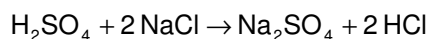




- 1 **Se hacen reaccionar 100 mL de una disolución 2 M de cloruro sódico con 150 mL de una disolución 1 M de ácido sulfúrico.**  
**¿Existe algún reactivo en exceso? En caso afirmativo, indíquelo y determine la cantidad del mismo que no ha reaccionado.**

Solución:

La reacción:



Los moles que intervienen:

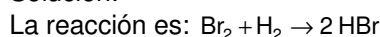
$$n^\circ \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ moles} = M \cdot V = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 150 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,15 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$n^\circ \text{ moles NaCl} \Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ moles} = M \cdot V = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 100 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,2 \text{ mol NaCl}$$

Por cada mol de ácido reaccionan dos moles de cloruro, es decir por cada 0,15 moles de ácido necesitamos  $0,15 \cdot 2 = 0,30$  moles de cloruro que no hay (reactivo limitante), quedará entonces ácido en exceso, reaccionarán  $0,2/2 = 0,1$  mol, quedan  $0,15 - 0,1 = 0,05$  moles de ácido en exceso.

- 2 **A partir de 11 L de flúor que reacciona con hidrógeno se obtiene ácido fluorhídrico. Si la reacción se da con un 79% de rendimiento, ¿cuánto ácido fluorhídrico se obtendrá?**

Solución:



1 mol de bromo reacciona para dar 2 moles de ácido bromhídrico, de forma que se producirán entonces 22 litros de ácido bromhídrico, como el rendimiento es del 79%, se producirán:

$$22 \text{ L} \cdot \frac{79}{100} = 17,38 \text{ L de HBr}$$

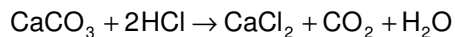
- 3 **Se hacen reaccionar 45 g de carbonato cálcico con 45 g de ácido clorhídrico. Formula y ajusta la reacción e indica cuál es el reactivo limitante.**

**carbonato cálcico + ácido clorhídrico → cloruro cálcico + dióxido de carbono + agua**

**Datos: masas atómicas: Ca = 40u; C = 12u; Cl = 35,5u; H = 1u**

Solución:

La reacción es:



Los moles serán:

$$n^\circ \text{ moles CaCO}_3 = \frac{45\text{g}}{100\text{g/1mol}} = 0,45 \text{ moles de CaCO}_3$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} = \frac{45\text{g}}{36,5\text{g/1mol}} = 1,23 \text{ moles de HCl}$$

Por la reacción 1 mol de carbonato reacciona con 2 moles de ácido clorhídrico, entonces:

$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ moles HCl}} = \frac{0,45 \text{ moles CaCO}_3}{x} \Rightarrow x = 0,90 \text{ moles de HCl para } 0,45 \text{ moles de CaCO}_3$$

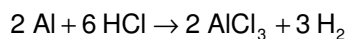
$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} = \frac{y}{1,23 \text{ mol HCl}} \Rightarrow y = 0,61 \text{ mol CaCO}_3 \text{ (que no hay) para } 1,23 \text{ moles HCl.}$$

El reactivo limitante será al  $\text{CaCO}_3$ .

- 4 **Se mezclan 20 g de aluminio puro con 100 mL de HCl 4 M, cuando termine el desprendimiento de hidrógeno ¿Qué quedará en exceso, aluminio ó ácido?**

Solución:

La reacción es:



Los moles que intervienen serán:

$$n^\circ \text{ moles Al} = \frac{20\text{g}}{27\text{g/1 mol}} = 0,7 \text{ moles de Al}$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} \Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ moles} = M \cdot V = 4 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 100 \cdot 10^{-3} \text{L} = 0,4 \text{ mol HCl}$$

En la reacción por cada mol de aluminio reacciona 3 moles de HCl, así que:

$$\frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol HCl}} = \frac{0,7 \text{ mol Al}}{x} \Rightarrow x = 2,1 \text{ mol HCl (que no hay) para } 0,7 \text{ mol Al}$$

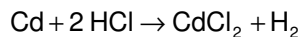
$$\frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol HCl}} = \frac{y}{0,4 \text{ mol HCl}} \Rightarrow y = 0,13 \text{ mol Al para } 0,4 \text{ mol HCl}$$

Luego se agotará todo el HCl y el Al quedará en exceso:  $0,7 - 0,13 = 0,57 \text{ mol de Al}$

- 5 **Se mezclan 40 g de cadmio puro con 120 mL de HCl 2 M, cuando termine el desprendimiento de hidrógeno ¿Qué quedará en exceso, aluminio ó ácido?**

Solución:

La reacción es:



Los moles que intervienen serán:

$$n^\circ \text{ moles Cd} = \frac{40 \text{ g}}{112 \text{ g/1 mol}} = 0,36 \text{ mol Cd}$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} \Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ moles} = M \cdot V = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 120 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,24 \text{ mol HCl}$$

En la reacción por cada mol de cadmio reaccionan 2 moles de HCl, así que:

$$\frac{1 \text{ mol Cd}}{2 \text{ moles HCl}} = \frac{0,36 \text{ moles Cd}}{x} \Rightarrow x = 0,72 \text{ moles de HCl (que no hay) para 0,36 moles de Cd}$$

$$\frac{1 \text{ moles Cd}}{2 \text{ moles HCl}} = \frac{y}{0,24 \text{ moles HCl}} \Rightarrow y = 0,12 \text{ moles de Cd para 0,24 moles HCl}$$

Luego se agotará todo el HCl y el Cd quedará en exceso:  $0,36 - 0,12 = 0,24 \text{ mol de Cd}$ .

- 6 **La solubilidad del nitrato de potasio es de 155 g en 100 g de agua, a 75°C, y de 38 g en 100 g de agua, a 25°C, calcule la molalidad de la disolución a 25°C.**

**Masas atómicas: N = 14; K = 39; O = 16**

Solución:

La molalidad viene definida como:

$$m = \frac{n^\circ \text{ moles}}{\text{kg disolvente}}$$

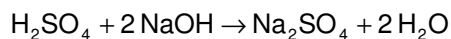
A 25°C:

$$m = \frac{38 \text{ g}}{\frac{101 \text{ g/1 mol}}{0,1 \text{ kg}}} = 3,76 \text{ m}$$

- 7 **Se hacen reaccionar 250 mL de una disolución 0,5 M de hidróxido sódico con 50 mL de una disolución 1,5 M de ácido sulfúrico. ¿Existe algún reactivo en exceso? En caso afirmativo, indíquelo y determine la cantidad del mismo que no ha reaccionado.**

Solución:

La reacción:



Los moles que intervienen:

$$n^\circ \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ moles} = M \cdot V = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,075 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$n^\circ \text{ moles NaOH} \Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ moles} = M \cdot V = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 250 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,125 \text{ mol NaOH}$$

Por cada mol de ácido reaccionan dos moles de base, es decir por cada 0,075 moles de ácido necesitamos  $0,075 \cdot 2 = 0,150$  moles de base que no hay (reactivo limitante), quedará entonces ácido en exceso, reaccionarán  $0,125/2 = 0,0625$  moles, quedan  $0,075 - 0,0625 = 0,0125$  moles de ácido en exceso.

