



## GUÍA DE EJERCICIOS LEYES PONDERALES

### Área Química

#### Resultados de aprendizaje

Interpreta y relaciona leyes y conceptos básicos para la química en la resolución de ejercicios de forma lógica.

#### Contenidos

1. Ley de conservación de la masa.
2. Ley de las proporciones definidas.
3. Ley de las proporciones múltiples.
4. Reactivo limitante.
5. Reactivo en exceso.

#### Debo saber

Antes de empezar a realizar estos ejercicios es importante que recordemos algunos conceptos:

**Ley de conservación de la masa:** indica que "La materia no se crea, ni se destruye, sólo se transforma", la masa de total de los reactivos debe ser igual a la masa total de los productos.

**Ley de las proporciones definidas:** indica que "Si un elemento A, se combina con un elemento B, para formar un compuesto AB dado, lo hace siempre en una proporción fija y constante".

**Ley de las proporciones múltiples:** indica que si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, la masa de uno de los que se combina con una masa fija del otro en una relación de números enteros y pequeños.

**Reactivo Limitante:** Aquel que en una reacción se consume totalmente. Cuando se agota este reactivo, la reacción química termina.

**Reactivo en Exceso:** Aquel que en una reacción se consume parcialmente. Cuando termina la reacción, parte de este reactivo queda sin consumirse (queda sin reaccionar).

Para comprender mejor estos dos últimos términos, te invito a imaginar el siguiente ejemplo: si tienes un paquete de pan de molde y tres láminas de queso. Se te pide hacer 3 sándwich. Consumirás todo el queso, por lo tanto este se agota y será el reactivo limitante. En cambio te sobró pan, este será el reactivo en exceso y las láminas será la masa en exceso (la que queda sin reaccionar), en nuestro ejemplo sin formar sándwich.



**Ejercicio 1:** Si 72,9 g de magnesio reaccionan completamente con 28,0 g de nitrógeno ¿qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 9,27 g de nitrógeno?

En el enunciado del problema te dan las cantidades exactas que reaccionan, por lo tanto debes comenzar con esta relación.

Considerando lo anterior tenemos que:

$$\begin{aligned} 72,9 \text{ g de magnesio} &\rightarrow 28,0 \text{ g de nitrógeno} \\ X \text{ g de magnesio} &\rightarrow 9,27 \text{ g de nitrógeno} \end{aligned}$$

$$X = 24,1 \text{ g de magnesio}$$

Luego la masa de magnesio necesaria para que reaccionen los 9,27 g de nitrógeno son 24,1 g.

Otra forma de desarrollar el ejercicio, es aplicar la ley de las proporciones definidas. Como sabes las masas que reaccionarán puedes determinar la proporción (P). Recuerda que esta P siempre se debe cumplir cuando quieras formar este compuesto.

$$P \quad \frac{Mg}{N} = \frac{72,9 \text{ g}}{28,0 \text{ g}} = 2,60$$

$$2,60 = \frac{X}{9,27 \text{ g}}$$

$$X = 2,60 \cdot 9,27 \text{ g}$$

$$X = 24,1 \text{ g}$$

**Ejercicio 2:** Se combustiona 1,00 g de magnesio al aire obteniéndose 1,64 g de óxido de Mg (MgO).

- A. ¿Qué masa de oxígeno se consume en la reacción?
- B. ¿Qué masa de oxígeno se necesita para combustionar 50,0 g de Mg?
- C. ¿Qué masa de MgO se espera obtener a partir de 8,00 g de Mg?
- D. ¿Qué masa de oxígeno reaccionará en (C)?

