proporciones recíprocas de Richter-Wenzel (1792).*

“Los pesos de los elementos que reaccionan con el mismo peso de un tercer elemento, también pueden reaccionar entre sí.”

Como hemos visto en la unidad de agua, la ecuación química suministra una gran variedad de información cualitativa y cuantitativa esencial para el cálculo de los pesos de las sustancias que se combinan en un proceso químico. Considérese por ejemplo la combustión del octano (gasolina), tal como se indica a continuación. ¿Qué podría aprenderse de esta ecuación?



La ecuación se define en términos de moles, aunque también se pueden establecer relaciones masa-masa y mol-masa entre reactivos y productos, como lo podemos apreciar en la siguiente tabla.

Ejemplo de información cualitativa

$2\text{C}_8\text{H}_{18}$	+	$25\text{O}_2$	$\longrightarrow$	$16\text{CO}_2$	+	$18\text{H}_2\text{O}$
octano	reacciona con	oxígeno	para producir	dióxido de carbono	y	agua
2 moléculas de octano	reaccionan con	25 moléculas de oxígeno	para producir	16 moléculas de dióxido de carbono	y	18 moléculas de agua
$2(6.023 \times 10^{23})$ moléculas de $\text{C}_8\text{H}_{18}$	reaccionan con	$25(6.023 \times 10^{23})$ moléculas de $\text{O}_2$	para producir	$16(6.023 \times 10^{23})$ moléculas de $\text{CO}_2$	y	$18(6.023 \times 10^{23})$ moléculas de $\text{H}_2\text{O}$
2 moles de $\text{C}_8\text{H}_{18}$	reaccionan con	25 moles de $\text{O}_2$	para producir	16 moles de $\text{CO}_2$	y	18 moles de $\text{H}_2\text{O}$
1 mol de $\text{C}_8\text{H}_{18}$	reaccionan con	12.5 moles de $\text{O}_2$	para producir	8 moles de $\text{CO}_2$	y	9 moles de $\text{H}_2\text{O}$
1 g/mol de $\text{C}_8\text{H}_{18}$	reaccionan con	12.5 g/mol de $\text{O}_2$	para producir	8 g/mol de $\text{CO}_2$	y	9 g/mol de $\text{H}_2\text{O}$
2 g/mol de $\text{C}_8\text{H}_{18}$	reaccionan con	25 g/mol de $\text{O}_2$	para producir	16 g/mol de $\text{CO}_2$	y	18 g/mol de $\text{H}_2\text{O}$
2 (114 g) de $\text{C}_8\text{H}_{18}$	reaccionan con	25 (32g) de $\text{O}_2$	para producir	16 (44g) de $\text{CO}_2$	y	18 (18g) de $\text{H}_2\text{O}$
228 g	reaccionan con	800g	para producir	704 g	y	324 g
1028 g (1028 Kg) (1028 Ton) (1028 lb)			Igual a	1028 g (1028 Kg) (1028 Ton) (1028 lb)		

## La mol y el número de Avogadro

### Ley de Avogadro

Amadeo Avogadro al estudiar los gases en 1811, estableció: “Dos volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas si sus condiciones de temperatura y presión son las mismas”. Por ejemplo, esta ley afirma que si se dan esas condiciones, dos botellas idénticas, una llena de oxígeno y otra de helio, contendrán exactamente el mismo número de moléculas. Sin embargo, el número de átomos de oxígeno será dos veces mayor puesto que el oxígeno es diatómico.

Al hablar de una mol nos referimos a una unidad de medida, ¿pero de qué? Como todas las unidades de medida, una mol se encarga de etiquetar una cantidad relativa asignándole una escala, referida a la masa de una sustancia.

La mol es una unidad establecida por el sistema internacional, la cual se puede definir como la cantidad de sustancia que tiene un número definido de entidades o partículas elementales de la sustancia, ya sean átomos o moléculas, siendo el número definido experimental como la cantidad de átomos que hay en 1 gramo de hidrógeno con masa molar de 1. Este número se conoce como número de Avogadro y tiene un valor de:

$$1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Podemos así determinar la masa molecular —también conocida como una— de todos los elementos y con este número es posible decir, por ejemplo, que un átomo de neón pesa 20.2 gramos.

$$20.2 \text{ g de neón} / 1 \text{ mol de átomos de neón} = 20.2 \text{ g/mol}$$

Lo que podemos conocer con el número de Avogadro es:

$$1 \text{ mol de átomos de neón} / 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de neón} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ mol/átomo}$$

Por lo tanto, un átomo de neón  $20.2 \text{ g/mol} \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ mol/átomo} = 3.35 \times 10^{-23} \text{ g}$ .

