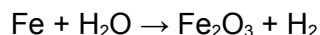


EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRÍA RESUELTOS

Queremos obtener 12 g de hidrógeno haciendo reaccionar hierro metálico con agua para producir trióxido de dihierro e hidrógeno molecular. Calcula la masa de hierro necesaria.

(Resultado: 223,2 g)

a) **Escribimos la reacción de trabajo:**



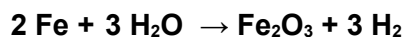
b) **Calculamos las masas moleculares de los compuestos que intervienen en la reacción:**

Fe		M _a = 55,8 uma		
H ₂ O		M _m = 2·1 + 1·16 = 18 uma		
Fe ₂ O ₃		M _m = 2·55,8 + 3·16 = 159,6 uma		
H ₂		M _m = 2·1 = 2 uma		

c) **Calculamos las cantidades de sustancia de los datos contenidos en el ejercicio.**

$$N = 12 \text{ g H}_2 \cdot 1 \text{ mol H}_2 / 2 \text{ g H}_2 = 6 \text{ moles H}_2$$

d) **Ajustamos la reacción.**



[Enlace a detalle del ajuste](#)

e) **Recopilamos la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:**

M _m	55,8	18		159,6	2
Estequiometría	2 moles	3 moles		1 mol	3 moles
	2 Fe	+ 3 H₂O	→	Fe₂O₃	+ 3 H₂
Cant. sustancia	x moles	y moles		z moles	6 moles

f) **Calculamos la cantidad de sustancia de los demás compuestos de la reacción:**

$$x \text{ moles Fe} = 6 \text{ moles H}_2 \cdot 2 \text{ moles Fe} / 3 \text{ moles H}_2 = 4 \text{ moles Fe}$$

$$y \text{ moles H}_2\text{O} = 6 \text{ moles H}_2 \cdot 3 \text{ moles H}_2\text{O} / 3 \text{ moles H}_2 = 6 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$z \text{ moles Fe}_2\text{O}_3 = 6 \text{ moles H}_2 \cdot 1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 / 3 \text{ moles H}_2 = 2 \text{ moles Fe}_2\text{O}_3$$

g) **Volvemos a ordenar la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:**

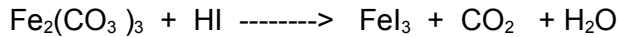
M _m	55,8	18		159,6	2
Estequiometría	2 moles	3 moles		1 mol	3 moles
	2 Fe	+ 3 H₂O	→	Fe₂O₃	+ 3 H₂
Cant. sustancia	4 moles	6 moles		2 moles	6 moles

h) **Respondemos a las cuestiones del ejercicio partiendo de las cantidades de sustancia que intervienen en el mismo:**

La masa de Fe necesaria será la que corresponde a 3 moles de Fe:

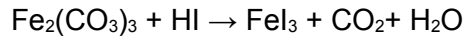
$$m_{\text{Fe}} = 4 \text{ moles Fe} \cdot 55,8 \text{ g Fe} / 1 \text{ mol Fe} = 223,2 \text{ g Fe}$$

Queremos obtener 87,3 g de triioduro de hierro mediante la siguiente reacción:



Calcula cuánto yoduro de hidrógeno y trioxocarbonato(IV) de hierro (III) se necesitan para que la reacción sea completa. Resultado: 29,16 g de $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ y 76,74 g de HI

a) Escribimos la reacción de trabajo:



b) Calculamos las masas moleculares de los compuestos que intervienen en la reacción:

$$\begin{aligned} \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 & \quad M_m = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 12 + 9 \cdot 16 = 291,6 \text{ uma} \\ \text{HI} & \quad M_m = 1 \cdot 1 + 1 \cdot 126,9 = 127,9 \text{ uma} \\ \text{FeI}_3 & \quad M_m = 1 \cdot 55,8 + 3 \cdot 126,9 = 436,5 \text{ uma} \\ \text{CO}_2 & \quad M_m = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ uma} \\ \text{H}_2\text{O} & \quad M_m = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ uma} \end{aligned}$$

c) Calculamos las cantidades de sustancia de los datos contenidos en el ejercicio. En este caso, la cantidad de sustancia que hay en 87,3 g de FeI_3 :