A. Aplicando la ley de conservación de masa. La masa de oxígeno que reacciona debe ser igual a la diferencia entre la masa del óxido y la masa del magnesio.

$$\begin{aligned} \text{Masa de magnesio} + \text{masa de oxígeno} &= \text{masa de óxido de magnesio} \\ 1,00 \text{ g de magnesio} + X \text{ g de oxígeno} &= 1,64 \text{ g de óxido de magnesio} \end{aligned}$$



$$X = 1,64 \text{ g de óxido de magnesio} - 1,00 \text{ g de magnesio} = 0,64 \text{ g de oxígeno}$$

B. Sabemos que 1,00 g de magnesio, reaccionan completamente con 0,64 g de oxígeno, y por la ley de las proporciones definidas, podemos hacer el siguiente cálculo:

$$\begin{array}{l} 1,00 \text{ g de magnesio} \rightarrow 0,64 \text{ g de oxígeno} \\ 50,0 \text{ g de magnesio} \rightarrow X \text{ g de oxígeno} \end{array}$$

$$X = 32,0 \text{ g de oxígeno}$$

C. Sabemos que 1,00 g de magnesio generan 1,64 g de óxido de magnesio, entonces:

$$\begin{array}{l} 1,00 \text{ g de magnesio} \rightarrow 1,64 \text{ g de óxido de magnesio} \\ 8,00 \text{ g de magnesio} \rightarrow X \text{ g de óxido de magnesio} \end{array}$$

$$X = 13,1 \text{ g de óxido de magnesio}$$

D. Aplicando la ley de conservación de masa, la masa de oxígeno que reacciona debe ser igual a la diferencia entre la masa del óxido de magnesio y la masa del magnesio.

$$13,1 \text{ g de óxido de magnesio} - 8,00 \text{ g de magnesio} = 5,10 \text{ g de oxígeno}$$

**Ejercicio 3:** Al analizar dos muestras se han obtenido los siguientes resultados: 1ª muestra 1,004 g de calcio y 0,400 g de oxígeno. 2ª muestra 2,209 g de Calcio y 0,880 g de oxígeno. Indicar si se cumple la ley de proporciones definidas.

Tenemos dos situaciones

1º muestra            1,004 g de calcio + 0,400 g de oxígeno

2º muestra            2,209 g de calcio + 0,880 g de oxígeno

Entonces, hacemos la proporción:

$$\text{Proporción 1º muestra} = \frac{\text{masa Ca}(1^\circ \text{muestra})}{\text{masa O}(1^\circ \text{muestra})}$$

$$\text{Proporción 2º muestra} = \frac{\text{masa Ca}(2^\circ \text{muestra})}{\text{masa O}(2^\circ \text{muestra})}$$

Si los resultados de ambas proporciones son iguales, se cumple la ley de las proporciones definidas. Reemplacemos entonces:

$$\text{Proporción 1º muestra} = \frac{1,004 \text{ g Ca}}{0,400 \text{ g O}} = 2,51$$



$$\text{Proporción 2º muestra} = \frac{2,209 \text{ g Ca}}{0,880 \text{ g O}} = 2,51$$

Como las proporciones son equivalentes, decimos que la ley de las proporciones definidas se cumple.

**Ejercicio 4:** Se prepara óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) con distintas masas de aluminio y oxígeno, que se combinan como se indica:

|                | Compuesto 1 | Compuesto 2 | Compuesto 3 |
|----------------|-------------|-------------|-------------|
| Masa de Al (g) | 36,6        | 0,28        | 1,92        |
| Masa de O (g)  | 32,6        | 0,25        | 1,71        |

- A. ¿Se cumple la ley de las proporciones definidas (Proust)?  
B. ¿Qué masa de óxido de aluminio se obtiene en cada caso?  
C. ¿Qué masa de oxígeno se combina con 18 g de aluminio?

