5.1. Estequiometría: Conceptos básicos

La estequiometria es la parte de la Química que estudia las relaciones entre los compuestos que intervienen en una reacción, reactivos (a la izquierda) y productos (a la derecha).
Entre paréntesis solemos expresar la fase o estado de agregación en la que se encuentran.

El primer paso de estos problemas será siempre ajustar la reacción (fundamental no olvidar), usando ***coeficientes estequiométricos*** de manera que el número de átomos de cada elemento sea idéntico a ambos lados de la reacción y así cumpla con ***la ley de conservación de la masa***.

ejemplo

$$C_4H_8 + 6\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O$$

1 mol x 56 g/mol + 6 mol x 32 g/mol → 4 mol x 44 g/mol + 4 mol x 18 g/mol

248 gramos 248 gramos

*Mediante los coeficientes estequiométricos conseguimos que el número de átomos de C (**4**), de H (**8**) y de O (**12**) sea idéntico en ambos lados y se cumpla la ley de conservación de masa.*

¿Cómo se interpretan los coeficientes estequiométricos?

Los coeficientes estequiométricos indican las relaciones que existen entre los diferentes compuestos que intervienen en la reacción. De esta manera para la ecuación anterior:

1 mol de C_4H_8 reaccionará con 6 moles de O_2 para obtener 4 moles de CO_2 y 4 moles de H_2O

1 mol de C_4H_8 reaccionará con 6 moles de O_2 para obtener 4 moles de CO_2 y 4 moles de H_2O

- *Entonces... sabrías decir ¿Cuántos gramos de H_2O se pueden formar con 64 g de O_2?*

$$C_4H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

1 mol de C_4H_8 reaccionará con 6 moles de O_2 para obtener 4 moles de CO_2 y 4 moles de H_2O

- *Entonces... sabrías decir ¿Cuántos gramos de H_2O se pueden formar con 64 g de O_2?*

$$C_4H_8 + 6\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O$$

1 mol de C_4H_8 reaccionará con 6 moles de O_2 para obtener 4 moles de CO_2 y 4 moles de H_2O

- *Entonces... sabrías decir ¿Cuántos gramos de H_2O se pueden formar con 64 g de O_2?*

$$C_4H_8 + 6\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O$$

- ***Entonces...*** *sabrías decir ¿Cuántos gramos de H_2O se pueden formar con 64 g de O_2?*

$$C_4H_8 + 6\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O$$

***Resolución mediante equivalencias:**

1) Pasamos los 64 g de O_2 a moles mediante la masa molar:	2) Calculamos los moles de H_2O mediante **la relación estequiométrica → 6 moles O_2 : 4 moles de H_2O**
$\frac{32\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = \frac{64\ g\ O_2}{x\ moles\ O_2} \rightarrow x = \heartsuit\ mol\ O_2$	$\frac{6\ moles\ O_2}{4\ moles\ H_2O} = \frac{2\ moles\ O_2}{x\ moles\ H_2O} \rightarrow x = \heartsuit\ mol\ H_2O$

- ***Entonces...*** *sabrías decir ¿Cuántos gramos de H_2O se pueden formar con 64 g de O_2?*

$$C_4H_8 + 6\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O$$

***Resolución mediante equivalencias:**

1) Pasamos los 64 g de O_2 a moles mediante la masa molar:	2) Calculamos los moles de H_2O mediante **la relación estequiométrica → 6 moles O_2 : 4 moles de H_2O**
$\frac{32\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = \frac{64\ g\ O_2}{x\ moles\ O_2} \rightarrow x = 2\ mol\ O_2$	$\frac{6\ moles\ O_2}{4\ moles\ H_2O} = \frac{2\ moles\ O_2}{x\ moles\ H_2O} \rightarrow x =$ ♥ $mol\ H_2O$

- ***Entonces...*** *sabrías decir ¿Cuántos gramos de H_2O se pueden formar con 64 g de O_2?*

$$C_4H_8 + 6\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O$$

***Resolución mediante equivalencias:**

1) Pasamos los 64 g de O_2 a moles mediante la masa molar:	2) Calculamos los moles de H_2O mediante **la relación estequiométrica → 6 moles O_2 : 4 moles de H_2O**
$\frac{32\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = \frac{64\ g\ O_2}{x\ moles\ O_2} \rightarrow x = 2\ mol\ O_2$	$\frac{6\ moles\ O_2}{4\ moles\ H_2O} = \frac{2\ moles\ O_2}{x\ moles\ H_2O} \rightarrow x = 1{,}33\ mol\ H_2O$

- ***Entonces...*** *sabrías decir ¿Cuántos gramos de H_2O se pueden formar con 64 g de O_2?*

$$C_4H_8 + 6\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O$$

***Resolución mediante equivalencias:**

1) Pasamos los 64 g de O_2 a moles mediante la masa molar:

$$\frac{32\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = \frac{64\ g\ O_2}{x\ moles\ O_2} \rightarrow x = 2\ mol\ O_2$$

2) Calculamos los moles de H_2O mediante **la relación estequiométrica → 6 moles O_2 : 4 moles de H_2O**

$$\frac{6\ moles\ O_2}{4\ moles\ H_2O} = \frac{2\ moles\ O_2}{x\ moles\ H_2O} \rightarrow x = 1{,}33\ mol\ H_2O$$

3) Pasamos los moles de H_2O obtenidos a gramos

$$\frac{1\ mol\ H_2O}{18\ g\ H_2O} = \frac{1{,}33\ moles\ H_2O}{x\ g\ H_2O} \rightarrow x = \heartsuit\ gramos\ H_2O$$

- ***Entonces...*** *sabrías decir ¿Cuántos gramos de H_2O se pueden formar con 64 g de O_2?*

$$C_4H_8 + 6\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 4\,H_2O$$

***Resolución mediante equivalencias:**

1) Pasamos los 64 g de O_2 a moles mediante la masa molar:

$$\frac{32\ g\ O_2}{1\ mol\ O_2} = \frac{64\ g\ O_2}{x\ moles\ O_2} \rightarrow x = 2\ mol\ O_2$$

2) Calculamos los moles de H_2O mediante **la relación estequiométrica → 6 moles O_2 : 4 moles de H_2O**

$$\frac{6\ moles\ O_2}{4\ moles\ H_2O} = \frac{2\ moles\ O_2}{x\ moles\ H_2O} \rightarrow x = 1{,}33\ mol\ H_2O$$

3) Pasamos los moles de H_2O obtenidos a gramos →

$$\frac{1\ mol\ H_2O}{18\ g\ H_2O} = \frac{1{,}33\ moles\ H_2O}{x\ g\ H_2O} \rightarrow x = \mathbf{24\ \ gramos\ H_2O}$$

ejemplo

La reacción del aluminio con el cloro produce cloruro de aluminio.

a. ¿Qué masa de tricloruro de aluminio se obtiene al hacer reaccionar 23 g de aluminio con un exceso de dicloro?

b. ¿Qué masas de aluminio y cloro se necesitan para obtener 145 g de cloruro de aluminio?

La reacción del aluminio con el cloro produce cloruro de aluminio.

a. ¿Qué masa de tricloruro de aluminio se obtiene al hacer reaccionar 23 g de aluminio con un exceso de dicloro?

Lo primero que se debe hacer es escribir la ecuación química que corresponde a esta reacción química y ajustarla. $Al + Cl_2 \longrightarrow AlCl_3$

$Mm(Al) = 26{,}98\ g/mol$

$Mm(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}45 = 70{,}90\ g/mol$

$Mm\ (AlCl_3) = 26{,}98 + 3 \cdot 35{,}45 =$ [redacted] g/mol

La reacción del aluminio con el cloro produce cloruro de aluminio.

a. ¿Qué masa de tricloruro de aluminio se obtiene al hacer reaccionar 23 g de aluminio con un exceso de dicloro?

Lo primero que se debe hacer es escribir la ecuación química que corresponde a esta reacción química y ajustarla. $2\ Al + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ AlCl_3$

$Mm(Al) = 26{,}98\ g/mol$

$Mm(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}45 = 70{,}90\ g/mol$

$Mm\ (AlCl_3) = 26{,}98 + 3 \cdot 35{,}45 =$ g/mol

La reacción del aluminio con el cloro produce cloruro de aluminio.

a. ¿Qué masa de tricloruro de aluminio se obtiene al hacer reaccionar 23 g de aluminio con un exceso de dicloro?

Lo primero que se debe hacer es escribir la ecuación química que corresponde a esta reacción química y ajustarla. $2\ Al + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ AlCl_3$

$Mm(Al) = 26{,}98\ g/mol$

$Mm(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}45 = 70{,}90\ g/mol$

$Mm\ (AlCl_3) = 26{,}98 + 3 \cdot 35{,}45 = 133{,}33\ g/mol$

Lo primero que se debe hacer es escribir la ecuación química que corresponde a esta reacción química y ajustarla. $2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$

$Mm(Al) = 26{,}98\ g/mol$

$Mm(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}45 = 70{,}90\ g/mol$

$Mm\,(AlCl_3) = 26{,}98 + 3 \cdot 35{,}45 = 133{,}33\ g/mol$

a. $2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$

g m?

Lo primero que se debe hacer es escribir la ecuación química que corresponde a esta reacción química y ajustarla. $2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$

$Mm(Al) = 26{,}98\ g/mol$

$Mm(Cl_2) = 2 \cdot 35{,}45 = 70{,}90\ g/mol$

$Mm\,(AlCl_3) = 26{,}98 + 3 \cdot 35{,}45 = 133{,}33\ g/mol$

a. $2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$

$23\ g \qquad\qquad m?$

a. $2\ Al + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ AlCl_3$

$23\ g$ $\qquad$ $m?$

Se calcula el número de moles de Al que representan los 23g.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{Al} = \frac{23}{26{,}98} = 0,\heartsuit\ moles$$

a. $2\ Al + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ AlCl_3$

$23\ g \qquad\qquad m?$

Se calcula el número de moles de Al que representan los 23g.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{Al} = \frac{23}{26{,}98} = 0{,}85\ moles$$

Se calcula el número de moles de Al que representan los 23g.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{Al} = \frac{23}{26{,}98} = 0{,}85\ moles$$

Se relaciona el número de moles de Al con el número de moles de tricloruro de aluminio, tal y como nos indica el ajuste de la reacción química.

$$n_{AlCl_3} = \frac{\text{moles de } AlCl_3}{2\ mol\ de\ Al} \cdot 0{,}85\ moles\ de\ Al = 0{,}\ moles$$

Se calcula el número de moles de Al que representan los 23g.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{Al} = \frac{23}{26{,}98} = 0{,}85\ moles$$

Se relaciona el número de moles de Al con el número de moles de tricloruro de aluminio, tal y como nos indica el ajuste de la reacción química.

$$n_{AlCl_3} = \frac{2\ moles\ de\ AlCl_3}{2\ mol\ de\ Al} \cdot 0{,}85\ moles\ de\ Al = 0{,}85\ moles$$

Se calcula el número de moles de Al que representan los 23g.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{Al} = \frac{23}{26{,}98} = 0{,}85\ moles$$

Se relaciona el número de moles de Al con el número de moles de tricloruro de aluminio, tal y como nos indica el ajuste de la reacción química.

$$n_{AlCl_3} = \frac{2\ moles\ de\ AlClCl_3}{2\ mol\ de\ Al} . 0{,}85\ moles\ de\ Al = 0{,}85\ moles$$

Una vez obtenido el número de moles de producto, se calcula la masa de $AlCl_3$ que se obtiene.

m_{AlCl_3} = n. Mm = 0,85 . = g

Se calcula el número de moles de Al que representan los 23g.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{Al} = \frac{23}{26{,}98} = 0{,}85\ moles$$

Se relaciona el número de moles de Al con el número de moles de tricloruro de aluminio, tal y como nos indica el ajuste de la reacción química.

$$n_{AlCl_3} = \frac{2\ moles\ de\ AlClCl_3}{2\ mol\ de\ Al} . 0{,}85\ moles\ de\ Al = 0{,}85\ moles$$

Una vez obtenido el número de moles de producto, se calcula la masa de $AlCl_3$ que se obtiene.

$m_{AlCl_3} = n. Mm = 0{,}85 . 133{,}33 =$ [illegible] g

Se calcula el número de moles de Al que representan los 23g.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{Al} = \frac{23}{26{,}98} = 0{,}85\ moles$$

Se relaciona el número de moles de Al con el número de moles de tricloruro de aluminio, tal y como nos indica el ajuste de la reacción química.

$$n_{AlCl_3} = \frac{2\ moles\ de\ AlClCl_3}{2\ mol\ de\ Al} . 0{,}85\ moles\ de\ Al = 0{,}85\ moles$$

Una vez obtenido el número de moles de producto, se calcula la masa de $AlCl_3$ que se obtiene.

m_{AlCl_3} = n. Mm = 0,85 . 133,33 = **113,33 g**

La reacción del aluminio con el cloro produce cloruro de aluminio.

a. ¿Qué masa de tricloruro de aluminio se obtiene al hacer reaccionar 23 g de aluminio con un exceso de dicloro?

b. ¿Qué masas de aluminio y cloro se necesitan para obtener 145 g de cloruro de aluminio?

b. $2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$

m? m? 145 g

Primero se calcula el número de moles que corresponde a 145 g de tricloruro de aluminio.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{AlCl_3} = \frac{145}{133{,}33} = \text{❤}\ moles$$

b. $2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$

m? m? 145 g

Primero se calcula el número de moles que corresponde a 145 g de tricloruro de aluminio.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{AlCl_3} = \frac{145}{133{,}33} = 1{,}09\ moles$$

b. $2\ Al + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ AlCl_3$

m? m? 145 g

Primero se calcula el número de moles que corresponde a 145 g de tricloruro de aluminio.

$n = \frac{m}{Mm}$

$$n_{AlCl_3} = \frac{145}{133{,}33} = 1{,}09\ moles$$

Se relaciona el número de moles de la sal con el número de moles de aluminio según nos indica el ajuste de la ecuación química, y después se calcula la masa correspondiente.

$$n_{Al} = \frac{\heartsuit\ moles\ de\ Al}{2\ moles\ de\ AlCl_3} \cdot 1{,}09\ moles\ de\ AlCl_3 = \heartsuit\ moles$$

$m_{Al} = 1{,}09 \cdot \heartsuit = \heartsuit\ g$

b. $2\ Al + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ AlCl_3$

m? m? 145 g

Primero se calcula el número de moles que corresponde a 145 g de tricloruro de aluminio.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{AlCl_3} = \frac{145}{133{,}33} = 1{,}09\ moles$$

Se relaciona el número de moles de la sal con el número de moles de aluminio según nos indica el ajuste de la ecuación química, y después se calcula la masa correspondiente.

$$n_{Al} = \frac{2\ moles\ de\ Al}{2\ moles\ de\ AlCl_3} \cdot 1{,}09\ moles\ de\ AlCl_3 = 1{,}09\ moles$$

$m_{Al} = 1{,}09 \cdot$ [illegible] $= $ [illegible] g

b. $2\ Al + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ AlCl_3$

m? m? 145 g

Primero se calcula el número de moles que corresponde a 145 g de tricloruro de aluminio.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{AlCl_3} = \frac{145}{133{,}33} = 1{,}09\ moles$$

Se relaciona el número de moles de la sal con el número de moles de aluminio según nos indica el ajuste de la ecuación química, y después se calcula la masa correspondiente.

$$n_{Al} = \frac{2\ moles\ de\ Al}{2\ moles\ de\ AlCl_3} . 1{,}09\ moles\ de\ AlCl_3 = 1{,}09\ moles$$

$m_{Al} = 1{,}09 . 26{,}98 =$ [illegible] g

b. $2\ Al + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ AlCl_3$

m? m? 145 g

Primero se calcula el número de moles que corresponde a 145 g de tricloruro de aluminio.

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{AlCl_3} = \frac{145}{133{,}33} = 1{,}09\ moles$$

Se relaciona el número de moles de la sal con el número de moles de aluminio según nos indica el ajuste de la ecuación química, y después se calcula la masa correspondiente.

$$n_{Al} = \frac{2\ moles\ de\ Al}{2\ moles\ de\ AlCl_3} \cdot 1{,}09\ moles\ de\ AlCl_3 = 1{,}09\ moles$$

$m_{Al} = 1{,}09 \cdot 26{,}98 = \mathbf{29{,}41\ g}$

Para calcular la masa que se necesita de cloro relacionamos los moles de sal con los moles de cloro según la ecuación química ajustada:

$$n_{Cl_2} = \frac{\heartsuit\ moles\ de\ Cl_2}{2\ moles\ de\ AlCl_3} . 1{,}09\ moles\ de\ AlCl_3 = \heartsuit\ moles$$

Para calcular la masa que se necesita de cloro relacionamos los moles de sal con los moles de cloro según la ecuación química ajustada:

$$n_{Cl_2} = \frac{3\ moles\ de\ Cl_2}{2\ moles\ de\ AlCl_3} \cdot 1{,}09\ moles\ de\ AlCl_3 = \ moles$$

Para calcular la masa que se necesita de cloro relacionamos los moles de sal con los moles de cloro según la ecuación química ajustada:

$$n_{Cl_2} = \frac{3\ moles\ de\ Cl_2}{2\ moles\ de\ AlCl_3} . 1{,}09\ moles\ de\ AlCl_3 = 1{,}64\ moles$$

Para calcular la masa que se necesita de cloro relacionamos los moles de sal con los moles de cloro según la ecuación química ajustada:

$$n_{Cl_2} = \frac{3\ moles\ de\ Cl_2}{2\ moles\ de\ AlCl_3} \cdot 1{,}09\ moles\ de\ AlCl_3 = 1{,}64\ moles$$

$$m_{Cl_2} = 1{,}64 \cdot 70{,}90 = \mathbf{115.92\ g}$$

IMPORTANTE: Observa que se cumple la **Ley de Lavoisier** (la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos). 29,41 + 115,92 = 145,33 g (la diferencia con 145 g se debe a los decimales que se redondean).

ejemplo

La combustión de cierta masa de butanol (C_4H_9OH) produce 52,4 g de agua.

a. Calcula la masa de butanol quemada.

b. Determina los moles de dióxido de carbono que se han producido.

La combustión de cierta masa de butanol (C_4H_9OH) produce 52,4 g de agua.

a. Calcula la masa de butanol quemada.

b. Determina los moles de dióxido de carbono que se han producido.

Se trata de una reacción de combustión, por lo que el butanol reaccionará con oxígeno molecular obteniéndose como productos dióxido de carbono y agua.

La combustión de cierta masa de butanol (C_4H_9OH) produce 52,4 g de agua.

a. Calcula la masa de butanol quemada.

b. Determina los moles de dióxido de carbono que se han producido.

Se trata de una reacción de combustión, por lo que el butanol reaccionará con oxígeno molecular obteniéndose como productos dióxido de carbono y agua.

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2}O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

m? n? 52,4 g

Se trata de una reacción de combustión, por lo que el butanol reaccionará con oxígeno molecular obteniéndose como productos dióxido de carbono y agua.

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2}O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

m? n? 52,4 g

$Mm(C_4H_9OH) = 4 \cdot 12,01 + 10 \cdot 1,01 + 15,99 =$ g/mol

$Mm\,(H_2O) = 2 \cdot 1,01 + 15,99 = 18,01$ g/mol

Se trata de una reacción de combustión, por lo que el butanol reaccionará con oxígeno molecular obteniéndose como productos dióxido de carbono y agua.

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2}O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

m? n? 52,4 g

$Mm(C_4H_9OH) = 4 \cdot 12,01 + 10 \cdot 1,01 + 15,99 = 74,13$ g/mol

$Mm(H_2O) = 2 \cdot 1,01 + 15,99 = 18,01$ g/mol

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2} O_2 \longrightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$$

m? V(c.n.)? n? 52,4 g

$Mm(C_4H_9OH) = 4 \cdot 12{,}01 + 10 \cdot 1{,}01 + 15{,}99 = 74{,}13$ g/mol

$Mm\ (H_2O) = 2 \cdot 1{,}01 + 15{,}99 = 18{,}01$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{H_2O} = \frac{52{,}4}{\quad} = \quad \text{moles}$$

$$\underset{\text{m?}}{C_4H_9OH} + \frac{13}{2}\underset{\text{V(c.n.)?}}{O_2} \longrightarrow 4\,\underset{\text{n?}}{CO_2} + 5\,\underset{\text{52,4 g}}{H_2O}$$

$Mm(C_4H_9OH) = 4 \cdot 12{,}01 + 10 \cdot 1{,}01 + 15{,}99 = 74{,}13$ g/mol

$Mm\,(H_2O) = 2 \cdot 1{,}01 + 15{,}99 = 18{,}01$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{H_2O} = \frac{52{,}4}{18{,}01} = \text{[illegible]} \text{ moles}$$

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2} O_2 \longrightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$$

m? V(c.n.)? n? 52,4 g

$Mm(C_4H_9OH) = 4 \cdot 12,01 + 10 \cdot 1,01 + 15,99 = 74,13$ g/mol

$Mm\ (H_2O) = 2 \cdot 1,01 + 15,99 = 18,01$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{H_2O} = \frac{52,4}{18,01} = 2,91 \text{ moles}$$

$$\underset{\text{m?}}{C_4H_9OH} + \underset{\text{V(c.n.)?}}{\frac{13}{2}O_2} \longrightarrow \underset{\text{n?}}{4\,CO_2} + \underset{\text{52,4 g}}{5\,H_2O}$$

$Mm(C_4H_9OH) = 4 \cdot 12{,}01 + 10 \cdot 1{,}01 + 15{,}99 = 74{,}13$ g/mol

$Mm(H_2O) = 2 \cdot 1{,}01 + 15{,}99 = 18{,}01$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{H_2O} = \frac{52{,}4}{18{,}01} = 2{,}91 \text{ moles}$$

a. $n_{C_4H_9OH} = \frac{1\ mol\ de\ C_4H_9OH}{moles\ de\ H_2O} \cdot 2{,}91$ moles de $H_2O =$ moles

$m_{C_4H_9OH} =$ $\cdot\ 74{,}13 =$ g

$$\underset{\text{m?}}{C_4H_9OH} + \frac{13}{2}\underset{\text{V(c.n.)?}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{n?}}{4\,CO_2} + \underset{\text{52,4 g}}{5\,H_2O}$$

$Mm(C_4H_9OH) = 4 \cdot 12{,}01 + 10 \cdot 1{,}01 + 15{,}99 = 74{,}13$ g/mol

$Mm\,(H_2O) = 2 \cdot 1{,}01 + 15{,}99 = 18{,}01$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{H_2O} = \frac{52{,}4}{18{,}01} = 2{,}91 \text{ moles}$$

a. $n_{C_4H_9OH} = \frac{1\ mol\ de\ C_4H_9OH}{5\ moles\ de\ H_2O} \cdot 2{,}91$ moles de $H_2O = 0{,}58$ moles

$m_{C_4H_9OH} = 0{,}58 \cdot 74{,}13 =$ g

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2} O_2 \longrightarrow 4\ CO_2 + 5\ H_2O$$

m? V(c.n.)? n? 52,4 g

$Mm(C_4H_9OH) = 4 \cdot 12,01 + 10 \cdot 1,01 + 15,99 = 74,13$ g/mol

$Mm\ (H_2O) = 2 \cdot 1,01 + 15,99 = 18,01$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm}$$

$$n_{H_2O} = \frac{52,4}{18,01} = 2,91 \text{ moles}$$

a. $n_{C_4H_9OH} = \frac{1\ mol\ de\ C_4H_9OH}{5\ moles\ de\ H_2O} \cdot 2,91$ moles de $H_2O = 0,58$ moles

$m_{C_4H_9OH} = 0,58 \cdot 74,13 =$ **43,14 g**

La combustión de cierta masa de butanol (C_4H_9OH) produce 52,4 g de agua.

a. Calcula la masa de butanol quemada.

b. Determina los moles de dióxido de carbono que se han producido.

Se trata de una reacción de combustión, por lo que el butanol reaccionará con oxígeno molecular obteniéndose como productos dióxido de carbono y agua.

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2} O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

m? n? 52,4 g

La combustión de cierta masa de butanol (C_4H_9OH) produce 52,4 g de agua.

a. Calcula la masa de butanol quemada.

b. Determina los moles de dióxido de carbono que se han producido.

Se trata de una reacción de combustión, por lo que el butanol reaccionará con oxígeno molecular obteniéndose como productos dióxido de carbono y agua.

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2}O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

m? n? 52,4 g

b.

$$n_{CO_2} = \frac{4\ moles\ de\ CO_2}{5\ moles\ de\ H_2O} \cdot 2{,}91\ moles\ de\ H_2O = \ \textbf{moles}$$

La combustión de cierta masa de butanol (C_4H_9OH) produce 52,4 g de agua.

a. Calcula la masa de butanol quemada.

b. Determina los moles de dióxido de carbono que se han producido.

Se trata de una reacción de combustión, por lo que el butanol reaccionará con oxígeno molecular obteniéndose como productos dióxido de carbono y agua.

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2}O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

m? n? 52,4 g

b.

$$n_{CO_2} = \frac{4\ moles\ de\ CO_2}{5\ moles\ de\ H_2O} \cdot 2{,}91\ moles\ de\ H_2O = \heartsuit\ \textbf{moles}$$

La combustión de cierta masa de butanol (C_4H_9OH) produce 52,4 g de agua.

a. Calcula la masa de butanol quemada.

b. Determina los moles de dióxido de carbono que se han producido.

Se trata de una reacción de combustión, por lo que el butanol reaccionará con oxígeno molecular obteniéndose como productos dióxido de carbono y agua.

$$C_4H_9OH + \frac{13}{2}O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$

m? n? 52,4 g

b.

$$n_{CO_2} = \frac{4\ moles\ de\ CO_2}{5\ moles\ de\ H_2O} \cdot 2{,}91\ \text{moles de}\ H_2O = \mathbf{2{,}33\ moles}$$

ejemplo

Al reaccionar el ácido clorhídrico con el óxido de calcio se produce la siguiente reacción:

$$CaO\,(s) + HCl\,(ac) \longrightarrow CaCl_2\,(ac) + H_2O\,(l)$$

¿Se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio si se parte de 73 g de ácido clorhídrico? Calcula la masa de óxido de calcio que se necesita para obtenerlos.

Al reaccionar el ácido clorhídrico con el óxido de calcio se produce la siguiente reacción:

$$CaO\ (s) + HCl\ (ac) \longrightarrow CaCl_2\ (ac) + H_2O\ (l)$$

¿Se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio si se parte de 73 g de ácido clorhídrico? Calcula la masa de óxido de calcio que se necesita para obtenerlos.

$CaO\ (s)$ +	$HCl\ (ac)$	$\longrightarrow$	$CaCl_2\ (ac) + H_2O\ (l)$
m?	73 g		111 g?
	m?		111 g

$Mm(HCl) = 1{,}01 + 35{,}45 = 36{,}46$ g/mol

$Mm(CaCl_2) = 40{,}08 + 2 \cdot 35{,}45 = 110{,}98$ g/mol

$Mm(CaO) = 40{,}08 + 15{,}99 =$ g/mol

Al reaccionar el ácido clorhídrico con el óxido de calcio se produce la siguiente reacción:

$$CaO\,(s) + HCl\,(ac) \longrightarrow CaCl_2\,(ac) + H_2O\,(l)$$

¿Se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio si se parte de 73 g de ácido clorhídrico? Calcula la masa de óxido de calcio que se necesita para obtenerlos.

$$\begin{array}{lll} CaO\,(s) + 2\,HCl\,(ac) \longrightarrow & CaCl_2\,(ac) + H_2O\,(l) \\ m? \qquad 73\ g & 111\ g? \\ m? & 111\ g \end{array}$$

$Mm(HCl) = 1{,}01 + 35{,}45 = 36{,}46\ g/mol$

$Mm(CaCl_2) = 40{,}08 + 2\,.\,35{,}45 = 110{,}98\ g/mol$

$Mm(CaO) = 40{,}08 + 15{,}99 =$ [redacted] g/mol

Al reaccionar el ácido clorhídrico con el óxido de calcio se produce la siguiente reacción:

$$CaO\,(s) + HCl\,(ac) \longrightarrow CaCl_2\,(ac) + H_2O\,(l)$$

¿Se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio si se parte de 73 g de ácido clorhídrico? Calcula la masa de óxido de calcio que se necesita para obtenerlos.

$$\begin{array}{lll} CaO\,(s) + 2\,HCl\,(ac) \longrightarrow & CaCl_2\,(ac) + H_2O\,(l) \\ m? \qquad 73\ g & 111\ g? \\ m? & 111\ g \end{array}$$

$Mm(HCl) = 1{,}01 + 35{,}45 = 36{,}46\ g/mol$

$Mm(CaCl_2) = 40{,}08 + 2\,.\,35{,}45 = 110{,}98\ g/mol$

$Mm(CaO) = 40{,}08 + 15{,}99 = 56{,}07\ g/mol$

$$CaO\ (s) + 2\ HCl\ (ac) \longrightarrow CaCl_2\ (ac) + H_2O\ (l)$$

m?	73 g	111 g?
	m?	111 g

$Mm(HCl) = 1{,}01 + 35{,}45 = 36{,}46$ g/mol

$Mm(CaCl_2) = 40{,}08 + 2 \cdot 35{,}45 = 110{,}98$ g/mol

$Mm(CaO) = 40{,}08 + 15{,}99 = 56{,}07$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} \qquad n_{HCl} = \frac{73}{36{,}46} = \text{moles}$$

$$CaO\ (s) + 2\ HCl\ (ac) \longrightarrow CaCl_2\ (ac) + H_2O\ (l)$$

m?	73 g	111 g?
	m?	111 g

$Mm(HCl) = 1{,}01 + 35{,}45 = 36{,}46$ g/mol

$Mm(CaCl_2) = 40{,}08 + 2\ .\ 35{,}45 = 110{,}98$ g/mol

$Mm(CaO) = 40{,}08 + 15{,}99 = 56{,}07$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} \qquad n_{HCl} = \frac{73}{36{,}46} = 2 \text{ moles}$$

$$CaO\ (s) + 2\ HCl\ (ac) \longrightarrow CaCl_2\ (ac) + H_2O\ (l)$$

m?	73 g	111 g?
	m?	111 g

$Mm(HCl) = 1{,}01 + 35{,}45 = 36{,}46$ g/mol

$Mm(CaCl_2) = 40{,}08 + 2 \cdot 35{,}45 = 110{,}98$ g/mol

$Mm(CaO) = 40{,}08 + 15{,}99 = 56{,}07$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} \qquad n_{HCl} = \frac{73}{36{,}46} = 2 \text{ moles}$$

$$n_{CaCl_2} = \frac{\text{mol de } CaCl_2}{2 \text{ moles de } HCl} \cdot 2 \text{ moles de HCl} = \text{mol}$$

$m_{CaCl_2} = 1 \cdot$ g = g → con 73 g de ácido clorhídrico se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio.

$$CaO\ (s) + 2\ HCl\ (ac) \longrightarrow CaCl_2\ (ac) + H_2O\ (l)$$

m?	73 g	111 g?
	m?	111 g

$Mm(HCl) = 1{,}01 + 35{,}45 = 36{,}46$ g/mol

$Mm(CaCl_2) = 40{,}08 + 2 \cdot 35{,}45 = 110{,}98$ g/mol

$Mm(CaO) = 40{,}08 + 15{,}99 = 56{,}07$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} \qquad n_{HCl} = \frac{73}{36{,}46} = 2 \text{ moles}$$

$$n_{CaCl_2} = \frac{1\ mol\ de\ CaCl_2}{2\ moles\ de\ HCl} \cdot 2 \text{ moles de HCl} = 1 \text{ mol}$$

$m_{CaCl_2} = 1 \cdot$ g = g ➡ , con 73 g de ácido clorhídrico se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio.

$$CaO\ (s) + 2\ HCl\ (ac) \longrightarrow CaCl_2\ (ac) + H_2O\ (l)$$

m?	73 g	111 g?
	m?	111 g

$Mm(HCl) = 1{,}01 + 35{,}45 = 36{,}46$ g/mol

$Mm(CaCl_2) = 40{,}08 + 2 \cdot 35{,}45 = 110{,}98$ g/mol

$Mm(CaO) = 40{,}08 + 15{,}99 = 56{,}07$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} \qquad n_{HCl} = \frac{73}{36{,}46} = 2 \text{ moles}$$

$$n_{CaCl_2} = \frac{1\ mol\ de\ CaCl_2}{2\ moles\ de\ HCl} \cdot 2 \text{ moles de HCl} = 1 \text{ mol}$$

$m_{CaCl_2} = 1 \cdot 110{,}98$ g $= 110{,}98$ g, con 73 g de ácido clorhídrico se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio.

$$CaO\ (s) + \underset{73\ g}{2\ HCl\ (ac)} \longrightarrow \underset{111\ g?}{CaCl_2\ (ac)} + H_2O\ (l)$$

m? m? 111 g

$Mm(HCl) = 1{,}01 + 35{,}45 = 36{,}46$ g/mol

$Mm(CaCl_2) = 40{,}08 + 2\ .\ 35{,}45 = 110{,}98$ g/mol

$Mm(CaO) = 40{,}08 + 15{,}99 = 56{,}07$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} \qquad n_{HCl} = \frac{73}{36{,}46} = 2 \text{ moles}$$

$$n_{CaCl_2} = \frac{1\ mol\ de\ CaCl_2}{2\ moles\ de\ HCl}\ .\ 2 \text{ moles de HCl} = 1 \text{ mol}$$

$m_{CaCl_2} = 1\ .\ 110{,}98\ g = 110{,}98\ g$ ➡ **Sí,** con 73 g de ácido clorhídrico se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio.

Al reaccionar el ácido clorhídrico con el óxido de calcio se produce la siguiente reacción:

¿Se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio si se parte de 73 g de ácido clorhídrico? Calcula la masa de óxido de calcio que se necesita para obtenerlos.

Al reaccionar el ácido clorhídrico con el óxido de calcio se produce la siguiente reacción:

$$CaO\,(s) + HCl\,(ac) \longrightarrow CaCl_2\,(ac) + H_2O\,(l)$$

¿Se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio si se parte de 73 g de ácido clorhídrico? Calcula la masa de óxido de calcio que se necesita para obtenerlos.

$$n_{CaO} = \frac{\heartsuit\ mol\ de\ CaO}{2\ moles\ de\ HCl} \cdot 2\ moles\ de\ HCl = \heartsuit\ mol$$

$$m_{CaO} = 1 \cdot \heartsuit = \heartsuit\ g$$

Al reaccionar el ácido clorhídrico con el óxido de calcio se produce la siguiente reacción:

$$CaO\,(s) + HCl\,(ac) \longrightarrow CaCl_2\,(ac) + H_2O\,(l)$$

¿Se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio si se parte de 73 g de ácido clorhídrico? Calcula la masa de óxido de calcio que se necesita para obtenerlos.

$$n_{CaO} = \frac{1\ mol\ de\ CaO}{2\ moles\ de\ HCl} \cdot 2\ moles\ de\ HCl = 1\ mol$$

$$m_{CaO} = 1 \cdot \heartsuit = \heartsuit\ g$$

Al reaccionar el ácido clorhídrico con el óxido de calcio se produce la siguiente reacción:

$$CaO\,(s) + HCl\,(ac) \longrightarrow CaCl_2\,(ac) + H_2O\,(l)$$

¿Se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio si se parte de 73 g de ácido clorhídrico? Calcula la masa de óxido de calcio que se necesita para obtenerlos.

$$n_{CaO} = \frac{1\ mol\ de\ CaO}{2\ moles\ de\ HCl} \cdot 2\ moles\ de\ HCl = 1\ mol$$

$$m_{CaO} = 1 \cdot 56{,}07 = \ldots\ g$$

Al reaccionar el ácido clorhídrico con el óxido de calcio se produce la siguiente reacción:

$$CaO\,(s) + HCl\,(ac) \longrightarrow CaCl_2\,(ac) + H_2O\,(l)$$

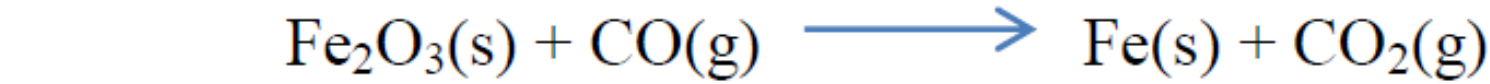
¿Se podrían obtener 111 g de cloruro de calcio si se parte de 73 g de ácido clorhídrico? Calcula la masa de óxido de calcio que se necesita para obtenerlos.

$$n_{CaO} = \frac{1\ mol\ de\ CaO}{2\ moles\ de\ HCl} \cdot 2\ moles\ de\ HCl = 1\ mol$$

$$m_{CaO} = 1 \cdot 56{,}07 = \mathbf{56{,}07\ g}$$

ejemplo

El hierro puede obtenerse según la reacción:



El hierro puede obtenerse según la reacción:

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

El análisis de una muestra de 978 g de un mineral que contiene óxido férrico ha dado 354 g de hierro. ¿Cuál es la riqueza en óxido de hierro (III) del mineral?

El hierro puede obtenerse según la reacción:

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

El análisis de una muestra de 978 g de un mineral que contiene óxido férrico ha dado 354 g de hierro. ¿Cuál es la riqueza en óxido de hierro (III) del mineral?

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

El hierro puede obtenerse según la reacción:

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

El análisis de una muestra de 978 g de un mineral que contiene óxido férrico ha dado 354 g de hierro. ¿Cuál es la riqueza en óxido de hierro (III) del mineral?

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

El hierro puede obtenerse según la reacción:

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

El análisis de una muestra de 978 g de un mineral que contiene óxido férrico ha dado 354 g de hierro. ¿Cuál es la riqueza en óxido de hierro (III) del mineral?

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

El hierro puede obtenerse según la reacción:

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

El análisis de una muestra de 978 g de un mineral que contiene óxido férrico ha dado 354 g de hierro. ¿Cuál es la riqueza en óxido de hierro (III) del mineral?

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

$Mm(Fe) = 55{,}85$ g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55{,}85 + 3 \cdot 15{,}99 =$ g/mol

El hierro puede obtenerse según la reacción:

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

El análisis de una muestra de 978 g de un mineral que contiene óxido férrico ha dado 354 g de hierro. ¿Cuál es la riqueza en óxido de hierro (III) del mineral?

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

$Mm(Fe) = 55,85$ g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 15,99 = 159,67$ g/mol

El hierro puede obtenerse según la reacción:

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

El análisis de una muestra de 978 g de un mineral que contiene óxido férrico ha dado 354 g de hierro. ¿Cuál es la riqueza en óxido de hierro (III) del mineral?

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

$Mm(Fe) = 55{,}85$ g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55{,}85 + 3 \cdot 15{,}99 = 159{,}67$ g/mol

$n = \frac{m}{Mm}$ $n_{Fe} = \frac{354}{55{,}85} =$ moles

El hierro puede obtenerse según la reacción:

$$Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$$

El análisis de una muestra de 978 g de un mineral que contiene óxido férrico ha dado 354 g de hierro. ¿Cuál es la riqueza en óxido de hierro (III) del mineral?

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

$Mm(Fe) = 55{,}85$ g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55{,}85 + 3 \cdot 15{,}99 = 159{,}67$ g/mol

$n = \frac{m}{Mm}$ $n_{Fe} = \frac{354}{55{,}85} = 6{,}34$ moles

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

$Mm(Fe) = 55{,}85$ g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55{,}85 + 3 \cdot 15{,}99 = 159{,}67$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} \qquad n_{Fe} = \frac{354}{55{,}85} = 6{,}34 \text{ moles}$$

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{\text{mol de } Fe_2O_3}{2 \text{ moles de } Fe} \cdot 6{,}34 \text{ moles de Fe} = \text{moles}$$

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

$Mm(Fe) = 55{,}85$ g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55{,}85 + 3 \cdot 15{,}99 = 159{,}67$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} \qquad n_{Fe} = \frac{354}{55{,}85} = 6{,}34 \text{ moles}$$

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{1\ mol\ de\ Fe_2O_3}{2\ moles\ de\ Fe} \cdot 6{,}34 \text{ moles de Fe} = \heartsuit \text{ moles}$$

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

$Mm(Fe) = 55{,}85$ g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55{,}85 + 3 \cdot 15{,}99 = 159{,}67$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} \qquad n_{Fe} = \frac{354}{55{,}85} = 6{,}34 \text{ moles}$$

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{1\ mol\ de\ Fe_2O_3}{2\ moles\ de\ Fe} \cdot 6{,}34 \text{ moles de Fe} = 3{,}17 \text{ moles}$$

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

$Mm(Fe) = 55{,}85$ g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55{,}85 + 3 \cdot 15{,}99 = 159{,}67$ g/mol

$n = \frac{m}{Mm}$ $n_{Fe} = \frac{354}{55{,}85} = 6{,}34$ moles

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{1\ mol\ de\ Fe_2O_3}{2\ moles\ de\ Fe} \cdot 6{,}34\ moles\ de\ Fe = 3{,}17\ moles$$

$m_{Fe_2O_3} = 3{,}17 \cdot 159{,}67 =$ g

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

$Mm(Fe) = 55{,}85$ g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55{,}85 + 3 \cdot 15{,}99 = 159{,}67$ g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} \qquad n_{Fe} = \frac{354}{55{,}85} = 6{,}34 \text{ moles}$$

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{1\ mol\ de\ Fe_2O_3}{2\ moles\ de\ Fe} \cdot 6{,}34 \text{ moles de Fe} = 3{,}17 \text{ moles}$$

$$m_{Fe_2O_3} = 3{,}17 \cdot 159{,}67 = 506{,}03 \text{ g}$$

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

Mm(Fe) = 55,85 g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 15,99 = 159,67$ g/mol

$n = \frac{m}{Mm}$ $n_{Fe} = \frac{354}{55,85} = 6,34$ moles

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{1\ mol\ de\ Fe_2O_3}{2\ moles\ de\ Fe} \cdot 6,34\ moles\ de\ Fe = 3,17\ moles$$

$$m_{Fe_2O_3} = 3,17 \cdot 159,67 = 506,03\ g$$

$$\%\ Fe_2O_3 = \frac{506,03}{978} \cdot 100 = \mathbf{51,7\%}$$

$$Fe_2O_3(s) + 3\ CO(g) \longrightarrow 2\ Fe(s) + 3\ CO_2(g)$$

978 g mineral 354 g

Mm(Fe) = 55,85 g/mol

$Mm(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 15,99 = 159,67$ g/mol

$n = \frac{m}{Mm}$ $n_{Fe} = \frac{354}{55,85} = 6,34$ moles

$$n_{Fe_2O_3} = \frac{1\ mol\ de\ Fe_2O_3}{2\ moles\ de\ Fe} \cdot 6,34\ moles\ de\ Fe = 3,17\ moles$$

$$m_{Fe_2O_3} = 3,17 \cdot 159,67 = 506,03\ g$$

$$\%\ Fe_2O_3 = \frac{506,03}{978} \cdot 100 = \mathbf{51,74\%}$$

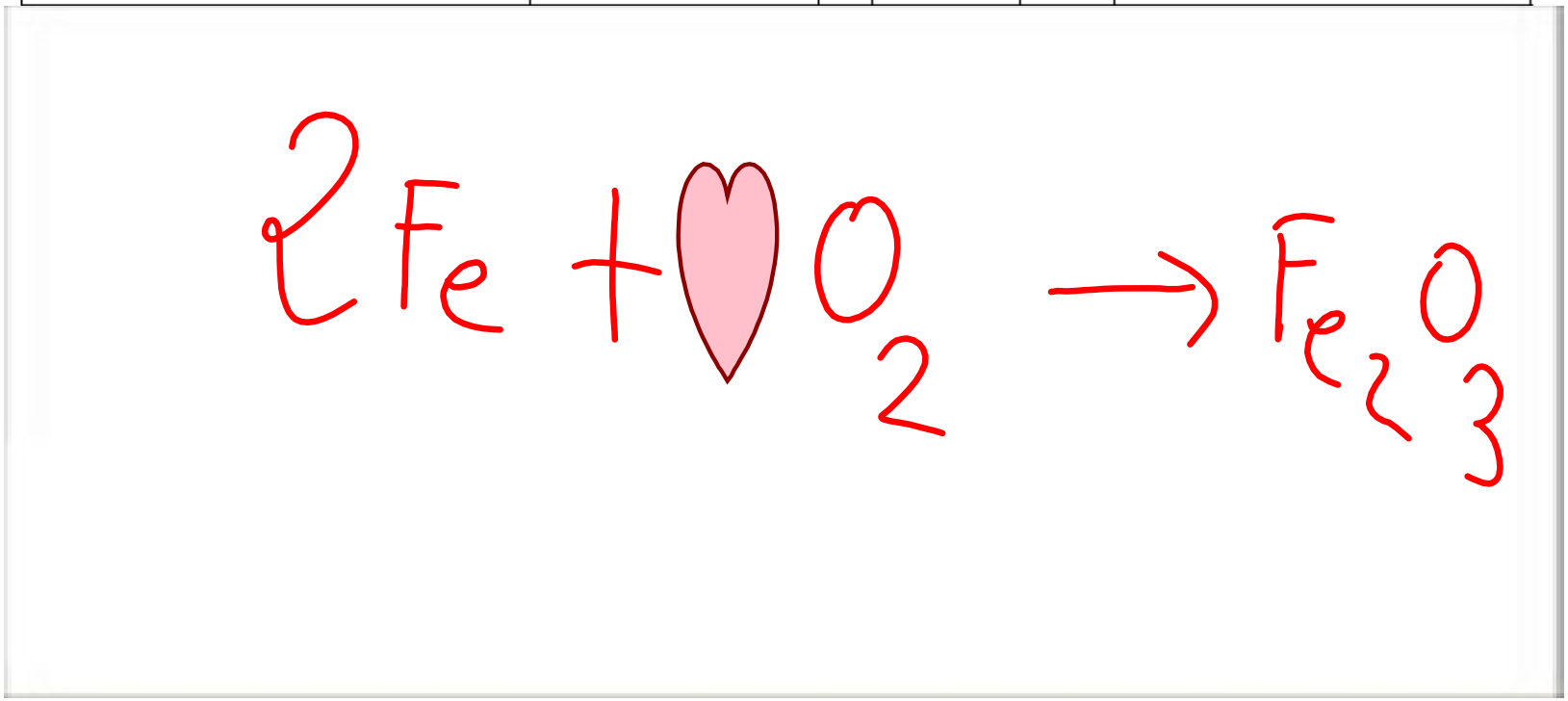
ejemplo

7. Una lámina de hierro de 200 g se oxida en un 5% para producir óxido férrico. ¿Qué cantidad de óxido férrico se obtiene?

