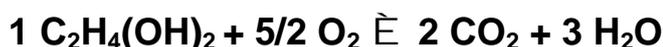


## Soluciones de Reactivo limitante

1. Se mezclan 12 gramos de  $C_2H_4(OH)_2$  y 12 gramos de  $O_2$  para obtener  $CO_2$  y  $H_2O$  según la siguiente reacción:



Indicar si la reacción propuesta tiene lugar en la proporción estequiométrica o bien hay un reactivo limitante y un reactivo en exceso. En este último caso, identificar cada uno de ellos.

Lo primero que debemos hacer es igualar la reacción. En este caso la reacción ya está igualada.

Por tanto, sabemos que se necesita 1 mol de  $C_2H_4(OH)_2$  por cada 5/2 moles de  $O_2$ .

Puesto que nos dan la masa de cada uno de los reactivos, necesitamos calcular el número de moles iniciales de cada uno de ellos.

Para ello necesitamos el peso molecular de cada uno de los reactivos.

$$M(C_2H_4(OH)_2) = 2 \times M(C) + 6 \times M(H) + 2 \times M(O) = \\ = 2 \times 12 \text{ g/mol} + 6 \times 1 \text{ g/mol} + 2 \times 16 \text{ g/mol} = 62 \text{ g/mol}$$

$$M(O_2) = 2 \times M(O) = 2 \times 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$$

Cálculo del número de moles de cada reactivo.

$$12 \text{ g } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} = 0.38 \text{ moles } O_2$$

$$12 \text{ g } C_2H_4(OH)_2 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_4(OH)_2}{62 \text{ g } C_2H_4(OH)_2} = 0.19 \text{ mol } C_2H_4(OH)_2$$

Es decir, inicialmente tenemos 0.19 moles de  $C_2H_4(OH)_2$  y 0.38 moles de  $O_2$

Ahora calculamos el número de moles de  $O_2$  por mol de  $C_2H_4(OH)_2$ :

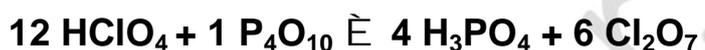
$$\frac{0.38 \text{ moles } O_2}{0.19 \text{ moles } C_2H_4(OH)_2} = 2.0 \frac{\text{moles de } O_2}{\text{mol de } C_2H_4(OH)_2}$$

Dado que tenemos menos de 2.5 moles de  $O_2$  por cada mol de  $C_2H_4(OH)_2$ , la reacción no tiene lugar en proporciones estequiométricas.

El reactivo limitante es el  $O_2$ .

El reactivo en exceso es el  $C_2H_4(OH)_2$ .

2. Se mezclan 1206 gramos de  $HClO_4$  y 284 gramos de  $P_4O_{10}$  para obtener  $H_3PO_4$  y  $Cl_2O_7$  según la siguiente reacción:



Indicar si la reacción propuesta tiene lugar en la proporción estequiométrica o bien hay un reactivo limitante y un reactivo en exceso. En este último caso, identificar cada uno de ellos.

Lo primero que debemos hacer es igualar la reacción. En este caso la reacción ya está igualada.

Por tanto, sabemos que se necesita 12 moles de  $HClO_4$  por cada mol de  $P_4O_{10}$ .

Puesto que nos dan la masa de cada uno de los reactivos, necesitamos calcular el número de moles iniciales de cada uno de ellos.

Para ello necesitamos el peso molecular de cada uno de los reactivos.

$$\begin{aligned} M(HClO_4) &= 1 \times M(H) + 1 \times M(Cl) + 4 \times M(O) = \\ &= 1 \times 1 \text{ g/mol} + 1 \times 35.5 \text{ g/mol} + 4 \times 16 \text{ g/mol} = 100.5 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M(P_4O_{10}) &= 4 \times M(P) + 10 \times M(O) = 4 \times 31 \text{ g/mol} + 10 \times 16 \text{ g/mol} \\ &= 284 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Cálculo del número de moles de cada reactivo.

$$1206 \text{ g HClO}_4 \times \frac{1 \text{ mol HClO}_4}{100.5 \text{ g HClO}_4} = 12 \text{ mol HClO}_4$$

$$284 \text{ g P}_4\text{O}_{10} \times \frac{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}}{284 \text{ g P}_4\text{O}_{10}} = 1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}$$

Es decir, inicialmente tenemos 12 moles de  $\text{HClO}_4$  y 1 mol de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ .

Ahora calculamos el número de moles de  $\text{HClO}_4$  por mol de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  :

$$\frac{12 \text{ mol HClO}_4}{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}} = 12 \frac{\text{moles de HClO}_4}{\text{mol de P}_4\text{O}_{10}}$$

**La reacción tiene lugar en proporciones estequiométricas.**

**No hay reactivo limitante ni reactivo en exceso**

3. Se mezclan 100 gramos de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  , 50 gramos de C y 50 gramos de  $\text{N}_2$  para obtener NaCN y CO según la siguiente reacción:



Indicar si la reacción propuesta tiene lugar en la proporción estequiométrica o bien hay un reactivo limitante y un reactivo en exceso. En este último caso, identificar cada uno de ellos.

Lo primero que debemos hacer es igualar la reacción. En este caso la reacción ya está igualada.

Por tanto, sabemos que se necesitan 4 moles de C y 1 mol de  $\text{N}_2$  por cada mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Puesto que nos dan la masa de cada uno de los reactivos, necesitamos calcular el número de moles iniciales de cada uno de ellos.

Para ello necesitamos el peso molecular de cada uno de los reactivos.

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \times M(\text{Na}) + 1 \times M(\text{C}) + 3 \times M(\text{O}) = \\ = 2 \times 23 \text{ g/mol} + 1 \times 12 \text{ g/mol} + 3 \times 16 \text{ g/mol} = 106 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{N}_2) = 2 \times M(\text{N}) = 2 \times 14 \text{ g/mol} = 28 \text{ g/mol}$$

Cálculo del número de moles de cada reactivo.

$$100 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 0.94 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

$$50 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 4.17 \text{ moles C}$$

$$50 \text{ g N}_2 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} = 1.79 \text{ moles N}_2$$

Es decir, inicialmente tenemos 0.94 moles de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , 4.17 moles de C y 1.79 moles de  $\text{N}_2$ .

Ahora calculamos el número de moles de C y  $\text{N}_2$  por mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :

$$\frac{4.17 \text{ moles C}}{0.94 \text{ moles Na}_2\text{CO}_3} = 4.43 \frac{\text{moles de C}}{\text{mol de Na}_2\text{CO}_3}$$

$$\frac{1.79 \text{ moles N}_2}{0.94 \text{ moles Na}_2\text{CO}_3} = 1.90 \frac{\text{moles de N}_2}{\text{mol de Na}_2\text{CO}_3}$$

Dado que tenemos más de 4 moles de C y más de 1 mol de  $\text{N}_2$  por cada mol de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , **la reacción no tiene lugar en proporciones estequiométricas.**

**El reactivo limitante es el  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .**

**Los reactivos en exceso son el C y el  $\text{N}_2$ .**