Primero, hacemos la relación de las masas:

| Compuesto 1  | Compuesto 2  | Compuesto 3  |
|--|--|--|
| $\text{PAI/O} = \frac{m\text{Al}}{m\text{O}} = \frac{36,6 \text{ g}}{32,6 \text{ g}} = 1,12$ | $\text{PAI/O} = \frac{m\text{Al}}{m\text{O}} = \frac{0,280 \text{ g}}{0,250 \text{ g}} = 1,12$ | $\text{PAI/O} = \frac{m\text{Al}}{m\text{O}} = \frac{1,92 \text{ g}}{1,71 \text{ g}} = 1,12$ |

A. La proporción se cumple en todos los compuestos, por lo tanto se cumple la ley de las proporciones definidas.

B. Con la ley de la conservación de la masa, podemos determinar la masa de producto.

| Compuesto 1  | Compuesto 2   | Compuesto 3   |
|--|---|---|
| $m\text{Al} + m\text{O} = m\text{Al}_2\text{O}_3$<br>$36,60 \text{ g} + 32,60 \text{ g} = 69,20 \text{ g}$ | $m\text{Al} + m\text{O} = m\text{Al}_2\text{O}_3$<br>$0,28 \text{ g} + 0,25 \text{ g} = 0,53 \text{ g}$ | $m\text{Al} + m\text{O} = m\text{Al}_2\text{O}_3$<br>$1,92 \text{ g} + 1,71 \text{ g} = 3,63 \text{ g}$ |

C. La proporción de 1,12 se debe cumplir siempre, entonces podemos hacer el cálculo de 2 maneras:

$$\text{PAI/O} = \frac{m\text{Al}}{m\text{O}} = 1,12$$



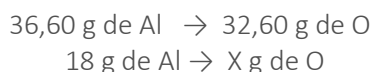
Como ahora nos están pidiendo la masa de oxígeno que se combina con 18 g de Al, podemos calcularlo reemplazando:

$$PAI/O=1,12= \frac{18 \text{ g de Al}}{X \text{ g de O}}$$

Si despejamos la incógnita, obtenemos que se necesitan 16,07 g de oxígeno para consumir todo el aluminio.

Otra forma sería:

Sabiendo que la proporción 1,12 se cumple siempre, podemos tomar cualquiera de los tres compuestos para hacer el cálculo de cuánta masa de oxígeno reacciona con 18 g de aluminio:



$$X= 16,03 \text{ g de O}$$

Si despejamos la incógnita, obtenemos que se necesitan 16,03 g de oxígeno para consumir todo el aluminio.

\*La diferencia de los resultados, tiene que ver con los decimales utilizados.

**Ejercicio 5:** El compuesto XY tiene 71,43 % de Y. ¿Qué masa de X produce 63 g de XY?

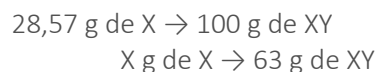
Si nos indican que el compuesto XY tiene 71,43 % de Y, podemos deducir que tiene 28,57 % de X, así:



Estos porcentajes, los podemos trabajar directamente como gramos, entonces:

$$28,57 \text{ g de X} + 71,43 \text{ g de Y} = 100 \text{ g de XY}$$

Para determinar la masa de X que produce 63 g de XY, hacemos el siguiente cálculo:



$$X= 18 \text{ g de X}$$



**Ejercicio 6:** En la molécula de trifluoruro de nitrógeno se encontraron 19,7 % de nitrógeno y 80,3% de flúor. Determine la masa de trifluoruro de nitrógeno que se obtiene a partir de 10,0 g de nitrógeno y 45,0 g de flúor.

Debemos considerar que los datos están en %. Tenemos 19,7 % de nitrógeno y 80,3% de flúor. Si tomamos 100 g del compuesto, esto lo podemos reescribir de la siguiente manera:



Obtuvimos los 100 g por la ley de la conservación de la masa. Además, sabemos (porque la reacción lo indica) que 19,7 g de nitrógeno reaccionan exactamente con 80,3 g de flúor.

Ahora, como nos están preguntando la masa de trifluoruro de nitrógeno que se obtiene a partir de 10,0 g de nitrógeno y 45,0 g de flúor, probablemente una de las respuestas más recurrentes es que se obtienen 55,0 g de trifluoruro de nitrógeno, sin embargo esto no es correcto, porque no estamos considerando que la relación de combinación de las masas debe estar en concordancia con la ley de las proporciones definidas.