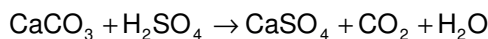
- 8 Se hacen reaccionar 75 g de ácido sulfúrico con 75 g de carbonato cálcico. Formula y ajusta la reacción e indica cuál es el reactivo limitante.

carbonato cálcico + ácido sulfúrico → sulfato cálcico + dióxido de carbono + agua

Datos: masas atómicas: Ca = 40u; C = 12u; O = 16u; H = 1u; S = 32u

Solución:

La reacción es:



Los moles serán:

$$n^\circ \text{ moles CaCO}_3 = \frac{75\text{g}}{100\text{g/mol}} = 0,75 \text{ moles de CaCO}_3$$

$$n^\circ \text{ moles H}_2\text{SO}_4 = \frac{75\text{g}}{98\text{g/mol}} = 0,76 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

Por la reacción 1 mol de carbonato reacciona con 1 moles de ácido sulfúrico, entonces:

$$\frac{1 \text{ moles CaCO}_3}{1 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = \frac{0,75 \text{ moles CaCO}_3}{x} \Rightarrow x = 0,75 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \text{ para } 0,75 \text{ moles de CaCO}_3$$

$$\frac{1 \text{ moles CaCO}_3}{1 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = \frac{y}{0,76 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} \Rightarrow y = 0,76 \text{ mol CaCO}_3 \text{ (que no hay) para } 0,76 \text{ moles H}_2\text{SO}_4.$$

El reactivo limitante será el CaCO<sub>3</sub>.

- 9 A partir de 14 L de cloro que reacciona con hidrógeno se obtiene ácido clorhídrico. Si la reacción se da con un 58% de rendimiento, ¿cuánto ácido clorhídrico se obtendrá?

Solución:

La reacción es: Cl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub> → 2 HCl

1 mol de cloro reacciona para dar 2 moles de ácido clorhídrico, de forma que se producirán entonces 28 litros de ácido clorhídrico, como el rendimiento es del 58%, se producirán:

$$28 \text{ L} \cdot \frac{58}{100} = 16,24 \text{ L de HCl}$$

- 10 Se hacen reaccionar 89 L de bromo con hidrógeno suficiente para que reaccione todo el bromo. ¿Qué volumen de ácido bromhídrico al 30% de 1,9 g/cm<sup>3</sup> de densidad se obtendrá?

Solución:

La reacción es: Br<sub>2</sub> + H<sub>2</sub> → 2 HBr

En condiciones normales 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros:

$$\frac{22,4 \text{ L Br}_2}{2 \cdot 81 \text{ g HBr}} = \frac{89 \text{ L Br}_2}{x} \Rightarrow x = 643,7 \text{ g de HBr}$$

$$\frac{100 \text{ g disolución}}{30 \text{ g HBr}} = \frac{V \cdot 1,9 \text{ g/cm}^3}{643,7 \text{ g HBr}} \Rightarrow V = 1129,2 \text{ cm}^3 = 1,1 \text{ L de HBr}$$

- 11 **A partir de 140 g de carbonato cálcico se obtienen, a 23°C y 760 mm de Hg de presión, 25 L de dióxido de carbono. ¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción?**

**Datos : masas atómicas: Ca = 40u; C = 12u; O = 16u; Cl = 35,5u; H = 1u**

Solución:

La reacción ajustada es:  $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

$$n^\circ \text{ mol de CaCO}_3 = \frac{140 \text{ g CaCO}_3}{99 \text{ g/mol}} = 1,4 \text{ mol}$$

$$\text{La relación sería: } \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{1,4 \text{ mol CaCO}_3}{x} \Rightarrow x = 1,4 \text{ mol de CO}_2$$

El volumen que se obtendría teóricamente sería:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{1,4 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 23) \text{ K}}{\frac{760 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/1atm}}} = 34,3 \text{ L de CO}_2$$

El rendimiento será entonces:

$$R = \frac{25 \text{ L}}{34,3 \text{ L}} \cdot 100 = 73\%$$

- 12 **¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico del 26% de riqueza y de densidad 1,19 g/mL?**

Solución:

La molaridad se define como:

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})}$$

Calculamos los gramos de ácido sulfúrico que hay en 1 litro de disolución:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,19 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1190 \text{ g}$$

Dado que la riqueza es del 26% se tienen:  $1190 \cdot 0,26 = 309 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$

$$\text{El número de moles será: } \frac{309 \text{ g}}{98 \text{ g/1 mol}} = 3,15 \text{ mol}$$

Como hemos supuesto que el volumen es de un litro la molaridad será 3,15 M.

- 13 **Se hacen reaccionar 90 L de cloro con hidrógeno suficiente para que reaccione todo el cloro. ¿Qué volumen de ácido bromhídrico al 20% de 1,2 g/cm<sup>3</sup> de densidad se obtendrá?**

Solución:

La reacción es:  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$

En condiciones normales 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros:

$$\frac{22,4 \text{ L Cl}_2}{2 \cdot 36,5 \text{ g HCl}} = \frac{90 \text{ L Cl}_2}{x} \Rightarrow x = 293,3 \text{ g de HCl}$$

$$\frac{100 \text{ g disolución}}{20 \text{ g HCl}} = \frac{V \cdot 1,2 \text{ g/cm}^3}{293,3 \text{ g HCl}} \Rightarrow V = 1222,1 \text{ cm}^3 = 1,2 \text{ L de HCl}$$

- 14 **A partir de 345 g de iodato potásico se obtienen, a 20 °C y 740 mm de Hg de presión, 30 L de oxígeno. ¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción?**

**Datos : masas atómicas: I = 127 u, K = 39 u, O = 16 u**

Solución:

La reacción ajustada es:  $2 \text{KIO}_3 \rightarrow 2 \text{KI} + 3 \text{O}_2$

$$n^\circ \text{ mol de } \text{KIO}_3 = \frac{345 \text{ g } \text{KIO}_3}{214 \text{ g/mol}} = 1,6 \text{ mol}$$

$$\text{La relación molar es: } \frac{2 \text{ mol } \text{KIO}_3}{3 \text{ mol } \text{O}_2} = \frac{1,6 \text{ mol } \text{KIO}_3}{x} \Rightarrow x = 2,4 \text{ mol de } \text{O}_2$$

el volumen que se obtendría teóricamente sería:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{2,4 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}} \cdot (273 + 20) \text{K}}{\frac{740 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/1atm}}} = 64,1 \text{ L de } \text{O}_2$$

El rendimiento será entonces:

$$R = \frac{30 \text{ L}}{64,1 \text{ L}} \cdot 100 = 47\%$$

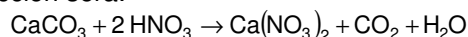
- 15 **La reacción de solubilidad del carbonato mediante ácido nítrico es la siguiente:**

**Carbonato cálcico + ácido nítrico → nitrato de calcio + dióxido de carbono + agua**

**Si reaccionan 50 g de carbonato de calcio con 200 mL de ácido nítrico 0,1 M ¿qué reactivo quedará en exceso?**

Solución:

La reacción será:



Los moles:

$$n^\circ \text{ moles } \text{CaCO}_3 = \frac{50 \text{ g}}{100 \text{ g/1 mol}} = 0,5 \text{ mol } \text{CaCO}_3$$

$$n^\circ \text{ moles } \text{HNO}_3 \Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ moles} = M \cdot V = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 200 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,02 \text{ mol } \text{HNO}_3$$

Por la estequiometría de la reacción: 1 mol del carbonato reacciona con 2 moles de ácido nítrico:

$$\frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{2 \text{ moles } \text{HNO}_3} = \frac{0,5 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{x} \Rightarrow x = 1 \text{ mol } \text{HNO}_3 \text{ (que no hay) para } 0,5 \text{ mol } \text{CaCO}_3$$

$$\frac{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3}{2 \text{ moles } \text{HNO}_3} = \frac{y}{0,02 \text{ mol } \text{HNO}_3} \Rightarrow y = 0,01 \text{ mol } \text{CaCO}_3 \text{ para } 0,02 \text{ mol } \text{HNO}_3$$

Luego se agotará todo el  $\text{HNO}_3$  y quedará  $\text{CaCO}_3$  en exceso:  $0,5 - 0,01 = 0,49 \text{ mol de } \text{CaCO}_3$ .