Fe_2O_3

Una lámina de hierro de 200 g se oxida en un 5% para producir óxido férrico. ¿Qué cantidad de óxido férrico se obtiene?

Ecuación química ajustada	2 Fe	+	O_2	→	Fe_2O_3
Estequiometría de la reacción química	2 mol	+	mol	→	1 mol



7. Una lámina de hierro de 200 g se oxida en un 5% para producir óxido férrico. ¿Qué cantidad de óxido férrico se obtiene?

Ecuación química ajustada	2 Fe	+	O_2	→	Fe_2O_3
Estequiometría de la reacción química	2 mol	+	mol	→	1 mol

$$2\,Fe + 1'5\,O_2 \rightarrow Fe_2O_3$$

$$\frac{3}{2}$$

7. Una lámina de hierro de 200 g se oxida en un 5% para producir óxido férrico. ¿Qué cantidad de óxido férrico se obtiene?

Ecuación química ajustada	2 Fe	+	3/2 O_2	→	Fe_2O_3
Estequiometría de la reacción química	2 mol	+	3/2 mol	→	1 mol

7. Una lámina de hierro de 200 g se oxida en un 5% para producir óxido férrico. ¿Qué cantidad de óxido férrico se obtiene?

Ecuación química ajustada	2 Fe	+	3/2 O_2	→	Fe_2O_3
Estequiometría de la reacción química	2 mol	+	3/2 mol	→	1 mol
Datos	m = 200 g se oxida el 5 %				
Incógnitas					¿m Fe_2O_3?

2º. Masa de Fe que se oxida , en g $\xrightarrow{2^{o})}$ cantidad de Fe, en mol:

¿?

2º. Masa de Fe que se oxida , en g $\xrightarrow{2^{o})}$ cantidad de Fe, en mol:

2º. Masa de Fe que se oxida , en g $\xrightarrow{2^{o})}$ cantidad de Fe, en mol:

Como la masa molar del Fe es 55,8 $\frac{g}{mol}$, entonces:

$$n\,de\,Fe = 10\,g\,Fe \cdot \frac{1\,mol\,Fe}{55{,}8\,g\,Fe} = 0{,}\heartsuit\,mol\,Fe$$

3º. Cantidad de Fe, en mol $\xrightarrow{3^{o})}$ cantidad de Fe_2O_3, en mol, a través del dato de la ecuación química ajustada que proporciona que 2 mol de Fe origina 1 mol de Fe_2O_3:

$$n\,de\,Fe_2O_3 = 0,\heartsuit\,mol\,Fe \cdot \frac{1\,mol\,Fe_2O_3}{\heartsuit\,mol\,Fe} = 0,0\heartsuit\,mol\,Fe_2O_3$$

2º. Masa de Fe que se oxida , en g $\xrightarrow{2^{o})}$ cantidad de Fe, en mol:

Como la masa molar del Fe es 55,8 $\frac{g}{mol}$, entonces:

$$n\,de\,Fe = 10\,g\,Fe \cdot \frac{1\,mol\,Fe}{55{,}8\,g\,Fe} = 0{,}18\,mol\,Fe$$

3º. Cantidad de Fe, en mol $\xrightarrow{3^{o})}$ cantidad de Fe_2O_3, en mol, a través del dato de la ecuación química ajustada que proporciona que 2 mol de Fe origina 1 mol de Fe_2O_3:

$$n\,de\,Fe_2O_3 = 0{,}18\,mol\,Fe \cdot \frac{1\,mol\,Fe_2O_3}{2\,mol\,Fe} = 0{,}09\,mol\,Fe_2O_3$$

2º. Masa de Fe que se oxida , en g $\xrightarrow{2^{o})}$ cantidad de Fe, en mol:

Como la masa molar del Fe es 55,8 $\frac{g}{mol}$, entonces:

$$n\,de\,Fe = 10\,g\,Fe \cdot \frac{1\,mol\,Fe}{55{,}8\,g\,Fe} = 0{,}18\,mol\,Fe$$

3º. Cantidad de Fe, en mol $\xrightarrow{3^{o})}$ cantidad de Fe_2O_3, en mol, a través del dato de la ecuación química ajustada que proporciona que 2 mol de Fe origina 1 mol de Fe_2O_3:

$$n\,de\,Fe_2O_3 = 0{,}18\,mol\,Fe \cdot \frac{1\,mol\,Fe_2O_3}{2\,mol\,Fe} = 0{,}0\,mol\,Fe_2O_3$$

2º. Masa de Fe que se oxida , en g $\xrightarrow{2^{o})}$ cantidad de Fe, en mol:

Como la masa molar del Fe es 55,8 $\frac{g}{mol}$, entonces:

$$n\,de\,Fe = 10\,g\,Fe \cdot \frac{1\,mol\,Fe}{55{,}8\,g\,Fe} = 0{,}18\,mol\,Fe$$

3º. Cantidad de Fe, en mol $\xrightarrow{3^{o})}$ cantidad de Fe_2O_3, en mol, a través del dato de la ecuación química ajustada que proporciona que 2 mol de Fe origina 1 mol de Fe_2O_3:

$$n\,de\,Fe_2O_3 = 0{,}18\,mol\,Fe \cdot \frac{1\,mol\,Fe_2O_3}{2\,mol\,Fe} = 0{,}09\,mol\,Fe_2O_3$$

4º. Cantidad de Fe_2O_3, en mol $\xrightarrow{4^{o})}$ masa de Fe_2O_3, en g:

Como la masa molar del Fe_2O_3 es $\frac{g}{mol}$, entonces:

$$m\,de\,Fe_2O_3 = 0{,}09\,mol\,Fe_2O_3 \cdot \frac{\quad g\,Fe_2O_3}{1\,mol\,Fe_2O_3} = 14{,}\quad g\,Fe_2O_3$$

4º. Cantidad de Fe_2O_3, en mol $\xrightarrow{4º)}$ masa de Fe_2O_3, en g:

Como la masa molar del Fe_2O_3 es $\frac{g}{mol}$ 159,6 , entonces:

$$m\,de\,Fe_2O_3 = 0{,}09\,mol\,Fe_2O_3 \cdot \frac{159{,}6\,g\,Fe_2O_3}{1\,mol\,Fe_2O_3} = 14,\,g\,Fe_2O_3$$

4º. Cantidad de Fe_2O_3, en mol $\xrightarrow{4^{o})}$ masa de Fe_2O_3, en g:

Como la masa molar del Fe_2O_3 es $\frac{g}{mol}$ 159,6 , entonces:

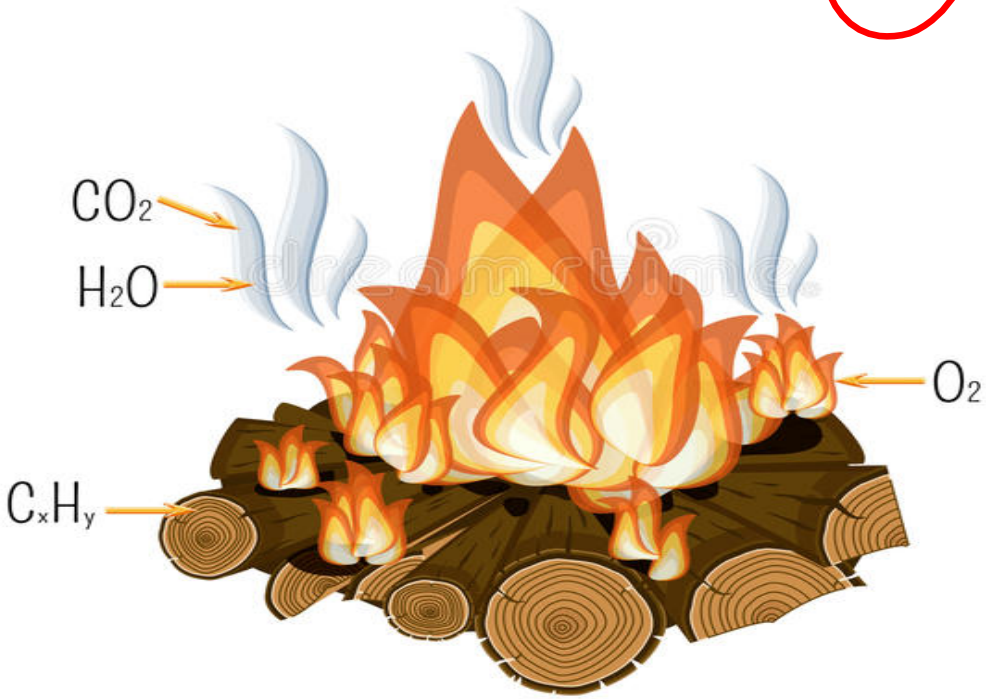
$$m\,de\,Fe_2O_3 = 0{,}09\,mol\,Fe_2O_3 \cdot \frac{159{,}6\,g\,Fe_2O_3}{1\,mol\,Fe_2O_3} = 14{,}4\,g\,Fe_2O_3$$

ejemplo

Combustion reaction

$C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + \Delta H$

Energía



PRINCIPIOS DE COMBUSTION

QUIMICA DE LA COMBUSTION

REACCION DE COMBUSTION

***Combustible**:* Material que libera energía, cuyo principales componentes son C y H.

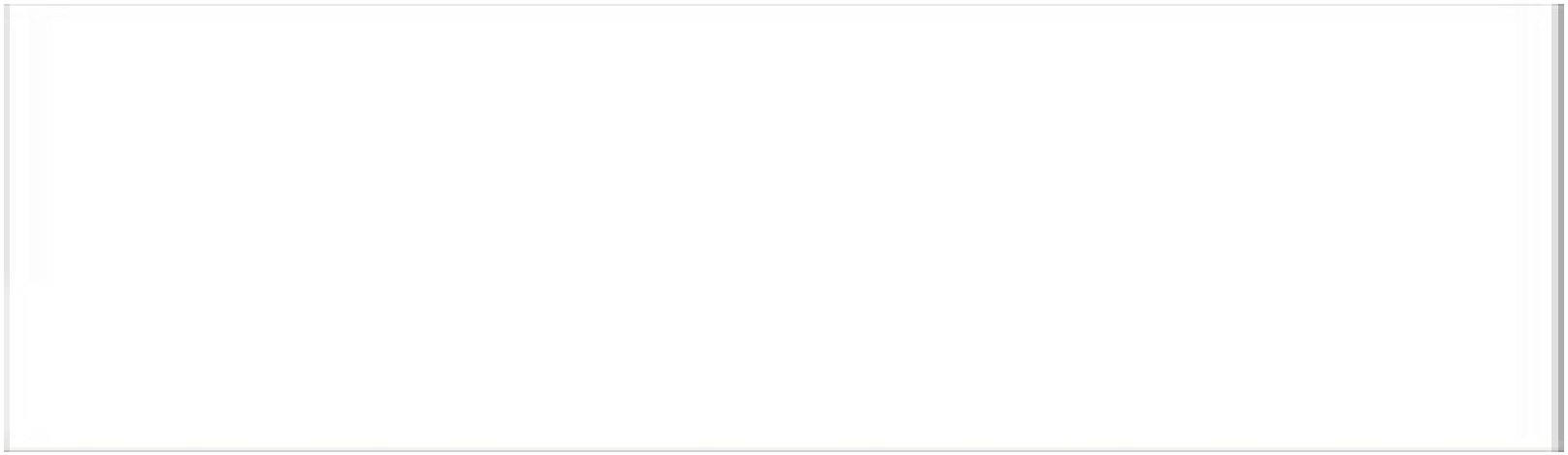
Oxidante: El aire cuya composición es 79% N_2 y 21% O_2.

***Productos de combustión*:** Compuestos resultado de la reacción de combustión.

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

La ecuación de reacción presenta el resultado inicial y final, no indica el camino real de la reacción que involucra varias etapas.

Ejemplo: Calcula la masa de CO_2 producida al quemar 1,00 gramo de C_4H_{10}.

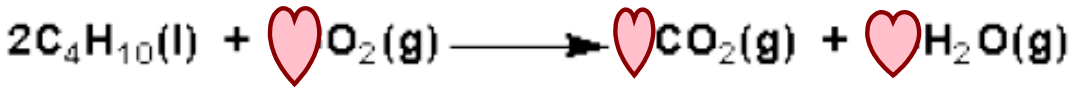


Ejemplo: Calcula la masa de CO_2 producida al quemar 1,00 gramo de C_4H_{10}.

Datos: C=12, O=16 y H=1

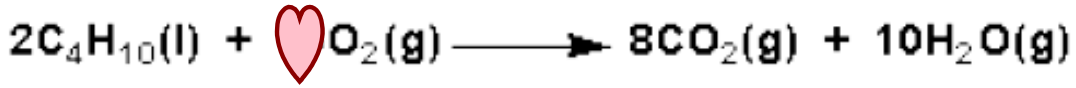
Ejemplo: Calcula la masa de CO_2 producida al quemar 1,00 gramo de C_4H_{10}.

Para la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}) la ecuación ajustada es:



Ejemplo: Calcula la masa de CO_2 producida al quemar 1,00 gramo de C_4H_{10}.

Para la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}) la ecuación ajustada es:



Ejemplo: Calcula la masa de CO_2 producida al quemar 1,00 gramo de C_4H_{10}.

Para la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}) la ecuación ajustada es:

$$2C_4H_{10}(l) + 13O_2(g) \longrightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g)$$

Para la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}) la ecuación ajustada es:

$$2C_4H_{10}(l) + 13O_2(g) \longrightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g)$$

Para ello antes que nada debemos calcular cuantos moles de butano tenemos en 1 g de la muestra:

$$(1{,}0\ \text{g de } C_4H_{10}) \times \frac{1\ \text{mol de } C_4H_{10}}{58{,}0\ \text{g de } C_4H_{10}} = 1{,}72 \times 10^{-}\ \text{moles de } C_4H_{10}$$

Para la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}) la ecuación ajustada es:

$$2C_4H_{10}(l) + 13O_2(g) \longrightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O(g)$$

Para ello antes que nada debemos calcular cuantas moles de butano tenemos en 1 g de la muestra:

$$(1{,}0 \text{ g de } C_4H_{10}) \times \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{58{,}0 \text{ g de } C_4H_{10}} = 1{,}72 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_4H_{10}$$

de manera que, si la relación estequiométrica entre el C_4H_{10} y el CO_2 es:

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}}$$

por lo tanto:

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}} \times 1{,}72 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_4H_{10} = 6{,}88 \times 10^{} \text{ moles de } CO_2$$

Pero la pregunta pedía la determinación de la masa de CO_2 producida:

$$6{,}88 \times 10^{} \text{ moles de } CO_2 \times \frac{44 \text{ g de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = \text{ g de } CO_2$$

por lo tanto:

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}} \times 1{,}72 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_4H_{10} = 6{,}88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2$$

Pero la pregunta pedía la determinación de la masa de CO_2 producida:

$$6{,}88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2 \times \frac{\heartsuit \text{ g de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = \heartsuit \text{ g de } CO_2$$

por lo tanto:

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}} \times 1{,}72 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_4H_{10} = 6{,}88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2$$

Pero la pregunta pedía la determinación de la masa de CO_2 producida:

$$6{,}88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2 \times \frac{44 \text{ g de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = \heartsuit \text{ g de } CO_2$$

por lo tanto:

$$\frac{8 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}} \times 1{,}72 \times 10^{-2} \text{ moles de } C_4H_{10} = 6{,}88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2$$

Pero la pregunta pedía la determinación de la masa de CO_2 producida:

$$6{,}88 \times 10^{-2} \text{ moles de } CO_2 \times \frac{44 \text{ g de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 3{,}03 \text{ g de } CO_2$$

ejemplo

Por ejemplo en la ecuación ajustada siguiente:

$$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$$

la producción de dos moles de agua requieren el consumo de 2 moles de H_2 un mol de O_2.

Por lo tanto, en esta reacción tenemos que: "2 moles de H_2, 1 mol de O_2 y 2 moles de H_2O" son cantidades estequiométricamente equivalentes.

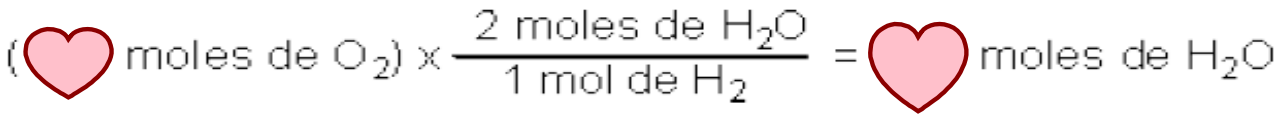
Ejemplo:

¿Cuántos moles de H_2O se producirán en una reacción donde tenemos 1,57 moles de O_2, suponiendo que tenemos hidrógeno de sobra?

$$(\heartsuit \text{ moles de } O_2) \times \frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2} = \heartsuit \text{ moles de } H_2O$$

Ejemplo:

¿Cuántos moles de H_2O se producirán en una reacción donde tenemos 1,57 moles de O_2, suponiendo que tenemos hidrógeno de sobra?



El cociente:

$$\frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2}$$

es la relación estequiométrica entre el H_2O y el O_2 de la ecuación ajustada de esta reacción.

Ejemplo:

¿Cuántos moles de H_2O se producirán en una reacción donde tenemos 1,57 moles de O_2, suponiendo que tenemos hidrógeno de sobra?

$$(1{,}57 \text{ moles de } O_2) \times \frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2} = \heartsuit \text{ moles de } H_2O$$

El cociente:

$$\frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2}$$

es la relación estequiométrica entre el H_2O y el O_2 de la ecuación ajustada de esta reacción.

Ejemplo:

¿Cuántos moles de H_2O se producirán en una reacción donde tenemos 1,57 moles de O_2, suponiendo que tenemos hidrógeno de sobra?

$$(1{,}57 \text{ moles de } O_2) \times \frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2} = 3{,}14 \text{ moles de } H_2O$$

El cociente:

$$\frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2}$$

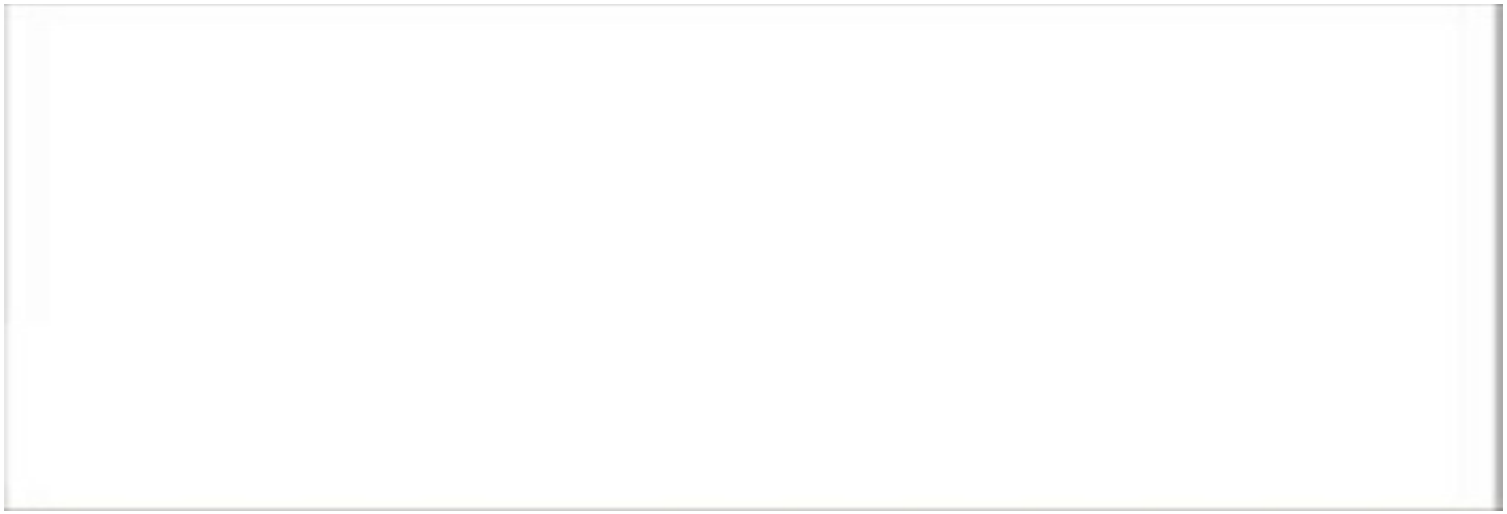
es la relación estequiométrica entre el H_2O y el O_2 de la ecuación ajustada de esta reacción.

ejemplo

1. Cálculos masa – masa Inicio

Las cantidades de los datos y de las incógnitas están expresadas en gramos.

El ácido clorhídrico reacciona con el dióxido de manganeso para producir dicloruro de manganeso, cloro y agua. ¿Cuántos gramos de dicloruro de manganeso se obtienen cuando reaccionan 7,3 g de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso?



1. Cálculos masa – masa Inicio

Las cantidades de los datos y de las incógnitas están expresadas en gramos.

El ácido clorhídrico reacciona con el dióxido de manganeso para producir dicloruro de manganeso, cloro y agua. ¿Cuántos gramos de dicloruro de manganeso se obtienen cuando reaccionan 7,3 g de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso?

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso.

Ecuación ajustada:	MnO_2 +	4 HCl →	$MnCl_2$ +	Cl_2 +	2 H_2O
Estequiometría	1 mol	4 mol	1 mol	1 mol	2 mol

1. Cálculos masa – masa Inicio

Las cantidades de los datos y de las incógnitas están expresadas en gramos.

El ácido clorhídrico reacciona con el dióxido de manganeso para producir dicloruro de manganeso, cloro y agua. ¿Cuántos gramos de dicloruro de manganeso se obtienen cuando reaccionan 7,3 g de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso?

Se identifican los reactivos y los productos y se escribe y ajusta la ecuación química que describe el proceso.

Ecuación ajustada:	MnO_2 +	4 HCl →	$MnCl_2$ +	Cl_2 +	2 H_2O
Estequiometría	1 mol	4 mol	1 mol	1 mol	2 mol
Datos		masa 7,3 g			
Incógnitas			masa		

Los pasos a seguir son:

$$\text{masa HCl} \xrightarrow{a} \text{mol HCl} \xrightarrow{b} \text{mol } MnCl_2 \xrightarrow{c} \text{masa } MnCl_2$$

En cada paso se utilizará el correspondiente factor de conversión.

a) masa HCl $\xrightarrow{a}$ mol HCl

$$n_{HCl} = 7{,}3\,\text{g HCl}\ \frac{1\,\text{mol HCl}}{36{,}5\,\text{g HCl}} = \heartsuit\,\text{mol HCl}$$

Masa molar: 1 mol HCl = ♡ g HCl

Los pasos a seguir son:

$$\text{masa HCl} \xrightarrow{a} \text{mol HCl} \xrightarrow{b} \text{mol } MnCl_2 \xrightarrow{c} \text{masa } MnCl_2$$

En cada paso se utilizará el correspondiente factor de conversión.

Masa molar: 1 mol HCl = 36,5 g HCl

a) masa HCl $\xrightarrow{a}$ mol HCl

$$n_{HCl} = 7{,}3\,g\,HCl \; \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}5\,g\,HCl} = 0{,}2\,mol\,HCl$$

Los pasos a seguir son:

masa HCl $\xrightarrow{a}$ mol HCl $\xrightarrow{b}$ mol $MnCl_2$ $\xrightarrow{c}$ masa $MnCl_2$

En cada paso se utilizará el correspondiente factor de conversión.

Masa molar: 1 mol HCl = 36,5 g HCl

a) masa HCl $\xrightarrow{a}$ mol HCl

$$n_{HCl} = 7{,}3\,g\,HCl \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}5\,g\,HCl} = 0{,}2\,mol\,HCl$$

b) mol HCl $\xrightarrow{b}$ mol $MnCl_2$

$$n_{MnCl_2} = 0{,}2\,mol\,HCl \frac{1\,mol\,MnCl_2}{4\,mol\,HCl} = \heartsuit\,mol\,MnCl_2$$

Ecuación química ajustada:
♡ mol HCl proporcionan 1 mol $MnCl_2$

Los pasos a seguir son:

$$\text{masa HCl} \xrightarrow{a} \text{mol HCl} \xrightarrow{b} \text{mol } MnCl_2 \xrightarrow{c} \text{masa } MnCl_2$$

En cada paso se utilizará el correspondiente factor de conversión.

Masa molar: 1 mol HCl = 36,5 g HCl

a) masa HCl $\xrightarrow{a}$ mol HCl

$$n_{HCl} = 7{,}3\,\text{g HCl}\ \frac{1\,\text{mol HCl}}{36{,}5\,\text{g HCl}} = 0{,}2\,\text{mol HCl}$$

b) mol HCl $\xrightarrow{b}$ mol $MnCl_2$

$$n_{MnCl_2} = 0{,}2\,\text{mol HCl}\ \frac{1\,\text{mol } MnCl_2}{4\,\text{mol HCl}} = 0{,}05\,\text{mol } MnCl_2$$

Ecuación química ajustada:
4 mol HCl proporcionan 1 mol $MnCl_2$

Los pasos a seguir son:

$$\text{masa HCl} \xrightarrow{a} \text{mol HCl} \xrightarrow{b} \text{mol } MnCl_2 \xrightarrow{c} \text{masa } MnCl_2$$

En cada paso se utilizará el correspondiente factor de conversión.

a) masa HCl $\xrightarrow{a}$ mol HCl

$$n_{HCl} = 7{,}3\,g\,HCl \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}5\,g\,HCl} = 0{,}2\,mol\,HCl$$

Masa molar: 1 mol HCl = 36,5 g HCl

b) mol HCl $\xrightarrow{b}$ mol $MnCl_2$

$$n_{MnCl_2} = 0{,}2\,mol\,HCl \frac{1\,mol\,MnCl_2}{4\,mol\,HCl} = 0{,}05\,mol\,MnCl_2$$

Ecuación química ajustada:
4 mol HCl proporcionan 1 mol $MnCl_2$

c) mol $MnCl_2$ $\xrightarrow{c}$ masa $MnCl_2$

$$m_{MnCl_2} = 0{,}05\,mol\,MnCl_2 \frac{126{,}0\,g\,MnCl_2}{1\,mol\,MnCl_2} = \heartsuit\,g\,MnCl_2$$

Masa molar: 1 mol $MnCl_2$ = ♡ g $MnCl_2$

Los pasos a seguir son:

masa HCl $\xrightarrow{a}$ mol HCl $\xrightarrow{b}$ mol $MnCl_2$ $\xrightarrow{c}$ masa $MnCl_2$

En cada paso se utilizará el correspondiente factor de conversión.

Masa molar: 1 mol HCl = 36,5 g HCl

a) masa HCl $\xrightarrow{a}$ mol HCl

$$n_{HCl} = 7{,}3\,g\,HCl\ \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}5\,g\,HCl} = 0{,}2\ mol\,HCl$$

Ecuación química ajustada:
4 mol HCl proporcionan 1 mol $MnCl_2$

b) mol HCl $\xrightarrow{b}$ mol $MnCl_2$

$$n_{MnCl_2} = 0{,}2\,mol\,HCl\ \frac{1\,mol\,MnCl_2}{4\,mol\,HCl} = 0{,}05\,mol\,MnCl_2$$

Masa molar: 1 mol $MnCl_2$ = 126,0 g $MnCl_2$

c) mol $MnCl_2$ $\xrightarrow{c}$ masa $MnCl_2$

$$m_{MnCl_2} = 0{,}05\,mol\,MnCl_2\ \frac{126{,}0\,g\,MnCl_2}{1\,mol\,MnCl_2} = 6{,}3\,g\,MnCl_2$$

Politécnica

Todos los pasos se puede agrupar en uno único.

$$m_{MNCl_2} = 7{,}3\,g\,HCl\ \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}5\,g\,HCl}\ \frac{1\,mol\,MnCl_2}{2\,mol\,HCl}\ \frac{125\,g\,MnCl_2}{1\,mol\,MnCl_2} = 6{,}3\,g\,MnCl_2$$

Factor de la reacción ajustada que transforma los moles del dato HCl en los moles de la incógnita $MnCl_2$

Transforma los gramos de HCl en mol de HCl

Expresa en gramos los moles de $MnCl_2$

Todos los pasos se puede agrupar en uno único.

$$m_{MNCl_2} = 7{,}3\,g\,HCl\ \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}5\,g\,HCl}\ \frac{1\,mol\,MnCl_2}{2\,mol\,HCl}\ \frac{125\,g\,MnCl_2}{1\,mol\,MnCl_2} = 6{,}3\,g\,MnCl_2$$

Factor de la reacción ajustada que transforma los moles del dato HCl en los moles de la incógnita $MnCl_2$

Transforma los gramos de HCl en mol de HCl

Expresa en gramos los moles de $MnCl_2$

Todos los pasos se puede agrupar en uno único.

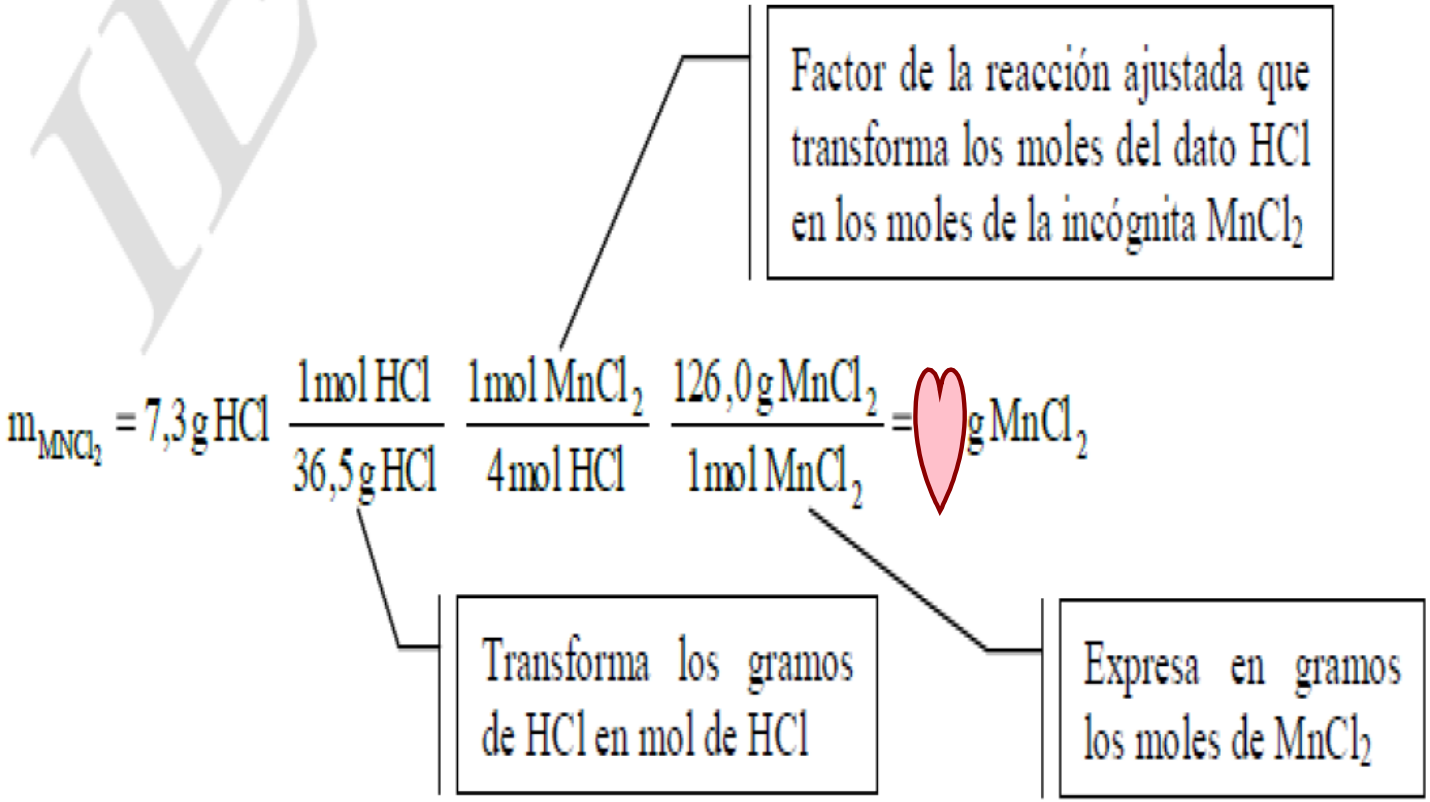
$$m_{MNCl_2} = 7{,}3\,g\,HCl\ \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}5\,g\,HCl}\ \frac{1\,mol\,MnCl_2}{4\,mol\,HCl}\ \frac{126\,g\,MnCl_2}{1\,mol\,MnCl_2} = 6{,}3\,g\,MnCl_2$$

Factor de la reacción ajustada que transforma los moles del dato HCl en los moles de la incógnita $MnCl_2$

Transforma los gramos de HCl en mol de HCl

Expresa en gramos los moles de $MnCl_2$

Todos los pasos se puede agrupar en uno único.



Todos los pasos se puede agrupar en uno único.

$$m_{MNCl_2} = 7{,}3\,g\,HCl\ \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}5\,g\,HCl}\ \frac{1\,mol\,MnCl_2}{4\,mol\,HCl}\ \frac{126{,}0\,g\,MnCl_2}{1\,mol\,MnCl_2} = 6{,}3\,g\,MnCl_2$$

Factor de la reacción ajustada que transforma los moles del dato HCl en los moles de la incógnita $MnCl_2$

Transforma los gramos de HCl en mol de HCl

Expresa en gramos los moles de $MnCl_2$

ejemplo

34 El carbón se quema con oxígeno produciendo dióxido de carbono mediante una reacción que podemos expresar así:

$$C\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g)$$

a) ¿Qué masa (g) de oxígeno hará falta para quemar 6 kg de carbón?

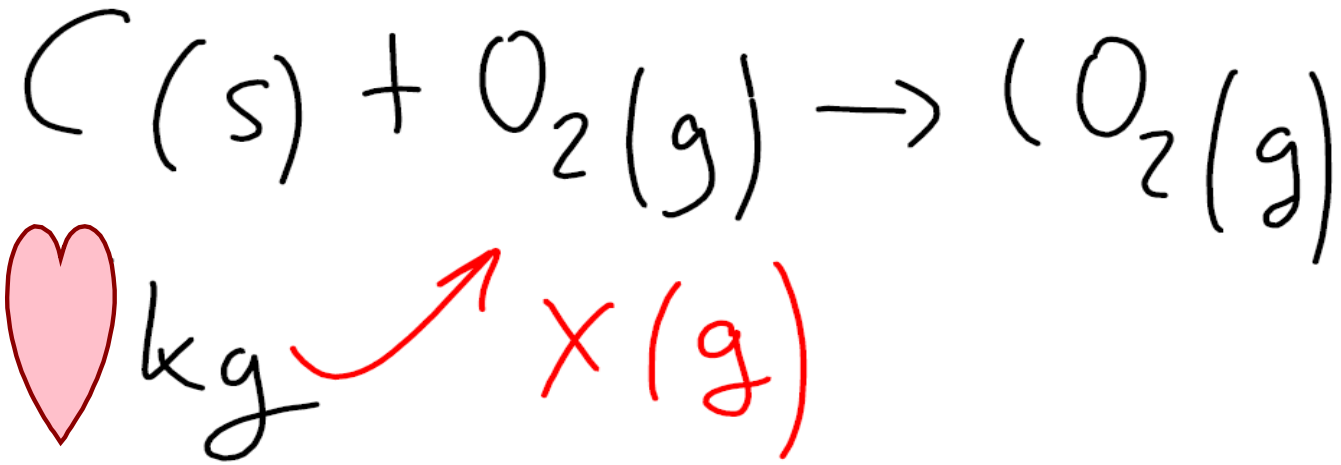
b) ¿Qué masa de dióxido de carbono se obtendrá en ese caso?

34 El carbón se quema con oxígeno produciendo dióxido de carbono mediante una reacción que podemos expresar así:

$$C\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g)$$

a) ¿Qué masa (g) de oxígeno hará falta para quemar 6 kg de carbón?

b) ¿Qué masa de dióxido de carbono se obtendrá en ese caso?

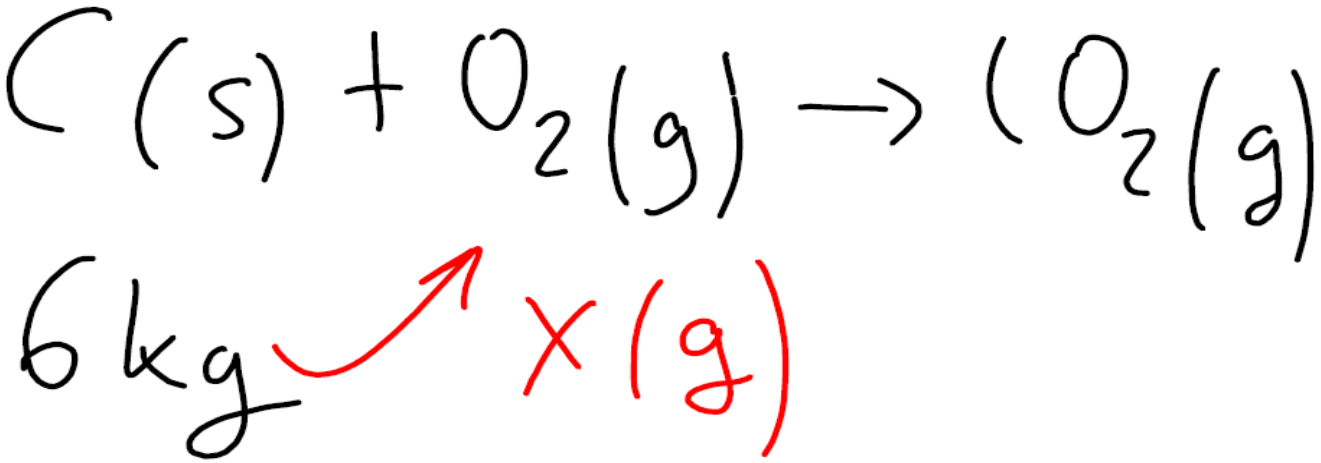


34 El carbón se quema con oxígeno produciendo dióxido de carbono mediante una reacción que podemos expresar así:

$$C\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g)$$

a) ¿Qué masa (g) de oxígeno hará falta para quemar 6 kg de carbón?

b) ¿Qué masa de dióxido de carbono se obtendrá en ese caso?



a) $M(C) = 12\ g/mol$

$M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32\ \frac{g}{mol}$

b) $M((O_2) = 12 + 16 \cdot 2 =$ ♥ $\frac{g}{mol}$

a) $M(C) = 12\ g/mol$

$M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32\ \frac{g}{mol}$

b) $M((O_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44\ \frac{g}{mol}$

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow (O_2(g)$$

$$6\,kg \rightarrow x\,(g)$$

Primer paso

$$6000\,g\,C \cdot \frac{1\,mol\,C}{12\,g\,C} = \text{♥}\ mol\,C$$

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow (O_2(g)$$

$$6\,kg \rightarrow x(g)$$

Primer paso

$$6000\,g\,C \cdot \frac{1\,mol\,C}{12\,g\,C} = 500\,mol\,C$$

Relación $\frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ O_2}$

Segundo paso

$500\ mol\ C \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{1\ mol\ C} =$ ♥ $mol\ O_2$

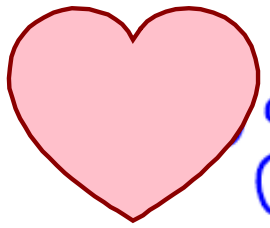
Relación $\frac{1\ mol\ C}{1\ mol\ O_2}$

Segundo paso

$$500\ mol\ C \cdot \frac{1\ mol\ O_2}{1\ mol\ C} = 500\ mol\ O_2$$

$M(C) = 12\ g/mol$

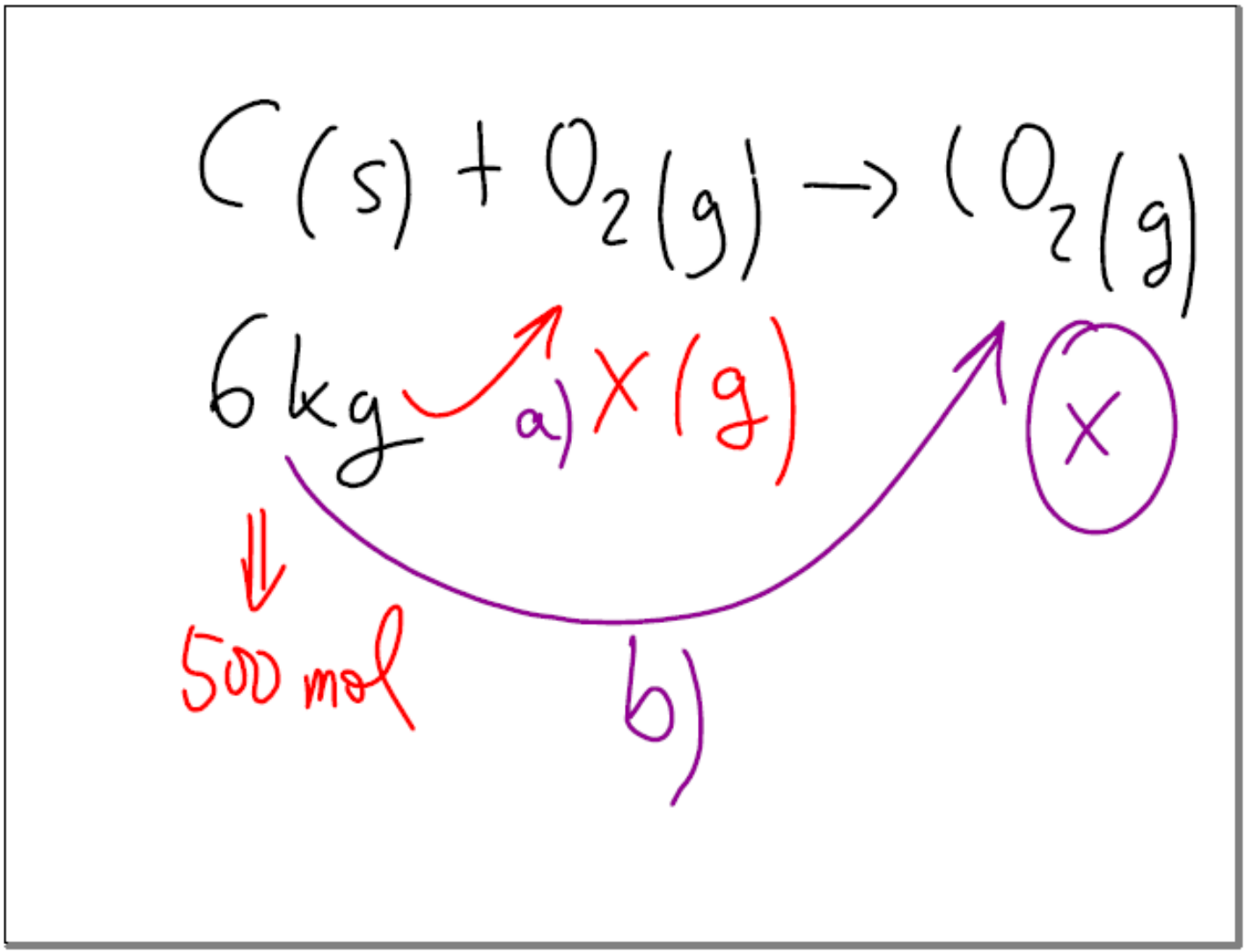
$M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32\ \frac{g}{mol}$

$500\ mol\ O_2 \cdot \frac{32\ g}{1\ mol} =$  $g\ O_2$

$M(C) = 12\ g/mol$

$M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32\ \frac{g}{mol}$

$500\ mol\ O_2 \cdot \frac{32\ g}{1\ mol} = 16000\ g\ O_2$


C(s) + O2(g) → (O2(g)
6 kg
a) X(g)
X
500 mol
b)

Relación 1 : 1

$500\ mol\ CO_2 \cdot \frac{44\ g}{1\ mol} =$ 22000 g CO_2

Relación 1 : 1

$$500\ mol\ CO_2 \cdot \frac{44\ g}{1\ mol} = 22000\ g\ CO_2$$

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

$6\,kg \rightarrow x\,(g)$

$6000\,g + 16000\,g \rightarrow 22000\,g$

LEY LAVOISIER