El problema puede ser resuelto de distintas maneras:

Una de las formas de resolver este ejercicio sería:

|  |  |
|--|--|
| 19,7 g de nitrógeno $\rightarrow$ 80,3 g de flúor<br>10,0 g de nitrógeno $\rightarrow$ X g de flúor<br>X= 40,76 g de flúor   | 19,7 g de nitrógeno $\rightarrow$ 80,3 g de flúor<br>X g de nitrógeno $\rightarrow$ 45 g de flúor<br>X= 11,04 g de nitrógeno   |
| Si despejamos la incógnita, obtenemos que se necesitan 40,76 g de flúor para consumir los 10 g de nitrógeno, y si nos alcanza, porque tenemos 45 g de flúor. Por lo tanto este cálculo SIRVE | Si despejamos la incógnita, obtenemos que necesitamos 11,04 g de nitrógeno para consumir los 45 g de flúor, y no alcanza porque tenemos solamente 10 g de nitrógeno. Por lo tanto este cálculo NO SIRVE. |

Ahora con la ley de la conservación de la masa, podemos determinar la masa de producto:



Por lo tanto, la masa de trifluoruro de nitrógeno que se forma es 50,8 g.

Otra forma de resolver este ejercicio sería:

Considerando la relación de masa:



$$P_{\text{nit/flúor}} = \frac{m_{\text{nitrógeno}}}{m_{\text{flúor}}} = \frac{19,7 \text{ g}}{80,3 \text{ g}} = 0,245$$

Esta proporción se debe cumplir siempre, entonces como ahora nos están preguntando si tengo 10,0 g de nitrógeno y 45,0 g de flúor, verificamos si se cumple la proporción de 0,25. Si se cumple podemos sumar directamente.

$$P_{\text{nit/flúor}} = \frac{m_{\text{nitrógeno}}}{m_{\text{flúor}}} = \frac{10,0 \text{ g}}{45,0 \text{ g}} = 0,222$$

Como no se cumple la proporción, uno de los reactantes está en exceso.

$$P_{\text{nit/flúor}} = 0,245 = \frac{X \text{ g de nitrógeno}}{45,0 \text{ g de flúor}}$$

Si despejamos la incógnita, obtenemos que se necesitan 11,03 g de nitrógeno para consumir todo el flúor, y no nos alcanza, porque tenemos solamente 10,0 g de nitrógeno, entonces, hacemos el cálculo nuevamente.

$$P_{\text{nit/flúor}} = 0,245 = \frac{10,0 \text{ g de nitrógeno}}{X \text{ g de flúor}}$$

Despejando la incógnita, se obtiene que necesitamos 40,8 g de flúor para consumir los 10,0 g de nitrógeno, y esto si alcanza (porque hay 45 g de flúor). Ahora con la ley de la conservación de la masa, podemos determinar la masa de producto.



Por lo tanto, la masa de trifluoruro de nitrógeno que se forma es 50,8 g.

**Ejercicio 8:** La razón entre las masas de A y B ( $m_A/m_B$ ) que se combinan para formar un compuesto es 0,125. ¿Qué masa de compuesto se formará al poner en contacto 25,0 g de A con 75,0 g de B?