En conclusión, se puede decir que la mol es una unidad que nos sirve junto con el número de Avogadro para realizar conversiones entre los moles y la masa de los átomos.

## Objetivos

---

- Determinar el grado de aprovechamiento de los estudiantes en el aprendizaje del concepto de proporcionalidad en química.
- Tener evidencia de la capacidad de los alumnos en la comprensión y manejo de las relaciones de proporcionalidad en fórmulas y en problemas que involucran cálculos estequiométricos.

## Metodología

---

*Alumnos de química:* 150 alumnos de Química I, aproximadamente.

*Profesores de Química:* 3

Procedimiento para recoger los datos

- Los profesores participantes aplicaron dos cuestionarios uno al inicio y otro al final del ciclo escolar 2010-2011.
- Cada uno de los profesores capturó las respuestas en formato de Excel.
- Los profesores que coordinaron la investigación procesaron los datos en el programa Excel y obtuvieron porcentajes tanto al inicio como al final de la estrategia.

- Los profesores que coordinaron la investigación analizaron e interpretaron los resultados del estudio estadístico.

### **Descripción de la estrategia de revisión y aplicación del concepto de proporcionalidad**

En Química I se revisaron las proporciones en los siguientes momentos:

*Inicial.* Al inicio del curso con ejercicios de relación matemática de cantidades y con ejemplos cotidianos.

*Segundo momento.* En la electrólisis del agua con la reacción de descomposición y síntesis del agua. Se remarcó la importancia de la relación de volúmenes de hidrógeno, oxígeno y del agua en la reacción química y cómo éstos guardan una proporcionalidad.

*Tercer momento.* Se hicieron ejercicios de aplicación del uso de lenguaje químico (construcción de fórmulas), así como de la nomenclatura química para que se entendiera el sentido de una fórmula química en lo que se refiere al manejo de coeficientes y subíndices y las combinaciones de cargas (neutralización) en las especies químicas.

Además, se hicieron ejercicios de balanceo y predicción de reacciones químicas y se resolvieron problemas sencillos de estequiometría y del mol en el que se hizo énfasis en la proporcionalidad que guardan las relaciones químicas de las sustancias.

*Cuarto momento.* En el curso de Química II, con la revisión de la estequiometría de sales.

En esta estrategia se aplicó dos instrumentos, uno a la entrada, al inicio del curso de Química I, y al final del curso para conocer los avances en la misma.

Dado que las estrategias se aplicaron a lo largo de los dos cursos de química y contemplaron los contenidos de los programas, es importante remarcar que aunque se hizo gran cantidad de actividades, solamente se ponen en este documento las más representativas.

### **Resultados de aprovechamiento en conceptos**

A continuación se presentan los resultados obtenidos por los alumnos de Química I en la Revisión y aplicación del concepto de proporcionalidad.

En esta estrategia se aplicó dos instrumentos, uno a la entrada, al inicio del curso de Química I y al final del curso para conocer los avances de la misma y revisar el avance en el manejo de conceptos tales como subíndices, coeficientes, el mol, estequiometría y porcentajes, como ejemplos de lo importante que es la proporcionalidad en química.

El instrumento se aplicó a 150 alumnos y los resultados obtenidos fueron:

PREGUNTAS	INICIO		FINAL	
	No. de respuestas	Porcentaje (%)	No. de respuestas	Porcentaje (%)
Razón de átomos del agua fórmula	23	33.33	69	100.00
Razón de átomos del CO <sub>2</sub>	23	33.33	69	100.00
Razón de átomos del H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	21	30.43	68	98.55
Razón de átomos del KCl	16	23.19	68	98.55
Razón de átomos del Ca(OH) <sub>2</sub>	8	11.59	53	76.81
Razón de moléculas del Metano y CO <sub>2</sub>	0	0.00	53	76.81
Razón de moléculas del Metano y O <sub>2</sub>	0	0.00	53	76.81
Razón de moléculas del O <sub>2</sub> y CO <sub>2</sub>	0	0.00	51	73.91
Razón de masas del Metano y CO <sub>2</sub>	0	0.00	66	95.65
Razón de masas del Metano y O <sub>2</sub>	0	0.00	68	98.55
Razón de masas del O <sub>2</sub> y CO <sub>2</sub>	0	0.00	68	98.55
Cálculos estequiométricos	0	0.00	67	97.10
Relación cloruro de sodio/agua	1	1.45	59	85.51
Cálculo de soluto con proporciones	8	11.59	69	100.00
Cálculo de disolvente con proporciones	8	11.59	62	89.86
Cálculo de porcentajes	5	7.25	66	95.65

## Análisis de resultados

---

Es evidente el avance que tuvieron los alumnos con la aplicación de la estrategia, ya que los resultados nos indican claramente los bajos porcentajes que tuvieron al inicio de los cursos de química y los altos porcentajes en los resultados que se obtuvieron al final del segundo semestre.

## Conclusiones

---

Es muy satisfactorio señalar que la aplicación de la estrategia permitió a los alumnos manejar conceptos que tradicionalmente se les dificultan y que al hacer énfasis en las sesiones a lo largo de los dos cursos de química, pero fundamentalmente en el curso de Química I, se lograron los resultados ya señalados. Finalmente, es importante remarcar que el concepto de proporcionalidad se debe manejar al inicio y a lo largo de los cursos, para demostrar a los alumnos que la química y las matemáticas no están divorciadas, y que la segunda es una gran herramienta de la química para darle sentido a los resultados de observaciones e interpretaciones cuantitativas de los fenómenos químicos.

## Bibliografía

---

- ❖ Brescia, Frank; Arents, John; Meislich, Herbert y Turk, Amos. (1992) *Fundamentos de Química*. 6a. reimpr., México, Compañía Editorial Continental, 685 p.
- ❖ Cisneros Montes de Oca, Esperanza. (1996) *Química II*. 1a. reimpr., México. SEP. Dirección General de Educación Tecnológica Industrial. 260 p.
- ❖ Flores Ochoa, Rafael y Tobón Restrepo, Alonso. (2001) *Investigación educativa y pedagógica*, McGraw-Hill, Bogotá, Colombia.
- ❖ Lewis, Michael y Waller, Guy. (1995) *Química razonada*. Trillas, México. 429 p.
- ❖ Mosqueira R., Salvador. (1996) *Química. Conceptos y problemas*. Limusa. Noriega Editores. Colección Textos Politécnicos. Serie Química. 645 p.
- ❖ Spiegel, Murray. (1970) *Estadística*, McGraw-Hill, México.

## Cibergrafía

---

<http://www.chem.ufl.edu/~chm2040/Notes/index.html> consultada el 25 de abril de 2011.

[www.juntadeandalucia.es/.../proporcionalidad/teoriaproporcionalidad](http://www.juntadeandalucia.es/.../proporcionalidad/teoriaproporcionalidad) consultada el 25 de abril de 2011.



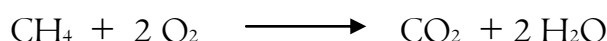
## ANEXO I

### Ejemplo del instrumento aplicado *Aplicación de la proporcionalidad en química*

1. Expresa en forma de razón la relación de átomos que existe en las siguientes fórmulas.

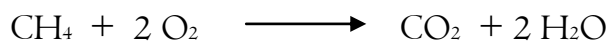
- a) H<sub>2</sub>O
- b) CO<sub>2</sub>
- c) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- d) KCl
- e) Ca(OH)<sub>2</sub>

2. La siguiente ecuación química representa la combustión del metano:



- a) Establezca la razón de moléculas entre el metano y el dióxido de carbono.
- b) Establezca la razón de moléculas entre el metano y el oxígeno.
- c) Establezca la razón de moléculas entre el oxígeno y el CO<sub>2</sub>

Ahora con establecer razones con las masas:



$$\begin{array}{ccccccc} & & & & & & \\ & & & & & & \\ & & & & & & \\ 16 \text{ g} & & 64 \text{ g} & & & & 44 \text{ g} \quad 36 \text{ g} \\ 80 \text{ g} & = & 80 \text{ g} & & \text{Cumple la Ley de conservación de la masa} \end{array}$$

- a) Establezca la razón de masas entre el metano y el dióxido de carbono.
- b) Establezca la razón de masas entre el metano y el oxígeno.
- c) Establezca la razón de masas entre el oxígeno y el CO<sub>2</sub>
- d) Una vez establecida la razón en masa entre el metano y el oxígeno, calcula cuánto oxígeno se necesita en la combustión de 48 g de metano.

3. Se sabe que la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) a 25 °C es de 36.5 g de sal por cada 100 g de agua.

- a) Expresa la relación entre el cloruro de sodio y el agua en forma de razón.
- b) ¿Cuánto cloruro de sodio se disolverá en 200 g de agua?
- c) ¿Cuánta agua se necesita para disolver 15.25 g de cloruro de sodio?

4. Una aleación se obtiene fundiendo una mezcla de 22.5 g de cobre, 2.25 g de aluminio y 0.25 g de hierro. Calcula el porcentaje de cada metal en la aleación.