- 16 **La solubilidad del nitrato de plata es de 55 g en 100 g de agua, a 70 °C, y de 46 g en 100 g de agua, a 20 °C, calcule la molalidad de la disolución a 25 °C.**

**Masas atómicas: Ag = 107,9; K = 39; O = 16**

Solución:

La molalidad viene definida como:

$$m = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{\text{kg disolvente}}$$

A 20°C:

$$m = \frac{\frac{46 \text{ g}}{160,1 \text{ g/1 mol}}}{0,1 \text{ kg}} = 0,28 \text{ m}$$

17 **La reacción de solubilidad del carbonato magnésico mediante el ácido clorhídrico es la siguiente:**

**Carbonato magnésico + ácido clorhídrico → cloruro magnésico + dióxido de carbono + agua**

**Calcule cuántos mL de ácido clorhídrico 1 N son necesarios para disolver 18 mg de carbonato magnésico.**

Solución:

La reacción:



La normalidad se define como :N = n° eq / V

El número de moles del carbonato:

$$n^{\circ} \text{ moles} = \frac{18 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{84,3 \text{ g/1 mol}} = 2,1 \cdot 10^{-4} \text{ moles de MgCO}_3$$

Según la estequiometría de la reacción:

$$\frac{1 \text{ mol MgCO}_3}{2 \text{ moles HCl}} = \frac{2,1 \cdot 10^{-4} \text{ moles MgCO}_3}{x \text{ moles HCl}} \Rightarrow x = 1 \cdot 10^{-4} \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ eq de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ eq HCl}$$

El volumen necesario será:

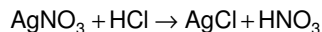
$$N = \frac{n^{\circ} \text{ eq}}{V} \Rightarrow V = \frac{n^{\circ} \text{ eq}}{N} = \frac{1 \cdot 10^{-4}}{1} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ L} = 0,1 \text{ mL de HCl}$$

18 **Se hacen reaccionar 30 g de nitrato de plata con 14 g de ácido clorhídrico. ¿Existe algún reactivo limitante?**

**Datos: masas atómicas: Ag = 108; N = 14; O = 16; Cl = 35,5**

Solución:

La reacción será:



Los moles:

$$n^\circ \text{ moles AgNO}_3 = \frac{30 \text{ g}}{170 \text{ g/1 mol}} = 0,18 \text{ mol AgNO}_3$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} = \frac{14 \text{ g}}{36,5 \text{ g/1 mol}} = 0,38 \text{ mol HCl}$$

Por la estequiometría de la reacción: 1 mol de nitrato de plata reacciona con 1 mol de ácido clorhídrico, por lo que:

$$\frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol HCl}} = \frac{0,18 \text{ mol AgNO}_3}{x} \Rightarrow x = 0,18 \text{ mol de HCl para } 0,18 \text{ mol AgNO}_3$$

$$\frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol HCl}} = \frac{y}{0,38 \text{ mol HCl}} \Rightarrow y = 0,38 \text{ mol AgNO}_3 \text{ (que no hay) para } 0,38 \text{ mol HCl}$$

Luego se agotará todo el  $\text{AgNO}_3$  y quedará HCl en exceso:  $0,38 - 0,18 = 0,2$  mol de HCl

El reactivo limitante será el nitrato de plata.

19 **¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido nítrico del 42,6% de riqueza y de densidad 1,170 g/mL?**

Solución:

La molaridad se define como:

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(L)}$$

Calculamos los gramos de ácido nítrico que hay en 1 litro de disolución:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,170 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1170 \text{ g}$$

Dado que la riqueza es del 42,6% se tienen:  $1170 \cdot 0,426 = 498,4 \text{ g de HNO}_3$  puro.

$$\text{El número de moles de HNO}_3 \text{ es: } \frac{498,4 \text{ g}}{63 \text{ g/1 mol}} = 7,9 \text{ mol}$$

Como hemos supuesto que el volumen es de un litro la molaridad será 7,9 M.

20 **Se hacen reaccionar 59 L de flúor con hidrógeno suficiente para que reaccione todo el flúor. ¿Qué volumen de ácido fluorídrico al 28% de 1,6 g/cm<sup>3</sup> de densidad se obtendrá?**

Solución:

La reacción es:  $\text{F}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HF}$

En condiciones normales 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros:

$$\frac{22,4 \text{ L F}_2}{2 \cdot 20 \text{ g HF}} = \frac{59 \text{ L F}_2}{x} \Rightarrow x = 105,4 \text{ g de HF}$$

$$\frac{100 \text{ g disolución}}{28 \text{ g HF}} = \frac{V \cdot 1,6 \text{ g/cm}^3}{105,4 \text{ g HF}} \Rightarrow V = 235,3 \text{ cm}^3 = 0,24 \text{ L de HF}$$

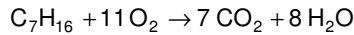


- 21 **La combustión de 0,252g de 2,2,3-trimetilbutano produjo 338 mL de dióxido de carbono en condiciones normales. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?**

**Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16**

Solución:

La combustión completa del 2,2,3-trimetilbutano origina exclusivamente dióxido de carbono y agua (como cualquier combustión completa de cualquier hidrocarburo)



$$\text{N}^\circ \text{ mol iniciales de } \text{C}_7\text{H}_{16}: \frac{\text{masa}}{\text{masa molecular}} = \frac{0,2520 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 2,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Según la reacción, 1 mol del hidrocarburo origina 7 moles de dióxido de carbono, entonces con los moles iniciales se generan:

$$7 \cdot 2,52 \cdot 10^{-3} = 0,01764 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

en condiciones normales un mol de cualquier gas ocupa 22,4 L con lo que el volumen de  $\text{CO}_2$  generado ocupa el siguiente volumen:

$$0,01764 \text{ mol de } \text{CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 0,395 \text{ L} = 395 \text{ mL de } \text{CO}_2$$

en el enunciado dicen que se han obtenido 338 mL de dióxido, así que:

$$\frac{395 \text{ mL } \text{CO}_2}{100\%} = \frac{338}{x}$$

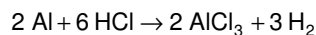
el rendimiento ha sido del 85,6%.

- 22 **Un trozo de una muestra que contiene aluminio reacciona exactamente con 100 mL de un ácido clorhídrico de densidad 1,170 g/mL y que contiene el 26% en peso de HCl ¿Cuál es el porcentaje de aluminio en la muestra?**

**Masa atómicas: Al = 23; Cl = 35,5; H = 1**

Solución:

La reacción es:



$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,170 \text{ g/mL} \cdot 100 \text{ mL} = 117 \text{ g}$$

Dado que la riqueza es del 26% habrán reaccionado:  $117 \cdot 0,26 = 30,42 \text{ g de HCl}$

Por la estequiometría de la reacción 1 mol de aluminio reacciona con 3 mol de ácido clorhídrico, con las masas moleculares:

$$\frac{27 \text{ g de Al}}{3 \cdot 36,5 \text{ g de HCl}} = \frac{x}{30,42 \text{ g de HCl}} \Rightarrow x = 7,5 \text{ g de Al}$$

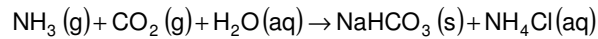
El porcentaje de aluminio en la muestra es de 7,5%.