Sabemos que:

$$\frac{m_A}{m_B} = 0,125$$

Y esta relación se debe cumplir, entonces, lo primero que debemos revisar es si las nuevas masas que nos dieron cumplen la proporción

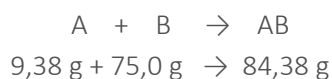
$$\frac{25 \text{ g de A}}{75 \text{ g de B}} = 0,33$$



Como la relación no se cumple, uno de los reactivos está en exceso.

|   |  |
|---|--|
| $\frac{25 \text{ g de A}}{X \text{ g de B}} = 0,125$  | $\frac{X \text{ g de A}}{75 \text{ g de B}} = 0,125$   |
| Si despejamos la incógnita, obtenemos que necesitamos 200 g de B para consumir los 25 g de A, y no nos alcanza, porque tenemos solamente 75 g de B. Por lo tanto este cálculo NO SIRVE. | Si despejamos la incógnita, obtenemos que necesitamos 9,38 g de A para consumir los 75 g de B, y ahora si nos alcanza porque tenemos 25 g de A. Por lo tanto este cálculo SIRVE. |

Ahora con la ley de la conservación de la masa, podemos determinar la masa de producto.



Por lo tanto, la masa de AB que se forma es 84,4 g.

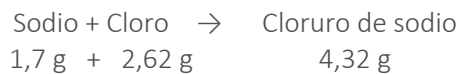
**Ejercicio 9:** La tabla muestra diferentes cantidades de reactivos utilizados para preparar cloruro de sodio. A partir de la información entregada complete la siguiente tabla:

| Sodio (g) | Cloro (g) | Cloruro de sodio (g) | Reactivo en exceso (g) | Reactivo limitante (g) |
|-----------|-----------|----------------------|------------------------|------------------------|
| 4,6       | 7,1       | 11,7                 | -----                  | -----                  |
| 1,7       | 10,0      |                      |                        |                        |
| 6,0       | 5,7       |                      |                        |                        |
| 6,9       | 10,7      |                      |                        |                        |

Una de las formas de resolver el ejercicio de la segunda fila sería:

|   |  |
|---|--|
| 4,6 g de sodio $\rightarrow$ 7,1 g de cloro<br>1,7 g de sodio $\rightarrow$ X g de cloro<br>X= 2,62 g de cloro  | 4,6 g de sodio $\rightarrow$ 7,1 g de cloro<br>X g de sodio $\rightarrow$ 10,0 g de cloro<br>X= 6,48 g de sodio  |
| Si despejamos la incógnita, obtenemos que se necesitan 2,62 g de cloro para consumir los 1,7 g de sodio, y si nos alcanza, porque tenemos 10,0 g de cloro. Por lo tanto este cálculo SIRVE. | Si despejamos la incógnita, obtenemos que necesitamos 6,48 g de sodio para consumir los 10,0 g de cloro, y ahora si no alcanza porque tenemos solamente 10 de sodio. Por lo tanto este cálculo NO SIRVE. |

Ahora con la ley de la conservación de la masa, podemos determinar la masa de producto.







Por lo tanto, la masa de cloruro de sodio que se forma es 4,32 g.

Ahora, como en este caso la masa de sodio que teníamos se consume completamente, éste sería el reactivo limitante y después de la reacción no queda nada. Como de la masa de cloro que teníamos (10,0 g) se consumen (o reaccionan) solamente 2,62 g, el cloro **sería el reactivo en exceso**. Ahora, como nos preguntan la masa de reactivo en exceso, lo podemos calcular de la siguiente manera:

Masa de reactivo que queda sin reaccionar= Masa del reactivo en exceso – masa que se consume realmente

Masa de reactivo que queda sin reaccionar=10,0 g de Cl (Teníamos originalmente) – 2,62g de Cl (ocupamos)

Masa de reactivo que queda sin reaccionar = 7,38 g de cloro.

De esta misma manera, se pueden resolver las otras líneas de la tabla. Obteniendo los siguientes resultados:

| Sodio (g) | Cloro (g) | Cloruro de sodio (g) | Reactivo en exceso (g) | Reactivo limitante (g) |
|-----------|-----------|----------------------|------------------------|------------------------|
| 4,6       | 7,1       | 11,7                 | -----                  | -----                  |
| 1,7       | 10,0      | 4,32                 | 7,38 g de cloro        | sodio                  |
| 6,0       | 5,7       | 9,39                 | 2,31 g de sodio        | cloro                  |
| 6,9       | 10,7      | 17,5                 |                        |                        |

**Ejercicio 10:** En AB la razón de combinación entre las masas de A y B ( $m_A/m_B$ ) es 0,25. ¿Cuál es el porcentaje de A en el compuesto?