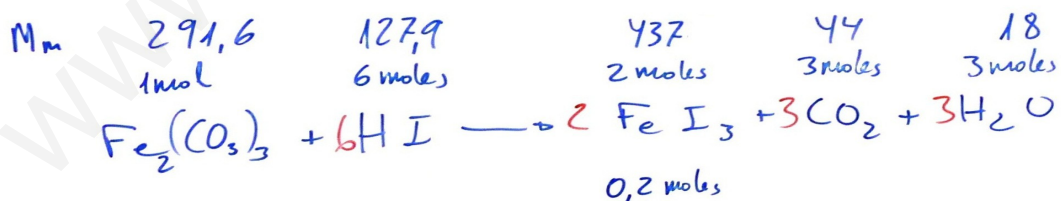
$$87,3 \text{ g FeI}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol FeI}_3}{436,5 \text{ g FeI}_3} = 0,2 \text{ moles FeI}_3$$

d) Ajustamos la reacción. .



[Enlace a detalle del ajuste](#)

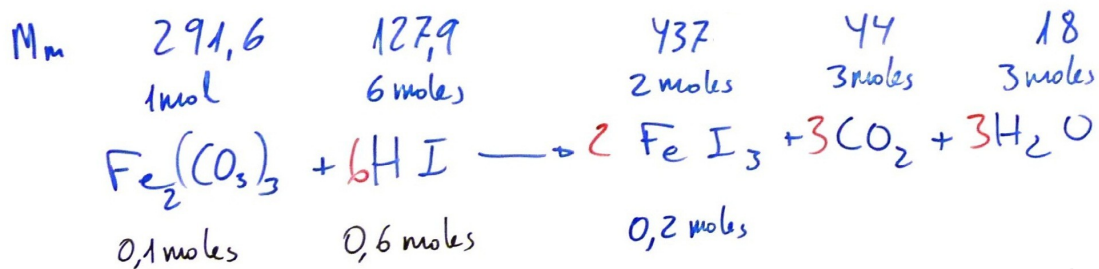
e) Recopilamos la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:



f) Calculamos la cantidad de sustancia de los demás compuestos de la reacción:

$$\begin{aligned} 0,2 \text{ moles FeI}_3 \cdot \frac{6 \text{ moles HI}}{2 \text{ moles FeI}_3} &= 0,6 \text{ moles HI} \\ 0,2 \text{ moles FeI}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2(\text{CO}_3)_3}{2 \text{ moles FeI}_3} &= 0,1 \text{ moles Fe}_2(\text{CO}_3)_3 \end{aligned}$$

- g) Volvemos a ordenar la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:



- h) Respondemos a las cuestiones del ejercicio partiendo de las cantidades de sustancia que intervienen en el mismo:

Para responder a la pregunta, calculamos la masa que hay en 0,1 moles de $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ y en 0,6 moles de HI.

Cálculo de masa de $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$

$$0,1 \text{ moles } \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot \frac{291,6 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3}{1 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3} = \underline{\underline{29,16 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3}}$$

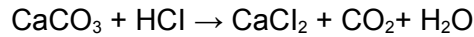
Cálculo de la masa de HI:

$$0,6 \text{ moles HI} \cdot \frac{127,9 \text{ g HI}}{1 \text{ mol HI}} = \underline{\underline{76,74 \text{ g HI}}}$$

Cuando el mármol (trioxocarbonato (IV) de calcio) reacciona con el ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno) se obtiene cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono.

Si se hacen reaccionar 20 g de mármol con una cantidad suficiente de ácido, calcula la masa de cloruro de calcio que se forma. (Resultado: m=22.2 g)

a) Escribimos la reacción de trabajo:



b) Calculamos las masas moleculares de los compuestos que intervienen en la reacción:

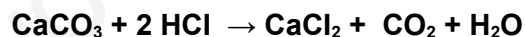
$$\begin{aligned} \text{CaCO}_3 & M_m = 1 \cdot 40 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ uma} \\ \text{HCl} & M_m = 1 \cdot 1 + 1 \cdot 35,5 = 36,5 \text{ uma} \\ \text{CaCl}_2 & M_m = 1 \cdot 40 + 2 \cdot 35,5 = 111 \text{ uma} \\ \text{CO}_2 & M_m = 1 \cdot 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ uma} \\ \text{H}_2\text{O} & M_m = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ uma} \end{aligned}$$

c) Calculamos las cantidades de sustancia de los datos contenidos en el ejercicio.

Cantidad de sustancia que hay en 20 g de mármol (CaCO_3)

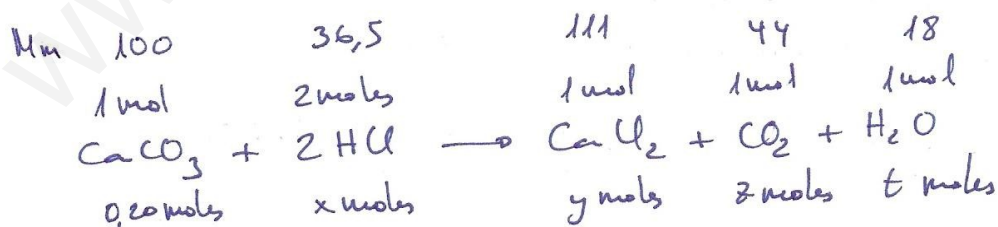
$$n = \frac{m}{M_m} ; \quad n = 20 \text{ (g CaCO}_3) \cdot \frac{1 \text{ (mol CaCO}_3)}{100 \text{ (g CaCO}_3)} = 0,20 \text{ moles CaCO}_3$$

d) Ajustamos la reacción.



[Enlace a detalle del ajuste](#)

e) Recopilamos la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:



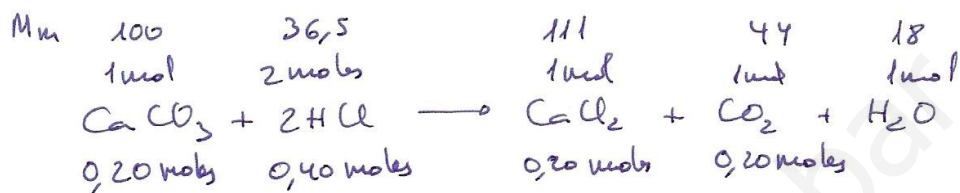
f) Calculamos la cantidad de sustancia de los demás compuestos de la reacción:

$$x \text{ moles HCl} = 0,20 \text{ moles CaCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,40 \text{ moles HCl}$$

$$y \text{ moles CaCl}_2 = 0,20 \text{ moles CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,20 \text{ moles CaCl}_2$$

$$z \text{ moles CO}_2 = 0,20 \text{ moles CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,20 \text{ moles CO}_2$$

g) Volvemos a ordenar la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:



h) Respondemos a las cuestiones del ejercicio partiendo de las cantidades de sustancia que intervienen en el mismo:

Para calcular la masa de CaCl₂ que se forma, calculamos la masa que hay en 0,20 moles de CaCl₂

$$M_{\text{CaCl}_2} = n_{\text{CaCl}_2} \cdot M_{\text{m CaCl}_2} = 0,20 (\text{moles CaCl}_2) \cdot 111 \left(\frac{\text{g CaCl}_2}{\text{mol CaCl}_2} \right) = 22,2 \text{ g CaCl}_2$$

Obtendremos 22,2 g de CaCl₂

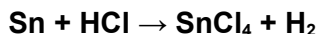
El ácido necesario será:

$$0,40 \text{ moles HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 14,6 \text{ g HCl}$$

El estaño reacciona con cloruro de hidrógeno formando cloruro de estaño (IV) y desprendiendo hidrógeno. Calcular:

- a) La masa de estaño que se necesita para obtener 26.1 g de cloruro de estaño (IV).
(Resultado: $m = 11.8 \text{ g}$)
- b) El volumen de hidrógeno que se desprenderá en condiciones normales en la reacción.
(Resultado: $V = 4.48 \text{ litros}$)

a) Escribimos la reacción de trabajo:



b) Calculamos las masas moleculares de las sustancias que intervienen en la reacción:

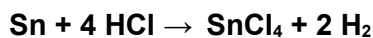
	Elemento	nº átomos	Masa atómica	
Sn	Sn:	1	*	118,7 = 118,7 u
				Ma = 118,7 u
HCl	H:	1	*	1 = 1
	Cl:	1	*	35,5 = 35,5
				Mm = 36,5 u
SnCl₄	Sn:	1	*	118,7 = 118,7
	Cl:	4	*	35,5 = 142
				Mm = 260,7 u
H₂	H:	2	*	1 = 2
				Mm = 2 u

c) Calculamos las cantidades de sustancia de los datos contenidos en el ejercicio.

La cantidad de sustancia (en moles) que hay en 26,1 g de cloruro de estaño (IV) es:

$$n \text{ (moles)} = m \text{ (g)} / Mm \text{ (g/mol)} ; n = 26,1 \text{ (g)} / 260,7 \text{ (g/mol)} = 0,1 \text{ moles de SnCl}_4$$

d) Ajustamos la reacción.



[Enlace a detalle del ajuste](#)

e) Recopilamos la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:

Mm	118,7	36,5		260,7	2,0
Estequiometría	1 mol	4 moles		1 mol	2 moles
	Sn +	4 HCl	→	SnCl ₄ +	2 H ₂
Cant. sustancia	x moles	y moles		0,10 moles	z moles

f) Calculamos la cantidad de sustancia de los demás compuestos de la reacción:

$$\begin{aligned}x \text{ moles Sn} &= 0,10 \text{ moles SnCl}_4 \cdot 1 \text{ mol Sn} / 1 \text{ mol SnCl}_4 = 0,10 \text{ moles Sn} \\y \text{ moles HCl} &= 0,10 \text{ moles SnCl}_4 \cdot 4 \text{ moles HCl} / 1 \text{ mol SnCl}_4 = 0,40 \text{ moles HCl} \\z \text{ moles H}_2 &= 0,10 \text{ moles SnCl}_4 \cdot 2 \text{ moles H}_2 / 1 \text{ mol SnCl}_4 = 0,20 \text{ moles H}_2\end{aligned}$$

g) Volvemos a ordenar la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:

Mm	118,7	36,5		260,7	2,0
Estequiometría	1 mol	4 moles		1 mol	2 moles
	Sn +	4 HCl	→	SnCl ₄ +	2 H ₂
Cant. sustancia	0,10 moles	0,40 moles		0,10 moles	0,20 moles

h) Respondemos a las cuestiones del ejercicio partiendo de las cantidades de sustancia que intervienen en el mismo:

a) La masa de Sn necesaria es la masa que hay en 0,10 moles de Sn:

$$m_{\text{Sn}} = n_{\text{Sn}} \cdot M_{\text{Sn}} = 0,10 \text{ (moles Sn)} \cdot 118,7 \text{ (g Sn / mol Sn)} = 11,87 \text{ g Sn}$$

Resultado: necesitaremos 11,87 g de Sn.

b) El volumen de hidrógeno que se desprenderá en condiciones normales en la reacción.

Para calcular el volumen de H₂ desprendido, suponemos que su comportamiento es de gas ideal:

$$\begin{aligned}p \cdot V &= n R T \\1 \text{ (atm)} \cdot V \text{ (L)} &= 0,20 \text{ (moles)} \cdot 0,082 \text{ (atm L / mol K)} \cdot 273 \text{ (K)}\end{aligned}$$

$$V \text{ (L)} = 0,20 \cdot 0,82 \cdot 273 / 1 = 4,48 \text{ litros de H}_2$$

También podemos recordar que 1 mol de cualquier gas ideal ocupa 22,4 litros en condiciones normales.

$$V \text{ (L)} = 0,20 \text{ (moles)} \cdot 22,4 \text{ (L/mol)} = 4,48 \text{ litros de H}_2$$

Resultado: obtendremos 4,48 litros de H₂ medidos en condiciones normales.

El hierro se oxida con el oxígeno del aire formando óxido de hierro (III).

- Escribe el esquema de la reacción o ecuación química.
- Calcula la cantidad de óxido que se formará a partir de 2 kg de hierro. (Resultado: 2.86 kg)
- ¿Cuánto hierro reaccionará con 6 litros de oxígeno medidos en condiciones normales? (Resultado: 19.92 g)

a) Escribimos la reacción de trabajo:



b) Calculamos las masas moleculares de los compuestos que intervienen en la reacción:

$$\begin{aligned} \text{Fe} & \quad M_r = 55,8 \text{ uma} \\ \text{O}_2 & \quad M_m = 2 \cdot 16 = 32 \text{ uma} \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 & \quad M_m = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \text{ uma} \end{aligned}$$

c) Calculamos las cantidades de sustancia de los datos contenidos en el ejercicio.

Hay que tener en cuenta que el problema plantea dos situaciones diferentes en la pregunta b) y la pregunta c)

b) Calculamos la cantidad de sustancia que hay en 2000g de Fe

$$n_{\text{Fe}} = 2000 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} = 35,84 \text{ moles Fe}$$

c) Calculamos la cantidad de sustancia de O_2 que hay en 6 litros de O_2 medidos en C.N. suponiendo que el O_2 se comporta como un gas ideal:

$$P \cdot V = n RT ; 1 \text{ atm} \cdot 6 \text{ (l)} = n \text{ (moles)} \cdot 0,082 \left(\frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) \cdot 273 \text{ (K)}$$

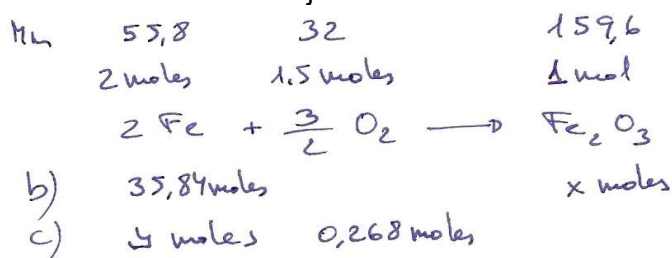
$$n_{\text{O}_2} = \frac{1 \cdot 6}{0,082 \cdot 273} = 0,268 \text{ moles de } \text{O}_2$$

d) Ajustamos la reacción.



[Enlace a detalle del ajuste](#)

e) Recopilamos la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:



f) Calculamos la cantidad de sustancia de los demás compuestos de la reacción:

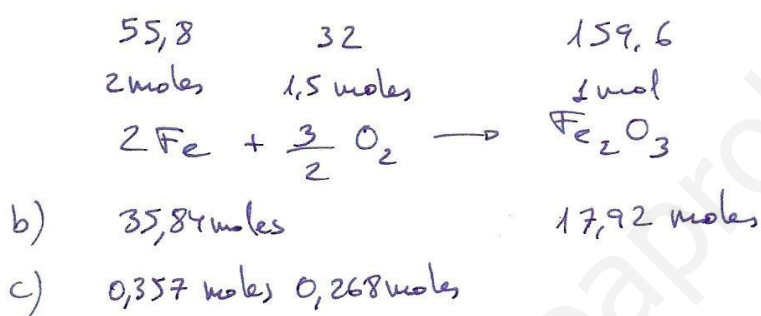
Para la pregunta a):

$$x \text{ moles Fe}_2\text{O}_3 = 35,84 \text{ moles Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ moles Fe}} = 17,92 \text{ moles Fe}_2\text{O}_3$$

Para la pregunta b)

$$y \text{ moles Fe} = 0,268 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{2 \text{ moles Fe}}{1,5 \text{ moles O}_2} = 0,357 \text{ moles Fe}$$

g) Volvemos a ordenar la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:



h) Respondemos a las cuestiones del ejercicio partiendo de las cantidades de sustancia que intervienen en el mismo:

Para responder a la pregunta b), calculamos la masa que hay en 17,92 moles de Fe_2O_3 :

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 17,92 \text{ (moles Fe}_2\text{O}_3) \cdot \frac{159,6 \text{ (g Fe}_2\text{O}_3)}{1 \text{ (mol Fe}_2\text{O}_3)} = 2860 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

A partir de 2 kg de Fe se formarán 2860 g de Fe_2O_3

Para responder a la pregunta c) calculamos la masa que hay en 0,357 moles de Fe:

$$m_{\text{Fe}} = 0,357 \text{ (moles Fe)} \cdot \frac{55,8 \text{ (g Fe)}}{1 \text{ (mol Fe)}} = 19,92 \text{ g Fe}$$

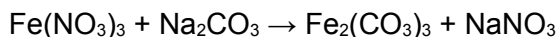
Con 6 l de O_2 medidos en C.N. reaccionarán 19,92 g de Fe

Hacemos reaccionar 50 g de trioxonitrato (V) de hierro (III) con trixocarbonato(IV) de sodio para formar trixocarbonato(IV) de hierro (III) y trioxonitrato (V) de sodio.

Si queremos que la reacción sea completa,

- a) ¿Qué masa de trixocarbonato(IV) de sodio hay que utilizar? (Resultado: 32.6 g)
 b) ¿Qué masa de trixocarbonato(IV) de hierro (III) obtendremos? (Resultado: 30.3 g)

a) Escribimos la reacción de trabajo:



b) Calculamos las masas moleculares de los compuestos que intervienen en la reacción:

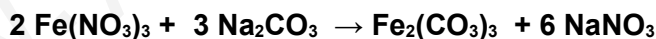
$$\begin{aligned} \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \quad M_m &= 1 \cdot 55,8 + 3 \cdot 14 + 9 \cdot 16 = 241,8 \text{ uma} \\ \text{Na}_2\text{CO}_3 \quad M_m &= 2 \cdot 23 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16 = 106 \text{ uma} \\ \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 \quad M_m &= 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 12 + 9 \cdot 16 = 291,6 \text{ uma} \\ \text{NaNO}_3 \quad M_m &= 1 \cdot 23 + 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 85 \text{ uma} \end{aligned}$$

c) Calculamos las cantidades de sustancia de los datos contenidos en el ejercicio.

Calculamos la cantidad de sustancia que hay en 50 g de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$:

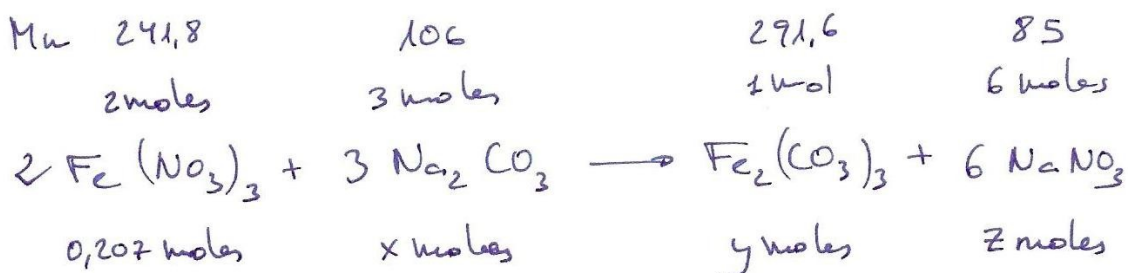
$$n = 50 \text{ g } \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Fe}(\text{NO}_3)_3}{241,8 \text{ g } \text{Fe}(\text{NO}_3)_3} = 0,207 \text{ moles } \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$$

d) Ajustamos la reacción.



[Enlace a detalle del ajuste](#)

e) Recopilamos la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:



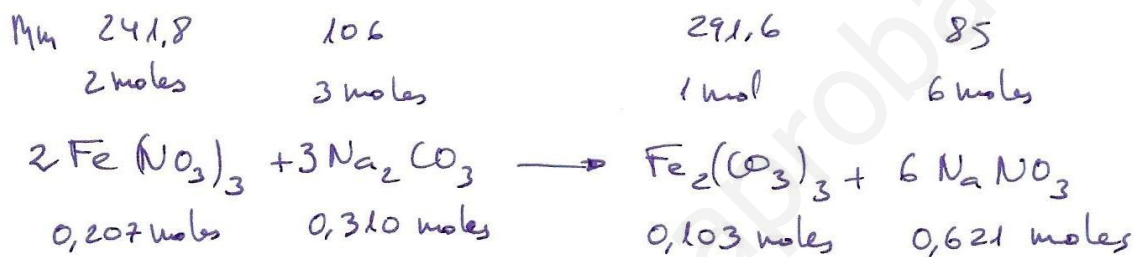
f) Calculamos la cantidad de sustancia de los demás compuestos de la reacción:

$$x \text{ moles } \text{Na}_2\text{CO}_3 = 0,207 \text{ moles } \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{Na}_2\text{CO}_3}{2 \text{ moles } \text{Fe}(\text{NO}_3)_3} = 0,310 \text{ moles } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

$$y \text{ moles } \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 = 0,207 \text{ moles } \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3}{2 \text{ moles } \text{Fe}(\text{NO}_3)_3} = 0,103 \text{ moles } \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$$

$$z \text{ moles } \text{NaNO}_3 = 0,207 \text{ moles } \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot \frac{6 \text{ moles } \text{NaNO}_3}{2 \text{ moles } \text{Fe}(\text{NO}_3)_3} = 0,621 \text{ moles } \text{NaNO}_3$$

g) Volvemos a ordenar la información, poniendo sobre la ecuación la información de la reacción y bajo ella la información del ejercicio:



h) Respondemos a las cuestiones del ejercicio partiendo de las cantidades de sustancia que intervienen en el mismo:

pregunta a) Calculamos la masa de 0,621 moles de Na_2CO_3

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = n \cdot M_n = 0,621 \text{ (moles)} \cdot \frac{106 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol}} = 65,826 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

Debemos utilizar 65,826 g de Na_2CO_3

pregunta b) Calculamos la masa de 0,207 moles de $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$

$$m_{\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3} = n \cdot M_n = 0,103 \text{ moles} \cdot \frac{291,6 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3}{1 \text{ mol}} = 30,03 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$$

obtendremos 30,03 g de $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$