

### MÓDULO 15

#### ¿Qué aprenderé en el presente módulo?

El objetivo de este módulo es que aprendas acerca de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en los procesos químicos.

#### ¿Cómo funcionaban los antiguos flashes?

El flash fotográfico es un dispositivo utilizado para iluminar de forma artificial una escena que se quiere fotografiar. Los primeros flashes estaban compuestos por mezclas que incluían magnesio en polvo, estas mezclas al explotar emitían luz.



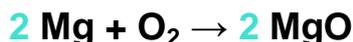
#### ¿Qué ocurre durante la combustión del magnesio?

Observa el siguiente vídeo (escanea el código QR).



#### Formas de representar la materia y sus interacciones:

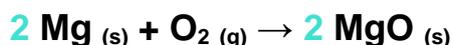
Podemos describir el cambio ocurrido en tres niveles distintos. A **nivel macroscópico** la tira de magnesio entra en combustión y se observa un destello blanco. A **nivel ultra microscópico** se rompen enlaces químicos de las sustancias llamadas reactivos y se forman nuevas sustancias llamados productos que tienen nuevos enlaces químicos. A **nivel simbólico**, muy usado en Química, podemos representar el cambio a través de la siguiente **ecuación química**:



Se puede leer la representación anterior de la siguiente manera: el magnesio y el dióxígeno reaccionan para formar óxido de magnesio.

## ► Cálculos estequiométricos

Como vimos en el módulo 14, los cambios químicos se pueden representar a través de una ecuación. Como también analizamos, al ocurrir cambios químicos los elementos químicos se conservan, por lo que podemos afirmar que el número de átomos es el mismo antes y después del cambio. Para representar esta igualdad del número de átomos "balanceamos" o "igualamos" la expresión. En el ejemplo anterior colocamos un dos delante de la fórmula del magnesio sólido y un dos delante de la fórmula del óxido de magnesio para igualar el número de átomos que intervienen en el cambio. Estos números que utilizamos se llaman **coeficientes estequiométricos**. Los coeficientes estequiométricos permiten establecer la **proporción molar** en que se combinan los reactivos y se forman los productos.



La representación anterior también se puede leer dos moles de magnesio sólido y un mol de dióxigeno gaseoso reaccionan para formar dos moles de óxido de magnesio sólido.

### Proporciones molares

Como puedes observar en el siguiente cuadro, las proporciones en que se combinan los reactivos (Mg y O<sub>2</sub>) y se forma el producto (MgO) no varían.

2 Mg <sub>(s)</sub> + O <sub>2(g)</sub> → 2 MgO <sub>(s)</sub>			
Análisis cuantitativo	n <sub>1</sub> de Mg reaccionan con	n <sub>2</sub> de O <sub>2</sub>	para formarse n <sub>3</sub> de MgO.
Ejemplo 1	2 mol	1 mol	2 mol
Ejemplo 2	1 mol	0,5 mol	1 mol
Ejemplo 3	4 mol	2 mol	4 mol
Proporción molar	$\frac{n \text{ Mg}}{n \text{ MgO}} = \frac{2}{2} = 1$	$\frac{n \text{ O}_2}{n \text{ MgO}} = \frac{1}{2}$	$\frac{n \text{ O}_2}{n \text{ Mg}} = \frac{1}{2}$

### Ejemplo A

Se tienen 3,50 mol de magnesio sólido, ¿con qué cantidad química de dióxigeno reaccionará al ocurrir su combustión?

Planteo:

$$\frac{n \text{ O}_2}{n \text{ Mg}} = \frac{1}{2} \rightarrow \frac{n \text{ O}_2}{3,50 \text{ mol}} = \frac{1}{2} \rightarrow n \text{ O}_2 = \frac{3,50 \text{ mol} \times 1}{2} = 1,75 \text{ mol}$$

### Ejemplo B

Se tienen 1,33 mol de dióxigeno gaseoso, ¿con qué cantidad química de magnesio sólido reaccionará al ocurrir su combustión?



## ► Cálculos estequiométricos

Planteo:

$$\frac{n \text{ O}_2}{n \text{ Mg}} = \frac{1}{2} \rightarrow \frac{1,33 \text{ mol}}{n \text{ Mg}} = \frac{1}{2} \rightarrow n \text{ Mg} = \frac{1,33 \text{ mol} \times 2}{1} = 2,66 \text{ mol}$$

### Ejemplo C

Si reaccionan 8,62 mol de magnesio sólido ¿qué cantidad química de óxido de magnesio sólido se formará?

Planteo:

$$\frac{n \text{ Mg}}{n \text{ MgO}} = \frac{2}{2} = 1 \rightarrow n \text{ Mg} = n \text{ MgO} \rightarrow n \text{ MgO} = 8,62 \text{ mol}$$

### Ejemplo D

Si reaccionan 5,31 mol de dióxigeno gaseoso ¿qué cantidad química de óxido de magnesio sólido se formará?

Planteo:

$$\frac{n \text{ O}_2}{n \text{ MgO}} = \frac{1}{2} \rightarrow \frac{5,31 \text{ mol}}{n \text{ MgO}} = \frac{1}{2} \rightarrow n \text{ MgO} = \frac{5,31 \text{ mol} \times 2}{1} = 10,6 \text{ mol}$$

### Ejemplo E

Si reaccionan 43,5 g de dióxigeno gaseoso ¿qué cantidad química de óxido de magnesio sólido se formará?

Planteo:

Primeramente calcularemos a qué cantidad química de dióxigeno se corresponden esos 43,5 g.

$$\bar{M}_{\text{O}_2} = \bar{M}_{\text{O}} \times 2$$

$$\bar{M}_{\text{O}_2} = 16,0 \text{ g/mol} \times 2 = 32,0 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{\bar{M}} = \frac{43,5 \text{ g}}{32,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,36 \text{ mol}$$

Y luego realizamos el cálculo tomando en cuenta la proporción molar:

$$\frac{n \text{ O}_2}{n \text{ MgO}} = \frac{1}{2} \rightarrow \frac{1,36 \text{ mol}}{n \text{ MgO}} = \frac{1}{2} \rightarrow n \text{ MgO} = \frac{1,36 \text{ mol} \times 2}{1} = 2,72 \text{ mol}$$



### Cuestionario: Repasando cálculos estequiométricos

1. Une los conceptos con sus representaciones.
  - a. Fórmula química del reactivo sólido de la combustión del magnesio
  - b. Fórmula química del producto de la combustión del magnesio
  - c. Proporción molar entre el dióxígeno y el magnesio
  - d. Proporción molar entre el dióxígeno y el óxido de magnesio
  - e. Proporción molar entre el magnesio y el óxido de magnesio

MgO

$$\frac{n \text{ Mg}}{n \text{ MgO}} = \frac{2}{2} = 1$$

$$\frac{n \text{ Mg}}{n \text{ MgO}} = \frac{2}{2} = 1$$

Mg

$$\frac{n \text{ O}_2}{n \text{ Mg}} = \frac{1}{2}$$

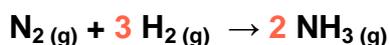
2. La siguiente ecuación química se puede leer:



Un mol de dinitrógeno gaseoso reacciona con dos moles de amoníaco gaseoso, para formarse tres moles de hidrógeno gaseoso. Seleccione una:

- Verdadero
- Falso

3. La siguiente ecuación representa la obtención del amoníaco:



Selecciona las opciones correctas que correspondan con la proporción molar de la ecuación. Seleccione una o más de una:

a.  $\frac{n \text{ N}_2}{n \text{ H}_2} = \frac{1}{3}$

b.  $\frac{n \text{ N}_2}{n \text{ NH}_3} = \frac{1}{2}$

c.  $\frac{n \text{ H}_2}{n \text{ NH}_3} = \frac{3}{2}$

## ► Cálculos estequiométricos

d.  $\frac{n \text{ N}_2}{n \text{ H}_2} = \frac{3}{1}$

e.  $\frac{n \text{ N}_2}{n \text{ NH}_3} = \frac{2}{1}$

f.  $\frac{n \text{ H}_2}{n \text{ NH}_3} = \frac{3}{1}$

g.  $\frac{n \text{ H}_2}{n \text{ NH}_3} = \frac{2}{2}$

4. Un coeficiente estequiométrico permite establecer la proporción molar en que se combinan los reactivos y se forman los productos. Seleccione una:

- Verdadero  
 Falso

5. Observa el siguiente [vídeo](#) y contesta. Selecciona una:

- a. A **nivel macroscópico** podemos representar la electrólisis del agua



A **nivel ultra microscópico** al ocurrir la electrólisis del agua se rompen los enlaces covalentes que mantienen unidos al oxígeno y los hidrógenos de la molécula de agua, y se forman nuevas sustancias: dióxígeno y dihidrógeno.

A **nivel simbólico** al ocurrir la electrólisis del agua se observa que en cada tubo invertido se forma un gas y se desplaza parte del líquido que se encuentra en su interior.

- b. A **nivel macroscópico** al ocurrir la electrólisis del agua se observa que en cada tubo invertido se forma un gas y se desplaza parte del líquido que se encuentra en su interior.

A **nivel ultra microscópico** al ocurrir la electrólisis del agua se rompen los enlaces covalentes que mantienen unidos al oxígeno y los hidrógenos de la molécula de agua, y se forman nuevas sustancias: dióxígeno y dihidrógeno.

A **nivel simbólico** podemos representar la electrólisis del agua



- c. A **nivel macroscópico** al ocurrir la electrólisis del agua se rompen los enlaces covalentes que mantienen unidos al oxígeno y los hidrógenos de la molécula de agua, y se forman nuevas sustancias: dióxígeno y dihidrógeno.



## > Cálculos estequiométricos

A **nivel ultra microscópico** al ocurrir la electrólisis del agua se observa que en cada tubo invertido se forma un gas y se desplaza parte del líquido que se encuentra en su interior.

A **nivel simbólico** podemos representar la electrólisis del agua



6. ¿Qué cantidad química de agua se formará si reaccionan 78,5 g de dihidrógeno gaseoso?

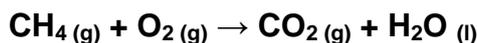


### Para continuar aplicando los conceptos

Resuelve los siguientes ejercicios y problemas:

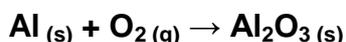
1- a- ¿Qué **cantidad química** de agua se obtendrá si se queman 2,46 mol de metano ( $\text{CH}_4$ )?

b- ¿Qué **masa** de metano se debe quemar para obtener 5,33 mol de agua?



2- a- ¿Qué **cantidad química** de aluminio reaccionará con 6,73 mol de dióxígeno?

b- ¿Qué **masa** de óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) se formará si reaccionan 74,9 g de aluminio?



3- a- Escribe una **ecuación** que represente la **síntesis del agua**.

b- ¿Cuáles son las **proporciones estequiométricas** entre las sustancias que participan?

c- ¿Qué **masa** de agua se formará si se dispone de 3,50 mol de dióxígeno?

4- El Departamento de Policía, detuvo a una banda de supuestos traficantes de estupefacientes. Dentro de las sustancias confiscadas sospechan que una de ellas es la reserpina (una droga tranquilizante,  $\text{C}_{33}\text{H}_{40}\text{O}_9\text{N}_2$ ). Cuando este compuesto es “quemado” se espera que ocurra la siguiente reacción:



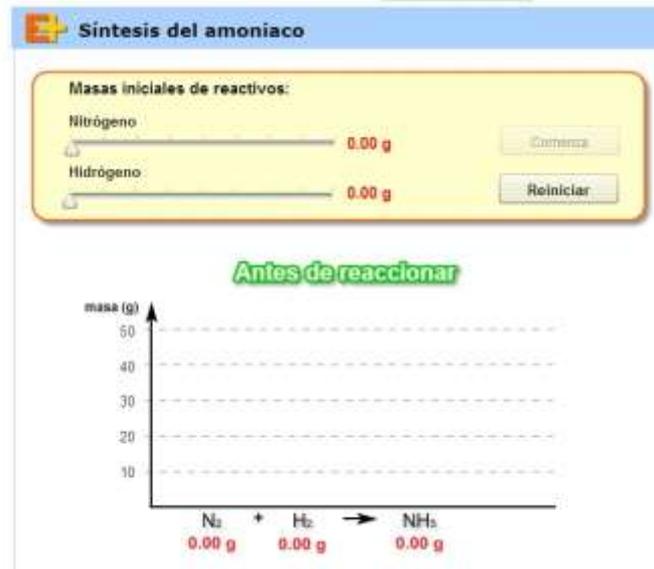
El personal del laboratorio de policía decide quemar una muestra de la sustancia confiscada.

¿Cómo puedes comprobar si es reserpina?

## ► Cálculos estequiométricos

### Actividad 1: Síntesis de amoníaco

Completa el cuadro a partir de la siguiente actividad: [Síntesis del amoníaco](#)



Elige una **masa inicial** de **nitrógeno** moviendo la perilla. Anota el dato como  $m_i N_2$ .

Elige una **masa inicial** de **hidrógeno** moviendo la perilla. Anota el dato como  $m_i H_2$ .

Selecciona la opción **comenzar**.

Observa la **gráfica**. En la misma aparecerán los datos de la **masa sobrante** de los reactivos (si la hubiese) y la **masa de amoníaco** formado.



## > Cálculos estequiométricos

**Resta** la masa sobrante de cada reactivo a la masa inicial que seleccionaste, así podrás calcular la **masa real** utilizada de cada uno de los reactivos. **Registra los resultados** como  $m_{N_2}$  utilizada y  $m_{H_2}$  utilizada.

Con los resultados obtenidos y la masa de amoníaco formado **calcula la cantidad química** de cada compuesto.

Recuerda que  $n = \frac{m}{M}$

Luego de calcular la cantidad química completa las **proporciones molares** entre ambos reactivos, y entre cada reactivo y el producto.

$$\frac{n_{H_2}}{n_{N_2}}$$

$$\frac{n_{NH_3}}{n_{N_2}}$$

$$\frac{n_{NH_3}}{n_{H_2}}$$

Selecciona la opción **reiniciar**.

**Repite** los pasos anteriores **4 veces**

Datos	Experimento				
	1	2	3	4	5
$m_i N_2$ (g)					
$m_i H_2$ (g)					
$m N_2$ utilizada (g)					
$m H_2$ utilizada (g)					
$m NH_3$ (g)					
$n N_2$ utilizado (mol)					
$n H_2$ utilizado (mol)					
$n NH_3$ (mol)					
$\frac{n H_2}{n N_2}$					
$\frac{n NH_3}{n N_2}$					
$\frac{n NH_3}{n H_2}$					

¿A qué conclusiones puedes llegar observando las últimas tres filas de la tabla?

### Sugerencias didácticas

Recomendamos la lectura del siguiente material: [Estequiometría visible](#).

En dicho material encontrarán una muy interesante propuesta práctica para profundizar la temática.

### Créditos:

#### Bibliografía consultada:

- Saravia, G; Seguro, B; Franco, M. y Nassi, M. (2012) *Todo se transforma. Química- 4º Año (1º BD)*. Montevideo, Uruguay: Contexto.
- Irazoquí, R; Rebollo, C y Soubirón, E. (2012). *Primer año de Bachillerato. Química. Un abordaje sustentable*. C. Suiza, Uruguay; Correo del Maestro.
- Moreno, J; Herreño, J; Giraldo, V; Fuentes, W; Casas, J. (2009, mayo) *¡¡ESTEQUIOMETRIA VISIBLE!!* Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias, 6 (3). pp. 477-482. Recuperado de: [http://venus.uca.es/eureka/revista/Volumen6/Numero\\_6\\_3/Moreno\\_et\\_al\\_2009.pdf](http://venus.uca.es/eureka/revista/Volumen6/Numero_6_3/Moreno_et_al_2009.pdf)

#### Vídeos, páginas y/o simuladores utilizados:

- *Síntesis del amoníaco*. Educaplus. <http://www.educaplus.org/game/sintesis-del-amoniaco>
- [Profesor Rodrigo Araya](#). (2014, 14 de diciembre). Combustion de una cinta de magnesio. [Archivo de vídeo]. Recuperado de: <https://www.youtube.com/watch?v=XyrOvg3pS88&feature=youtu.be>
- [Science Bits](#). (2014, 27 de junio). Video experimento: Electrólisis del agua. [Archivo de vídeo]. Recuperado de: <https://www.youtube.com/watch?v=d9YiX5dY86Y&feature=youtu.be>

#### Las imágenes utilizadas fueron tomadas de:

- Descriptiva: [Magnesium ribbon burning](#) | Autor: [Capt. John Yossarian](#) | Licencia: [CC BY-SA 3.0](#)
- <https://ourthoughtscomm2441.files.wordpress.com/2012/07/flashpowder.jpg>

**Autoría del Módulo:** Profesores Anarella Gatto y Sebastián Mendieta.

[agatto@uruguayeduca.edu.uy](mailto:agatto@uruguayeduca.edu.uy)

Esta obra está bajo una Licencia [Creative Commons Atribución 4.0 Internacional](#).

**Portal Uruguay Educa.**

Agosto de 2017.