Sabemos que:

$$\frac{m_A}{m_B} = 0,25$$

Lo que significa de 0,25 g de A reaccionaran con 1 g de B, formando 1,25 g de producto.

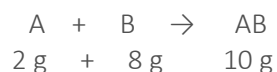
Si consideramos arbitrariamente una masa de A, por ejemplo vamos a decir que tenemos 2 g de A

$$\frac{2 \text{ g de A}}{X \text{ g de B}} = 0,25$$

Si despejamos la incógnita, obtenemos que necesitamos 8 g de B para consumir los 2 g de A.



Ahora con la ley de la conservación de la masa, podemos determinar la masa de producto.



Por lo tanto, la masa de AB que se forma es 10 g.

Para continuar con este ejercicio, debemos considerar que se formaron 10 g de AB. Si esto corresponde a un 100 %, y sabemos las masas de A y B, podemos hacer las siguientes relaciones

| Para A   | Para B   |
|--|--|
| 10 g de AB $\rightarrow$ 100%<br>2 g de A $\rightarrow$ X %<br>X= 20 % | 10 g de AB $\rightarrow$ 100%<br>8 g de B $\rightarrow$ X %<br>X= 80 % |
| Entonces, la composición porcentual de A en el AB es de 20 %           | Entonces, la composición porcentual de B en el AB es de 80 %           |

Si tú quieres resolver el ejercicio ocupando la relación (0,25 g de A reaccionaran con 1 g de B, formando 1,25 g de producto), deberías llegar al mismo resultado. Recuerda que las masas de ambos elementos están en una misma proporción.

**Ejercicio 11:** La razón de combinación o tanto por uno de A/B en el compuesto AB es 1,85. Cuál o cuáles de las siguientes aseveraciones son verdaderas:

- A. La masa del compuesto AB es 1,85 gramos
- B. El porcentaje en masa de A es 64,9% y el de B es 35,1%
- C. 25,0 g de A pueden reaccionar con 13,5 de B para dar 38,5 g. de AB

A. Sabemos que:

$$\frac{m_A}{m_B} = 1,85$$

Esta relación sólo quiere decir que las masas de A y B en el compuesto AB están en una proporción de 1,85:1. Si llevamos esto a masa, diríamos que se forman 2,85 g de producto. Por lo tanto no que se forman 1,85 g de AB, porque eso depende de las masas de reactivo que estemos usando. Por este motivo, la afirmación no es correcta.

B. Como la proporción  $m_A/m_B$  se debe cumplir, le podemos dar un valor arbitrario a la masa de A por ejemplo 1 g y calcular así la masa de B.

$$\frac{m_A}{m_B} = 1,85$$

$$\frac{1 \text{ g de A}}{m_B} = 1,85$$



$$m_B = 0,54 \text{ g de B}$$

Entonces:

$$1 \text{ g de A} + 0,54 \text{ g de B} = 1,54 \text{ g de AB}$$

Para continuar con este ejercicio, debemos considerar que se formaron 1,54 g de AB. Si esto corresponde a un 100 %, y sabemos las masas de A y B, podemos hacer las siguientes relaciones:

| Para A   | Para B  |
|--|---|
| 1,54 g de AB $\rightarrow$ 100%<br>1 g de A $\rightarrow$ X %<br>X= 64,9 % | 1,54 g de AB $\rightarrow$ 100%<br>0,54 g de B $\rightarrow$ X %<br>X= 35,1 % |
| Entonces, la composición porcentual de A en el AB es de 64,9 %             | Entonces, la composición porcentual de B en el AB es de 35,1 %                |

Por lo tanto, la afirmación es correcta.