- 23 **El hidrogenocarbonato (bicarbonato) de sodio se obtienen mediante la reacción:**  
**Amoniaco (g) + dióxido de carbono (g) + agua (l) + cloruro sódico (aq) → hidrogenocarbonato sódico (s) + cloruro amónica (aq).**  
**Calcule cuántos litros de amoniaco, medidos a 25 °C y 2 atm, se necesitan para preparar 1 kg de hidrogenocarbonato sódico, suponiendo un rendimiento del 50%.**

**Datos: masas atómicas Na = 23 u; C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u**

Solución:

La reacción ajustada es:



El número necesario para preparar 1 Kg de hidrogenocarbonato es:

$$\frac{1000 \text{ g NaHCO}_3}{84 \text{ g/mol}} = 11,9 \text{ mol de NaHCO}_3$$

Según la reacción, 1 mol de amoniaco reacciona con 1 mol de hidrogenocarbonato, pero como la reacción es al 50%, podemos decir que por cada mol de amoniaco reacciona 0,5 moles del hidrogenocarbonato, entonces se necesitan:

$$\frac{1 \text{ mol NH}_3}{0,5 \text{ mol NaHCO}_3} = \frac{x}{11,9 \text{ mol NaHCO}_3} \Rightarrow x = 23,8 \text{ mol de amoniaco}$$

El volumen que ocupan esos 23,8 moles de amoniaco es:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{23,8 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}}{2 \text{ atm}} = 271,27 \text{ L}$$

- 24 **En una disolución acuosa de hidróxido potásico, cuya densidad es 1,240 g/mL, la fracción molar de soluto es 0,1, calcular su molaridad y porcentaje en peso de soluto.**

**Masas atómicas: H = 1; O = 16; K = 39**

Solución:

La fracción molar viene definido como:

$$x_i = \frac{n_i}{n_T} \text{ dado que } x_i = 0,1 \text{ habrá } 0,1 \text{ mol de KOH y } 0,9 \text{ de disolvente, en este caso } \text{H}_2\text{O}.$$

Calculamos los gramos que intervienen de cada uno:

$$n^{\circ} \text{ mol} = \frac{g}{M_m} \Rightarrow g = n^{\circ} \text{ mol} \cdot M_m \Rightarrow g_{\text{KOH}} + g_{\text{H}_2\text{O}} = 0,1 \text{ mol} \cdot 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 0,9 \text{ mol} \cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 21,8 \text{ g}$$

$$\text{y veremos el volumen que ocupan: } d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{21,8 \text{ g}}{1,24 \text{ g/mL}} = 17,6 \text{ mL}$$

$$\text{Luego la molaridad: } M = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{V(\text{L})} = \frac{0,1 \text{ mol}}{17,6 \text{ mL} \cdot 10^{-3} \frac{\text{L}}{\text{mL}}} = 5,8 \text{ M}$$

$$\text{El porcentaje en peso será: } \frac{21,8 \text{ g disolución}}{5,6 \text{ soluto}} = \frac{100}{x} \Rightarrow x = 25,7\%$$

- 25 **Se mezcla 1,5 L de ácido sulfúrico de densidad 1,2 g/mL y 46% de riqueza en peso con 1 L de ácido sulfúrico de densidad 1,350 g/mL y 57,8 % en peso. Calcule la molaridad de la disolución resultante, admitiendo que los volúmenes son aditivos.**

**Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1**

Solución:

La molaridad se define como:

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{V(L)}$$

Tenemos dos disoluciones que vamos a mezclar para formar una tercera, calcularemos el nº de moles de ácido que hay en cada uno de los volúmenes que vamos a utilizar de cada una de las disoluciones, y sabemos además que el volumen total será la suma de los dos.

$$n^{\circ} \text{ mol de la disolución A: } d_A = \frac{m_A}{V_A} \Rightarrow m_A = d_A \cdot V_A = 1,2 \text{ g/mL} \cdot 1500 \text{ mL} = 1800 \text{ g}$$

Dado que la riqueza es del 46 % se tienen:  $1800 \cdot 0,46 = 828 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en la disolución A.

$$\text{El número de moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ en A es: } \frac{828 \text{ g}}{98 \text{ g/1 mol}} = 8,4 \text{ mol}$$

$$n^{\circ} \text{ mol de la disolución B: } d_B = \frac{m_B}{V_B} \Rightarrow m_B = d_B \cdot V_B = 1,350 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1350 \text{ g}$$

Dado que la riqueza es del 57,8 % se tienen:  $1350 \cdot 0,578 = 780 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en la disolución B.

$$\text{El número de moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ en B es: } \frac{780 \text{ g}}{98 \text{ g/1 mol}} = 7,9 \text{ mol}$$

Al mezclar las dos disoluciones se tenía:

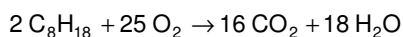
$$M = \frac{n^{\circ} \text{ moles A} + n^{\circ} \text{ moles B}}{V_A + V_B (L)} = \frac{8,4 + 7,9}{2,5} = 6,52 \text{ M}$$

- 26 **La combustión de 0,350 g de 2,2,3-trimetilpentano produjo 386 mL de dióxido de carbono en condiciones normales. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?**

**Datos: Masas atómicas: C = 12 u; H = 1 u; O = 16 u**

Solución:

La combustión completa del 2,2,3-trimetilpentano origina exclusivamente dióxido de carbono y agua.



$$\text{El } n^{\circ} \text{ de moles de } \text{C}_8\text{H}_{18} \text{ de partida es: } \frac{\text{masa}}{\text{masa molecular}} = \frac{0,300 \text{ g}}{114 \text{ g/mol}} = 2,63 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Según la reacción, 1 mol del hidrocarburo origina 8 moles de dióxido de carbono, entonces con los moles iniciales se generan:

$$8 \cdot 2,63 \cdot 10^{-3} = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{CO}_2$$

en condiciones normales un mol de cualquier gas ocupa 22,4 L con lo que:

$$2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 0,471 \text{ L} = 471 \text{ mL de } \text{CO}_2$$

Se obtienen 386 mL de dióxido, luego:

$$\frac{471 \text{ mL } \text{CO}_2}{100\%} = \frac{386}{x} \Rightarrow x = 81,95 \%$$

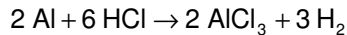
El rendimiento ha sido del 81,95 %.

- 27 A un vaso de precipitados que contiene 7,6 g de aluminio se le añaden 100 mL de un ácido clorhídrico comercial del 36% y de densidad en los datos del problema, obteniéndose tricloruro de aluminio e hidrógeno, indique después de realizar los cálculos necesarios cuál es el reactivo limitante y calcule qué volumen de hidrógeno se obtiene si las condiciones en las que se realiza el proceso son 25 °C y 750 mm de Hg.

**Datos del problema: masas atómicas: Cl = 35,5u; Al = 27u, H = 1u  
d = 1,180 g cm<sup>-3</sup>**

Solución:

La reacción será:



a) Los moles:

$$n^\circ \text{ moles Al} = \frac{7,6\text{g}}{27\text{g/1mol}} = 0,285 \text{ moles de Al}$$

nº moles de ácido clorhídrico:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,180 \text{ g cm}^{-3} \cdot 100 \text{ cm}^3 = 118 \text{ g con una riqueza del 36 \%: } 118 \cdot 0,36 = 42,48 \text{ g de HCl}$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} = \frac{42,48 \text{ g}}{36,5\text{g/1 mol}} = 1,16 \text{ moles de HCl}$$

Por la estequiometría de la reacción: 1 mol de aluminio reacciona con 3 moles de ácido clorhídrico:

$$\frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ moles HCl}} = \frac{0,285 \text{ mol Al}}{x} \Rightarrow x = 0,861 \text{ moles de HCl para } 0,285 \text{ moles Al}$$

$$\frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ moles HCl}} = \frac{y}{1,16 \text{ moles HCl}} \Rightarrow y = 0,39 \text{ moles de Al (que no hay) para } 1,16 \text{ moles de HCl}$$

Luego se agotará todo el Al y quedará HCl en exceso: 1,16 - 0,86 = 0,3 moles de HCl

El reactivo limitante es el Aluminio.

b) Según la reacción 2 moles de aluminio reaccionan para dar 3 moles de hidrógeno, así que como hay 0,285 moles de aluminio se producirán:  $0,285 \cdot \frac{3}{2} = 0,43$  moles de hidrógeno, como es un gas podemos aplicar la ecuación de los gases ideales, entonces el volumen que ocupa será:

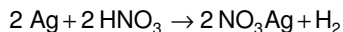
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,43 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}}{\frac{750 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/1 atm}}} = 10,6 \text{ L H}_2$$

- 28 Un trozo de una muestra que contiene plata reacciona exactamente con 150 mL de un ácido nítrico de densidad 1,6 g/mL y que contiene el 44 % en peso de ácido nítrico ¿Cuál es el porcentaje de plata en la muestra?

**Masa atómicas: Ag = 108; N = 14; H = 1**

Solución:

La reacción es:



$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,6 \text{ g/mL} \cdot 72 \text{ mL} = 115,2 \text{ g}$$

Dado que la riqueza es del 44% se tiene que han reaccionado:  $115,2 \cdot 0,44 = 50,7 \text{ g}$  de  $\text{HNO}_3$

Por la estequiometría de la reacción, 1 mol de plata reacciona con 1 mol de ácido nítrico, con las siguientes masas moleculares:

$$\frac{108 \text{ g de Ag}}{63 \text{ g de HNO}_3} = \frac{x}{50,7 \text{ g de HNO}_3} \Rightarrow x = 87 \text{ g de Ag}$$

El porcentaje de plata en la muestra es de 87%.

- 29 **Se mezcla 1 l de ácido nítrico de densidad 1,380 g/mL y 62,7% de riqueza en peso con 1 L de ácido nítrico de densidad 1,130 g/mL y 22,38 % en peso. Calcule la molaridad de la disolución resultante, admitiendo que los volúmenes son aditivos.**

**Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1**

Solución:

La molaridad se define como:

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})}$$

Tenemos dos disoluciones que vamos a mezclar para formar una tercera, calcularemos el  $n^\circ$  de moles de ácido que hay en cada uno de los volúmenes que vamos a utilizar de cada una de las disoluciones, y sabemos además que el volumen total será la suma de los dos.

$$n^\circ \text{ mol de la disolución A: } d_A = \frac{m_A}{V_A} \Rightarrow m_A = d_A \cdot V_A = 1,38 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1380 \text{ g}$$

Dado que la riqueza es del 62,7 % se tienen:  $1380 \cdot 0,627 = 865 \text{ g}$  de  $\text{HNO}_3$  en la disolución A.

$$\text{El número de moles de HNO}_3: \frac{865 \text{ g}}{63 \text{ g/1 mol}} = 13,7 \text{ mol}$$

$$n^\circ \text{ mol de la disolución B: } d_B = \frac{m_B}{V_B} \Rightarrow m_B = d_B \cdot V_B = 1,13 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1130 \text{ g}$$

Dado que la riqueza es del 22,38 % se tienen:  $1130 \cdot 0,2238 = 252,9 \text{ g}$  de  $\text{HNO}_3$  en la disolución B.

$$\text{El número de moles de HNO}_3: \frac{252,9 \text{ g}}{63 \text{ g/1 mol}} = 4,0 \text{ mol}$$

$$\text{Al mezclar las dos disoluciones: } M = \frac{n^\circ \text{ mol A} + n^\circ \text{ mol B}}{V_A + V_B (\text{L})} = \frac{13,7 + 4,0}{2} = 8,85 \text{ M}$$

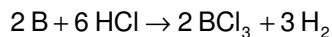
- 30 **A un vaso de precipitados que contiene 4,2 g de boro se le añaden 90 mL de un ácido clorhídrico comercial del 46% y de densidad en los datos del problema, obteniéndose tricloruro de boro e hidrógeno, indique después de realizar los cálculos necesarios cuál es el reactivo limitante y calcule qué volumen de hidrógeno se obtiene si las condiciones en las que se realiza el proceso son 20°C y 700 mm de Hg.**

**Datos del problema: masas atómicas: Cl = 35,5u; B = 11u, H = 1u**

$$d = 1,1 \text{ g cm}^{-3}$$

Solución:

La reacción será:



a) Los moles:

$$n^\circ \text{ mol B} = \frac{4,2\text{g}}{11\text{g/1 mol}} = 0,38 \text{ mol de B}$$

$n^\circ$  moles de ácido clorhídrico:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,1 \text{ g cm}^{-3} \cdot 90 \text{ cm}^3 = 99 \text{ g con una riqueza del 46 \%: } 99 \cdot 0,46 = 45,5 \text{ g de HCl}$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} = \frac{45,5 \text{ g}}{36,5\text{g/1 mol}} = 1,24 \text{ moles de HCl}$$

Según la estequiometría de la reacción: 1 mol de boro reacciona con 3 moles de ácido clorhídrico:

$$\frac{1 \text{ mol B}}{3 \text{ moles HCl}} = \frac{0,38 \text{ mol B}}{x} \Rightarrow x = 1,14 \text{ 1 moles de HCl para 0,38 moles B}$$

$$\frac{1 \text{ mol B}}{3 \text{ moles HCl}} = \frac{y}{1,24 \text{ moles HCl}} \Rightarrow y = 0,41 \text{ moles de B (que no hay) para 1,24 moles HCl}$$

Luego se agotará todo el B y quedará HCl en exceso:  $1,24 - 1,14 = 0,1$  moles de HCl

El reactivo limitante es el Boro.

b) Según la reacción 2 moles de boro reaccionan para dar 3 moles de hidrógeno, así que como hay 0,38 moles de boro se producirán:  $0,38 \cdot 3/2 = 0,57$  moles de hidrógeno, como es un gas podemos aplicar la ecuación de los gases ideales, entonces el volumen que ocupa será:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,57 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 20) \text{ K}}{\frac{700 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/1 atm}}} = 15 \text{ L de H}_2.$$

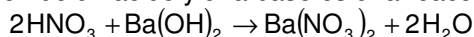
31 **A 100 mL de una disolución de ácido nítrico de concentración 0,01 M, se le añaden 100 mL de otra disolución de hidróxido de bario de concentración 0,01 M.**

**a) Escribe la reacción que hay entre estos dos compuestos.**

**b) Determina si la reacción será completa o, por el contrario, quedará algún reactivo en exceso.**

Solución:

a) La reacción de un ácido y una base es una reacción de neutralización dando una sal y agua. Será por tanto:



b) Los moles que intervienen en la reacción:

$$n^\circ \text{ moles HNO}_3 \Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ mol} = M \cdot V = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 100 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,001 \text{ mol HNO}_3$$

$$n^\circ \text{ moles Ba(OH)}_2 \Rightarrow M = \frac{n^\circ \text{ mol}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ mol} = M \cdot V = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 100 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 0,001 \text{ mol Ba(OH)}_2$$

Según la estequiometría de la reacción 2 moles de ácido nítrico reaccionan con 1 mol de hidróxido, con lo que no hay suficiente ácido para neutralizar todo el hidróxido, la reacción no es completa y como reactivo en exceso estará el hidróxido de bario.

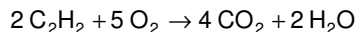
32 **El acetileno reacciona con oxígeno para dar, dióxido de carbono y agua.**

**a) Escriba y ajuste la reacción.**

**b) Partimos de 24 g de acetileno, si se han obtenido 4,8 L de dióxido de carbono medidos a 1 atm y 23°C, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?**

Solución:

a) La reacción ajustada es:



b) Los moles y la masa de  $\text{CO}_2$  obtenidos han sido:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 4,8 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 23) \text{ K}} = 0,20 \text{ mol}$$

$$0,20 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol}} = 8,8 \text{ g CO}_2$$

2 moles de acetileno reaccionan con 4 moles de dióxido de carbono, (1:2), luego la cantidad esperada de  $\text{CO}_2$  era:

$$\frac{30 \text{ g C}_2\text{H}_2}{2 \cdot 44 \text{ g CO}_2} = \frac{24 \text{ g C}_2\text{H}_2}{x} \Rightarrow x = 70,4 \text{ g de CO}_2$$

$$\text{El rendimiento de la reacción es: } R = \frac{8,8 \text{ g}}{70,4 \text{ g}} \cdot 100 = 12,5\%$$

- 33 **En una disolución acuosa de hidróxido sódico, cuya densidad es 1,170 g/mL, la fracción molar de soluto es 0,2, calcular su molaridad y porcentaje en peso de soluto.**

**Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23**

Solución:

La fracción molar viene definido como:

$$x_i = \frac{n_i}{n_T} \text{ dado que } x_i = 0,2 \text{ habrá } 0,2 \text{ mol de NaOH y } 0,8 \text{ de disolvente, en este caso H}_2\text{O.}$$

Calculamos los gramos que intervienen de cada uno:

$$n^{\circ} \text{ mol} = \frac{g}{M_m} \Rightarrow g = n^{\circ} \text{ mol} \cdot M_m \Rightarrow g_{\text{NaOH}} + g_{\text{H}_2\text{O}} = 0,2 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{1 \text{ mol}} + 0,8 \text{ mol} \cdot 18 \frac{\text{g}}{1 \text{ mol}} = 22,4 \text{ g}$$

y veremos el volumen que ocupan:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{22,4 \text{ g}}{1,170 \text{ g/mL}} = 19,1 \text{ mL}$$

Luego la molaridad:

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ mol}}{V(\text{L})} = \frac{0,2 \text{ mol}}{19,1 \text{ mL} \cdot 10^{-3} \frac{\text{L}}{\text{mL}}} = 10,7 \text{ M}$$

El porcentaje en peso:

$$\frac{22,4 \text{ g disolución}}{8 \text{ g soluto}} = \frac{100}{x} \Rightarrow x = 35,7 \%$$

- 34 **El ácido clorhídrico concentrado, HCl, tiene habitualmente una concentración del 56 % en masa y su densidad relativa es de 1,07 g/mL.**
- a) **¿Cuál es la molaridad de la disolución?**
- b) **¿Cuál es la molaridad de la disolución que resulta de mezclar 250 mL de este ácido con 1000 mL de ácido clorhídrico 1 M?**

Solución:

a) La molaridad se define como:

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{V(L)}$$

Calculamos el n° de moles de HCl que hay en 1 L de disolución:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,07 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1070 \text{ g}$$

Dado que la riqueza es del 56 % se tienen:  $1070 \cdot 0,56 = 599,2 \text{ g}$  de HCl puro.

$$n^{\circ} \text{ mol HCl} = \frac{599,2 \text{ g}}{36,5 \text{ g/1 mol}} = 16,4 \text{ mol de HCl}$$

$$\text{Luego: } M = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{V(L)} = \frac{16,4 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 16,4 \text{ M}$$

b) Al mezclar la disolución hay un volumen de  $1000 \text{ mL} + 250 \text{ mL} = 1025 \text{ mL} = 1,25 \text{ L}$ .

El n° de mol será

$$n^{\circ} \text{ mol HCl } 16,4 \text{ M} \Rightarrow M = \frac{n^{\circ} \text{ mol}}{V(L)} \Rightarrow n^{\circ} \text{ mol} = M \cdot V = 16,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,25 \text{ L} = 4,1 \text{ mol HCl}$$

$$n^{\circ} \text{ mol HCl } 1 \text{ M} \Rightarrow M = \frac{n^{\circ} \text{ mol}}{V(L)} \Rightarrow n^{\circ} \text{ mol} = M \cdot V = 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} = 1 \text{ mol HF}$$

n° de moles totales:  $4,1 + 1 = 5,1 \text{ mol}$  de HCl puro en  $1,25 \text{ L}$  de disolución. La molaridad de esta nueva disolución será:

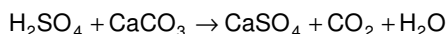
$$M = \frac{n^{\circ} \text{ mol}}{V(L)} = \frac{5,1 \text{ mol}}{1,25 \text{ L}} = 4,1 \text{ M}$$

- 35 **El carbonato cálcico reacciona con el ácido sulfúrico para dar sulfato cálcico, dióxido de carbono y agua. Calcule cuántos litros de dióxido de carbono, medidos a 20 °C y 1 atm, se necesitan para preparar 987 g de carbonato cálcico, suponiendo un rendimiento del 50%.**

**Datos: masas atómicas Ca = 40 u; C = 12 u; S = 32 u; O = 16 u; H = 1 u**

Solución:

La reacción ajustada es:



El número necesario para preparar 987 g de carbonato cálcico es:

$$\frac{987 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g/1 mol}} = 9,8 \text{ mol de CaCO}_3$$

Según la reacción 1 mol de carbonato cálcico reacciona con 1 mol de dióxido de carbono, pero como la reacción es al 50%, podemos decir que por cada mol de carbonato reaccionan 0,5 moles del dióxido, entonces se necesitan:

$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{0,5 \text{ mol CO}_2} = \frac{9,8 \text{ mol CaCO}_3}{x} \Rightarrow x = 4,9 \text{ mol de CO}_2$$

El volumen que ocupan esos 4,9 moles es:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{4,9 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 20) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 117,7 \text{ L de CO}_2$$

- 36 **El carbonato de calcio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.**

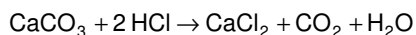
**a) Escriba y ajuste la reacción.**

**b) Partimos de 35 g de carbonato de calcio si se han obtenido 6,95 L de dióxido de carbono medidos a 1 atm y 20 °C, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?**



Solución:

a) La reacción ajustada es:



b) Los moles y la masa de  $\text{CO}_2$  obtenidos es:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 6,95 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 20) \text{ K}} = 0,29 \text{ mol}$$

$$0,29 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol}} = 12,76 \text{ g CO}_2$$

La masa de  $\text{CO}_2$  esperada era:

$$\frac{100 \text{ g CaCO}_3}{44 \text{ g CO}_2} = \frac{35 \text{ g CaCO}_3}{x} \Rightarrow x = 15,4 \text{ g}$$

$$\text{El rendimiento de la reacción es: } R = \frac{12,76 \text{ g}}{15,4 \text{ g}} \cdot 100 = 82,85\%$$

37 **El ácido fluorhídrico concentrado, HF, tiene habitualmente una concentración del 49% en masa y su densidad relativa es de 1,17 g/mL.**

a) ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución que resulta de mezclar 500 mL de este ácido con 1 L de ácido fluorhídrico 2 M?

Solución:

a) La molaridad se define como:

$$M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})}$$

Calculamos el  $n^\circ$  de moles de HF que hay en 1 L de disolución:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,17 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1170 \text{ g}$$

Dado que la riqueza es del 49 % se tienen:  $1170 \cdot 0,49 = 573,3 \text{ g}$  de HF puro.

$$n^\circ \text{ mol HF} = \frac{573,3 \text{ g}}{20 \text{ g/mol}} = 28,7 \text{ mol de HF}$$

$$\text{Luego: } M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} = \frac{28,7 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 28,7 \text{ M}$$

b) Al mezclar la disolución hay un volumen de  $1000 \text{ mL} + 500 \text{ mL} = 1500 \text{ mL} = 1,5 \text{ L}$ . El  $n^\circ$  de moles:

$$\text{El } n^\circ \text{ mol de HF } 28,7 \text{ M es: } M = \frac{n^\circ \text{ mol}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ mol} = M \cdot V = 28,7 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 14,35 \text{ mol HF}$$

$$\text{El } n^\circ \text{ mol de HF } 2 \text{ M es: } M = \frac{n^\circ \text{ mol}}{V(\text{L})} \Rightarrow n^\circ \text{ mol} = M \cdot V = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} = 2 \text{ mol HF}$$

$n^\circ$  de moles totales:  $14,35 + 2 = 16,35$  moles de HF puro en 1,5 L de disolución.

$$\text{La molaridad de esta nueva disolución será: } M = \frac{n^\circ \text{ mol}}{V(\text{L})} = \frac{16,35 \text{ mol}}{1,5 \text{ L}} = 10,9 \text{ M}$$

38 **En la reacción de aluminio con ácido clorhídrico se desprende hidrógeno. Se ponen en un matraz 30 g de aluminio del 95% de pureza y se añaden 100ml de un ácido clorhídrico comercial de densidad 1,170 g/ml y del 35% de pureza en peso. Con estos datos calcula:**

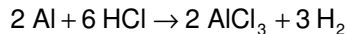
a) ¿Cuál es el reactivo limitante.

b) El volumen de hidrógeno que se obtendrá a  $25^\circ\text{C}$  y 740mm de Hg.

**Datos: masas atómicas: Al = 27; Cl = 35,5; H = 1**

Solución:

La reacción ajustada es:



Los n° de moles serán:

$$n^\circ \text{ moles Al} = \frac{30 \text{ g} \cdot 0,95}{27 \text{ g/1 mol}} = 1,06 \text{ moles de Al con una riqueza del 35 \%: } 117 \cdot 0,35 = 40,95 \text{ g de HCl}$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} = \frac{40,95 \text{ g}}{36,5 \text{ g/1 mol}} = 1,12 \text{ moles de HCl}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,170 \text{ g/mL} \cdot 100 \text{ mL} = 117 \text{ g}$$

Según la estequiometría de la reacción: 1 mol de aluminio reacciona con 3 moles de ácido clorhídrico:

$$\frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ moles HCl}} = \frac{1,06 \text{ mol Al}}{x} \Rightarrow x = 3,181 \text{ mol HCl (que no hay) para 1,06 moles de Al}$$

$$\frac{1 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol HCl}} = \frac{y}{1,12 \text{ mol HCl}} \Rightarrow y = 0,37 \text{ mol Al para 1,12 mol HCl}$$

Luego se agotará todo el HCl y el Al quedará en exceso:  $1,06 - 0,37 = 0,69$  moles de Al

El reactivo limitante es el HCl.

b) Según la reacción 2 moles de ácido reaccionan para dar 1 mol de hidrógeno, así que como hay 1,12 moles de ácido se producirán:  $1,12/2 = 0,56$  moles de hidrógeno, como es un gas podemos aplicar la ecuación de los gases ideales, entonces el volumen que ocupa será:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,56 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 25) \text{ K}}{\frac{740 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/1 atm}}} = 14 \text{ L H}_2.$$

39 Se tiene un litro de una disolución de ácido sulfúrico (tetraoxosulfato (VI) de dihidrógeno) del 98 % de riqueza y de densidad 1,84 g/mL. Calcular:

a) La molaridad.

b) La molalidad.

c) El volumen de esa disolución de ácido sulfúrico necesario para preparar 100ml de otra disolución del 20 % y densidad 1,14g/mL.

Solución:

a) Teniendo 1 litro de disolución, los gramos que se tendrán serán:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,84 \text{ g mL}^{-1} \cdot 1000 \text{ mL} = 1840 \text{ g}$$

Con una riqueza del 98 % se tendrán:  $1840 \cdot 0,98 = 1803 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

$$\text{El número de moles será: } \frac{1803 \text{ g}}{98 \text{ g/1 mol}} = 18,4 \text{ mol}$$

$$\text{La molaridad será: } \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(\text{L})} = \frac{18,4 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 18,4 \text{ M}$$

b) De los 1840 g, 1803 g son de soluto, el resto (37 g) son de disolvente, es decir, agua en este caso. La

$$\text{molalidad será: } m = \frac{n^\circ \text{ mol}}{\text{kg disolvente}} = \frac{18,4}{37 \cdot 10^{-3}} = 497 \text{ m}$$

c) En los 100 mL de la nueva disolución hay:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,14 \text{ g/mL} \cdot 100 \text{ mL} = 114 \text{ g}$$

Con una riqueza del 20 % se tienen:  $114 \cdot 0,20 = 22,8 \text{ g}$  de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$\text{El número de moles será: } \frac{22,8 \text{ g}}{98 \text{ g/1 mol}} = 0,23 \text{ mol}$$

Esos 0,23 mol de ácido sulfúrico se toman de la primera disolución, de la que tendremos que tomar para la nueva disolución un volumen de:

$$\frac{18,4 \text{ moles}}{1000 \text{ mL}} = \frac{0,23}{V} \Rightarrow V = 12,5 \text{ mL}$$

- 40 **Se tiene un litro de una disolución de ácido clorhídrico del 86 % de riqueza y de densidad 1,24 g/mL. Calcular:**
- La molaridad.**
  - La molalidad.**
  - El volumen de esa disolución de ácido clorhídrico necesario para preparar 150ml de otra disolución del 30 % y densidad 1g/mL.**

Solución:

a) Teniendo 1 litro de disolución, los gramos que hay:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,24 \text{ g mL}^{-1} \cdot 1000 \text{ mL} = 1240 \text{ g}$$

Con una riqueza del 86 % se tendrán:  $120 \cdot 0,86 = 1066,4 \text{ g}$  de HCl

$$\text{Habrá reaccionado: } \frac{1066,4 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 29,2 \text{ moles}$$

$$\text{La molaridad será: } M = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V(L)} = \frac{29,2 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 29,2 \text{ M}$$

b) De los 1240 g, 1066,4 g son de soluto, el resto (173,6 g) son de disolvente, es decir, agua en este caso. La molalidad:

$$m = \frac{n^\circ \text{ moles}}{\text{kg disolvente}} = \frac{29,2}{173 \cdot 10^{-3}} = 169 \text{ m}$$

c) En los 150 mL de la nueva disolución hay:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1 \text{ g/mL} \cdot 150 \text{ mL} = 150 \text{ g}$$

Con una riqueza del 30 % se tendrán:  $150 \cdot 0,3 = 45 \text{ g}$  de HCl

$$\text{Habrá reaccionado: } \frac{45 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 1,23 \text{ moles}$$

Esos 1,23 moles de ácido clorhídrico se toman de la primera disolución, de la que tendremos que tomar para la nueva disolución un volumen de:

$$\frac{29,2 \text{ moles}}{1000 \text{ mL}} = \frac{1,23}{V} \Rightarrow V = 42,2 \text{ mL}$$

41 **En el proceso de formación del agua a partir de sus elementos:**

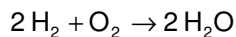
a) **Calcula la masa de agua, en gramos, que se forma a partir de 30 g de hidrógeno y 70 de oxígeno.**

b) **¿Qué reactivo se encuentra en exceso y en qué cantidad?**

c) **Si el agua formada se encuentra a 20°C y 1 atm de presión, calcula el volumen que ocupa.**

Solución:

La reacción es:



Los n° de moles serán:

$$n^\circ \text{ moles H}_2 = \frac{30\text{g}}{2\text{g/1mol}} = 15 \text{ moles de H}_2$$

$$n^\circ \text{ moles O}_2 = \frac{70\text{g}}{32\text{g/1mol}} = 2,2 \text{ moles de O}_2$$

Por la estequiometría de la reacción 2 moles de hidrógeno reacciona con 1 mol de oxígeno

$$\frac{2 \text{ moles H}_2}{1 \text{ moles O}_2} = \frac{15 \text{ moles H}_2}{x} \Rightarrow x = 7,5 \text{ moles de O}_2 \text{ (que no hay) para 15 moles de H}_2$$

$$\frac{2 \text{ moles H}_2}{1 \text{ moles O}_2} = \frac{y}{2,2 \text{ moles O}_2} \Rightarrow y = 4,4 \text{ moles de H}_2 \text{ para 2,2 moles O}_2$$

Luego se agotará todo el oxígeno y quedara exceso de hidrógeno:  $15 - 4,4 = 10,6$  moles de  $\text{H}_2$ . Luego el oxígeno será el reactivo limitante.

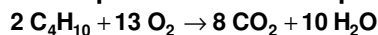
Por cada mol de oxígeno se forman 2 moles de agua, luego con los 2,2 moles se formarán 4,4 moles de agua que expresado en gramos:

$$4,4 \text{ moles} \cdot \frac{18\text{gH}_2\text{O}}{1\text{mol}} = 79,2\text{g de H}_2\text{O se forman.}$$

c) El volumen que ocupan esos moles será:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{4,4\text{moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{molK}} \cdot (273 + 20)\text{K}}{1 \text{ atm}} = 105 \text{ L de H}_2\text{O.}$$

42 El butano se quema de la forma que indica la siguiente reacción:



a) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono por gramo de butano quemado se obtienen?

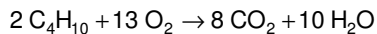
b) ¿Cuántos moles de oxígeno reaccionan con 1 mol de butano?

c) ¿Cuántos litros de dióxido de carbono a la presión de 1 atm se obtienen? ¿Y a la temperatura de 25 °C a partir de 1 mol de butano si el rendimiento es del 98%?

Datos: masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u

Solución:

La reacción es:



a) Por cada mol de butano se obtienen 4 moles de dióxido de carbono, por tanto por cada gramo de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  se generarán:

$$\frac{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{4 \cdot 44 \text{ g CO}_2} = \frac{1 \text{ g C}_2\text{H}_2}{x} \Rightarrow x = 3 \text{ g CO}_2$$

b) Los moles de oxígeno que reacciona con 1 mol de butano serán:

$$\frac{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{13 \text{ mol O}_2} = \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{x' \text{ mol O}_2} \Rightarrow x' = 6,5 \text{ mol O}_2$$

c) En condiciones normales:

$$\frac{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{8 \cdot 22,4 \text{ L CO}_2} = \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{x''} \Rightarrow x'' = 89,6 \text{ L CO}_2$$

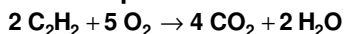
A la temperatura de  $25^\circ\text{C}$ :

$$\frac{89,6 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{V}{(273 + 25) \text{ K}} \Rightarrow V = 98,8 \text{ L CO}_2$$

como el rendimiento es del 98%:

$$98,8 \text{ L CO}_2 \cdot \frac{98}{100} = 97 \text{ L de CO}_2$$

43 El acetileno se quema de la forma que indica la siguiente reacción:



a) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono por gramo de acetileno quemado se obtienen?

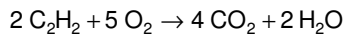
b) ¿Cuántos moles de oxígeno reaccionan con 1 mol del acetileno?

c) ¿Cuántos litros de dióxido de carbono a la presión de 1 atm se obtienen? ¿Y a la temperatura de  $20^\circ\text{C}$  a partir de 1 mol de acetileno si el rendimiento es del 89%?

Datos: masas atómicas: C = 12 u; O = 16 u; H = 1 u

Solución:

La reacción es:



a) Por cada mol de acetileno se obtienen 2 moles de dióxido de carbono, por tanto por cada gramo de  $\text{C}_2\text{H}_2$  se generan:

$$\frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{2 \cdot 44 \text{ g CO}_2} = \frac{1 \text{ g C}_2\text{H}_2}{x} \Rightarrow x = 3,4 \text{ g CO}_2$$

b) Los moles de oxígeno que reacciona con 1 mol del acetileno:

$$\frac{2 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{5 \text{ mol O}_2} = \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{x' \text{ mol O}_2} \Rightarrow x' = 2,5 \text{ mol O}_2$$

c) En condiciones normales:

$$\frac{2 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{4 \cdot 22,4 \text{ L CO}_2} = \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{x''} \Rightarrow x'' = 44,8 \text{ L CO}_2$$

A la temperatura de  $20^\circ\text{C}$ :

$$\frac{44,8 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{V}{(273 + 20) \text{ K}} \Rightarrow V = 48,1 \text{ L CO}_2$$

como el rendimiento es del 89%:

$$48,1 \text{ L CO}_2 \cdot \frac{89}{100} = 42,8 \text{ L de CO}_2$$

44 **En la reacción de aluminio con ácido clorhídrico se desprende hidrógeno. Se ponen en un matraz 30 g de aluminio del 95% de pureza y se añaden 100ml de un ácido clorhídrico comercial de densidad 1,170 g/ml y del 35% de pureza en peso. Con estos datos calcula:**

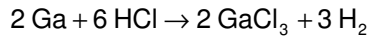
a) **Cuál es el reactivo limitante.**

b) **El volumen de hidrógeno que se obtendrá a  $25^\circ\text{C}$  y 740mm de Hg.**

**Datos: masas atómicas: Ga = 70; Cl = 35,5; H = 1**

Solución:

La reacción ajustada es:



Los n° de moles serán:

$$n^\circ \text{ mol Al} = \frac{50 \text{ g} \cdot 0,83}{70 \text{ g/1 mol}} = 0,6 \text{ mol Ga}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 1,1 \text{ g/mL} \cdot 150 \text{ mL} = 165 \text{ g con una riqueza del } 52 \%: 165 \cdot 0,52 = 85,8 \text{ g de HCl}$$

$$n^\circ \text{ moles HCl} = \frac{85,8 \text{ g}}{36,5 \text{ g/1mol}} = 2,3 \text{ moles de HCl}$$

Según la estequiometría de la reacción: 1 mol de Galio reacciona con 3 moles de ácido clorhídrico:

$$\frac{1 \text{ mol Ga}}{3 \text{ mol HCl}} = \frac{0,6 \text{ mol Ga}}{x} \Rightarrow x = 0,9 \text{ mol HCl para } 0,6 \text{ mol Ga}$$

$$\frac{1 \text{ mol Ga}}{3 \text{ mol HCl}} = \frac{y}{2,3 \text{ mol HCl}} \Rightarrow y = 0,77 \text{ mol Ga (que no hay) para } 2,3 \text{ moles de HCl}$$

Luego se agotará todo el Ga y el HCl

quedará en exceso:  $2,3 - 0,91 = 1,4$  moles de HCl

El reactivo limitante es el Ga.

b) Según la reacción 2 moles de galio reaccionan para dar 3 moles de hidrógeno, así que como hay 0,6 moles de galio se producirán:  $0,6 \cdot 3/2 = 0,9$  moles de hidrógeno, como es un gas podemos aplicar la ecuación de los gases ideales, entonces el volumen que ocupa será:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,9 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 20) \text{ K}}{\frac{700 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/1 atm}}} = 23,48 \text{ L H}_2.$$

45 **En el proceso de formación del dióxido de carbono a partir de sus elementos:**

**a) Calcula la masa de dióxido de carbono, en gramos, que se forma a partir de 20 g de carbono y 60 de oxígeno.**

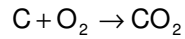
**b) ¿Qué reactivo se encuentra en exceso y en qué cantidad?**

**c) Si el dióxido de carbono formado se encuentra a 25°C y 1 atm de presión, calcula el volumen que ocupa.**



Solución:

La reacción es:



Los nº de moles serán:

$$n^\circ \text{ moles C} = \frac{20\text{g}}{12\text{g/1mol}} = 1,7 \text{ moles de C}$$

$$n^\circ \text{ moles O}_2 = \frac{60\text{g}}{32\text{g/1mol}} = 1,8 \text{ moles de O}_2$$

Por la estequiometría de la reacción 1 mol de carbono reacciona con 1 mol de oxígeno, luego el que está en defecto será el reactivo limitante y es el carbono y por consiguiente el oxígeno es el que está en exceso.

Como 1 mol de carbono reacciona para formar 1 mol de dióxido de carbono, se formarán 1,7 moles de dióxido, que expresado en masa:

$$1,7 \text{ moles} \cdot \frac{44\text{gCO}_2}{1 \text{ mol}} = 74,8 \text{ g de CO}_2 \text{ se forman}$$

c) El volumen que ocupan esos moles será:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,7\text{moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 + 25) \text{K}}{1 \text{ atm}} = 41,54 \text{ L de CO}_2$$