C. Para resolver este ejercicio, debemos ver si se cumple la proporción:

$$\frac{m_A}{m_B} = 1,85$$

$$\frac{25,0 \text{ g de A}}{13,5 \text{ g de B}} = 1,85$$

Se cumple la proporción, además con la ley de la conservación de la masa podemos comprobar que:

$$25,0 \text{ g A} + 13,5 \text{ g de B} = 38,5 \text{ g de AB}$$

Por lo tanto, la afirmación es correcta.

**Ejercicio 12:** Los elementos A y B pueden formar dos compuestos diferentes. En el 1º hay 8 g de A por cada 26 g de compuesto. El 2º tiene una composición centesimal de 25 % de A y 75 % de B. ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?

El problema plantea que se forman dos compuestos diferentes a partir de A y B, los definiremos como los compuestos C y D. Considerando esto, tenemos dos situaciones:

Caso 1:



$$8 \text{ g de A} + X \text{ g de B} \rightarrow 26 \text{ g de C}$$

Entonces, por la ley de la conservación de la masa, sabemos que la masa de B será:

$$X \text{ g B} = 26 \text{ g de C} - 8 \text{ g de A} = 18 \text{ g de B}$$

Comprobamos este resultado si al sumar la masa de A con la masa de B, nos da como resultado los 26 g de C.

$$8 \text{ g de A} + 18 \text{ g de B} \rightarrow 26 \text{ g de C}$$

Caso 2:

$$25 \% \text{ de A y } 75 \% \text{ de B}$$

Si consideramos que tenemos 100 g de compuesto nos quedaría

$$25 \text{ g de A} + 75 \text{ g de B} \rightarrow 100 \text{ g de D}$$

El problema puede ser resuelto de distintas maneras:

Una de las formas de resolver este ejercicio sería:

Fijar una de las masas, fijemos por ejemplo los 18 g de B (del primer caso) y calculemos qué masa de B reacciona con 18 g de B en el segundo caso:

$$25 \text{ g de A} \rightarrow 75 \text{ g de B}$$

$$X \text{ g de A} \rightarrow 18 \text{ g de B}$$

$$X = 6 \text{ g de B}$$

Entonces ya sabemos que:

| Caso | Masa de A | Masa de B |
|------|-----------|-----------|
| 1    | 8 g       | 18 g      |
| 2    | 6 g       | 18 g      |

Ahora, si hacemos la relación de masas con la masa fija de B (que en este caso es 18 g), tenemos:

$$\frac{\text{masa A (caso 1)}}{\text{masa A (caso 2)}} = \frac{8 \text{ g}}{6 \text{ g}} = \frac{4}{3}$$

Como el resultado está en una relación de números enteros y pequeños, se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Otra forma de resolver este ejercicio sería:



Cuando ya sabemos la relación de masas que se combinan en ambos casos, podemos hacer la relación

Caso 1:

$$P_{A/B} = \frac{8 \text{ g A}}{18 \text{ g B}} = 0,44$$

Caso 2:

$$P_{A/B} = \frac{25 \text{ g A}}{75 \text{ g B}} = 0,33$$

El valor de las proporciones que acabamos de calcular ( $P_{A/B}$ ), corresponden en cada caso a la masa de A que se combina con 1 g de B.

Entonces, como fijamos en 1 g la masa de B, podemos ver si hay una relación entre las masas de A en cada caso:

Caso 1: 0,44 g de A

Caso 2: 0,33 g de A

$$P_{A/B} = \frac{0,44}{0,33} = 1,33 = \frac{4}{3}$$

Como el resultado está en una relación de números enteros y pequeños, se cumple la ley de las proporciones múltiples.

### Responsables académicos

Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a [ciencia.paiep@usach.cl](mailto:ciencia.paiep@usach.cl)

### Referencias y fuentes utilizadas

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2016). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2016). Manual de Ejercicios de Química General para Carreras Facultad Tecnológica. Unidad I: Estequiometría. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología