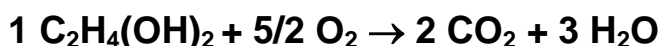


Soluciones de Pureza y rendimiento de la reacción

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:



La pureza del $C_2H_4(OH)_2$ es del 73% y la pureza del O_2 es del 90%.

Si experimentalmente se obtienen 8 gramos de CO_2 . Calcular el rendimiento de la reacción.

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

Dado que los reactivos no son puros, significa que no toda la muestra es reactivo puro. Por tanto debe calcularse la masa real de cada reactivo.

Si el $C_2H_4(OH)_2$ tiene una pureza del 73 % significa que únicamente 73 g de cada 100 g de muestra de $C_2H_4(OH)_2$ es $C_2H_4(OH)_2$ puro. Por tanto:

$$12 \text{ g de muestra } C_2H_4(OH)_2 \times \frac{73 \text{ g de } C_2H_4(OH)_2 \text{ puro}}{100 \text{ g de muestra } C_2H_4(OH)_2} = 8.76 \text{ g de } C_2H_4(OH)_2 \text{ puro}$$

Si el O_2 tiene una pureza del 90% significa que únicamente 90 g de cada 100 g de muestra es O_2 puro. Por tanto:

$$12 \text{ g de muestra } O_2 \times \frac{90 \text{ g de } O_2 \text{ puro}}{100 \text{ g de muestra } O_2} = 10.80 \text{ g de } O_2 \text{ puro}$$

Una vez tenemos las masas de los reactivos puros, calculamos el número de moles de cada uno de los reactivos a partir de su peso molecular.

$$M(\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{O}) = \\ = 2 \times 12 \text{ g/mol} + 6 \times 1 \text{ g/mol} + 2 \times 16 \text{ g/mol} = 62 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{O}_2) = 2 \times M(\text{O}) = 2 \times 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$$

$$10.80 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 0.34 \text{ moles O}_2$$

$$8.76 \text{ g C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2 \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2}{62 \text{ g C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2} = 0.14 \text{ mol C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$$

Ahora calculamos el número de moles de O_2 por mol de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$:

$$\frac{0.34 \text{ moles O}_2}{0.14 \text{ moles C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2} = 2.4 \frac{\text{moles de O}_2}{\text{mol de C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2}$$

Dado que tenemos menos de 2.5 moles de O_2 por cada mol de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$, la reacción no tiene lugar en proporciones estequiométricas y el reactivo limitante es el O_2 , y por tanto el que determina cuanto CO_2 se formará.

$$0.34 \text{ moles O}_2 \times \frac{2 \text{ moles CO}_2}{2.5 \text{ moles O}_2} = 0.27 \text{ moles teóricas CO}_2$$

A partir del número de moles teóricos de CO_2 calculamos la masa teórica de CO_2 a partir de su peso molecular.

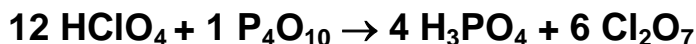
$$M(\text{CO}_2) = 1 \times M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = \\ = 1 \times 12 \text{ g/mol} + 2 \times 16 \text{ g/mol} = 44 \text{ g/mol}$$

$$0.27 \text{ moles CO}_2 \times \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 11.88 \text{ g CO}_2 \text{ teóricas}$$

Si experimentalmente se obtienen 8 gramos de CO_2 , el rendimiento es:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{cantidad experimental obtenida}}{\text{cantidad máxima teórica}} \times 100 = \frac{8 \text{ g CO}_2}{11.88 \text{ g CO}_2} \times 100 = 67.3\%$$

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:



La pureza del HClO_4 es del 87% y la pureza del P_4O_{10} es del 93%.

Si experimentalmente se obtienen 643 gramos de Cl_2O_7 . Calcular el rendimiento de la reacción.

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

Dado que los reactivos no son puros, significa que no toda la muestra es reactivo puro. Por tanto debe calcularse la masa real de cada reactivo.

Si el H_3PO_4 tiene una pureza del 87 % significa que únicamente 87 g de cada 100 g de muestra de H_3PO_4 es H_3PO_4 puro. Por tanto:

$$1206 \text{ g de muestra } \text{HClO}_4 \times \frac{87 \text{ g de } \text{HClO}_4 \text{ puro}}{100 \text{ g de muestra } \text{HClO}_4} = 1049.2 \text{ g de } \text{HClO}_4 \text{ puro}$$

Si el P_4O_{10} tiene una pureza del 93 % significa que únicamente 93 g de cada 100 g de muestra de P_4O_{10} es P_4O_{10} puro. Por tanto:

$$284 \text{ g de muestra } \text{P}_4\text{O}_{10} \times \frac{93 \text{ g de } \text{P}_4\text{O}_{10} \text{ puro}}{100 \text{ g de muestra } \text{P}_4\text{O}_{10}} = 264.12 \text{ g de } \text{P}_4\text{O}_{10} \text{ puro}$$

Una vez tenemos las masas de los reactivos puros, calculamos el número de moles de cada uno de los reactivos a partir de su peso molecular.

$$\begin{aligned} M(\text{HClO}_4) &= 1 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{Cl}) + 4 \times M(\text{O}) = \\ &= 1 \times 1 \text{ g/mol} + 1 \times 35.5 \text{ g/mol} + 4 \times 16 \text{ g/mol} = 100.5 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M(\text{P}_4\text{O}_{10}) &= 4 \times M(\text{P}) + 10 \times M(\text{O}) = 4 \times 31 \text{ g/mol} + 10 \times 16 \text{ g/mol} \\ &= 284 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$1049.2 \text{ g HClO}_4 \times \frac{1 \text{ mol HClO}_4}{100.5 \text{ g HClO}_4} = 10.44 \text{ mol HClO}_4$$

$$247.1 \text{ g P}_4\text{O}_{10} \times \frac{1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}}{284 \text{ g P}_4\text{O}_{10}} = 0.87 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}$$

Ahora calculamos el número de moles de HClO₄ por mol de P₄O₁₀ :

$$\frac{10.44 \text{ mol HClO}_4}{0.87 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}} = 12 \frac{\text{moles de HClO}_4}{\text{mol de P}_4\text{O}_{10}}$$

Puesto que la reacción tiene lugar en proporciones estequiométricas, no hay reactivo limitante ni reactivo en exceso. Podemos calcular el número de moles teóricos a partir de cualquier reactivo.

$$10.44 \text{ moles de HClO}_4 \times \frac{6 \text{ moles Cl}_2\text{O}_7}{12 \text{ moles HClO}_4} = 5.22 \text{ moles teóricos Cl}_2\text{O}_7$$

$$0.87 \text{ moles de P}_4\text{O}_{10} \times \frac{6 \text{ moles Cl}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol de P}_4\text{O}_{10}} = 5.22 \text{ moles teóricos Cl}_2\text{O}_7$$

A partir del número de moles teóricos de Cl₂O₇ calculamos la masa teórica de Cl₂O₇ a partir de su peso molecular.

$$\begin{aligned} M(\text{Cl}_2\text{O}_7) &= 2 \times M(\text{Cl}) + 7 \times M(\text{O}) = \\ &= 2 \times 35.5 \text{ g/mol} + 7 \times 16 \text{ g/mol} = 136 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$5.22 \text{ moles Cl}_2\text{O}_7 \times \frac{136 \text{ g Cl}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol Cl}_2\text{O}_7} = 709.9 \text{ g Cl}_2\text{O}_7 \text{ teóricos}$$

Si experimentalmente se obtienen 643 gramos de Cl₂O₇, el rendimiento es:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{cantidad experimental obtenida}}{\text{cantidad máxima teórica}} \times 100 = \frac{643 \text{ g Cl}_2\text{O}_7}{709.9 \text{ g Cl}_2\text{O}_7} \times 100 = 90.6\%$$

3. Se mezclan 100 gramos de Na_2CO_3 , 50 gramos de C y 50 gramos de N_2 para obtener NaCN y CO según la siguiente reacción:



La pureza del Na_2CO_3 es del 97%, la pureza del C es del 63% y la pureza del N_2 es del 93%.

Si experimentalmente se obtienen 50 gramos de NaCN. Calcular el rendimiento de la reacción.

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

Dado que los reactivos no son puros, significa que no toda la muestra es reactivo puro. Por tanto debe calcularse la masa real de cada reactivo.

Si el Na_2CO_3 tiene una pureza del 97 % significa que únicamente 97 g de cada 100 g de muestra de Na_2CO_3 es Na_2CO_3 puro. Por tanto:

$$100 \text{ g de muestra } \text{Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{97 \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ puro}}{100 \text{ g de muestra } \text{Na}_2\text{CO}_3} = 97.0 \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ puro}$$

Si el C tiene una pureza del 63 % significa que únicamente 63 g de cada 100 g de muestra de C es C puro. Por tanto:

$$50 \text{ g de muestra } \text{C} \times \frac{63 \text{ g de } \text{C} \text{ puro}}{100 \text{ g de muestra } \text{C}} = 31.5 \text{ g de } \text{C} \text{ puro}$$

Si el N_2 tiene una pureza del 93 % significa que únicamente 93 g de cada 100 g de muestra de N_2 es N_2 puro. Por tanto:

$$50 \text{ g de muestra } \text{N}_2 \times \frac{93 \text{ g de } \text{N}_2 \text{ puro}}{100 \text{ g de muestra } \text{N}_2} = 46.5 \text{ g de } \text{N}_2 \text{ puro}$$

Una vez tenemos las masas de los reactivos puros, calculamos el número de moles de cada uno de los reactivos a partir de su peso molecular.

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

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

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

Cálculo del número de moles de cada reactivo.

$$97 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 0.92 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

$$31.5 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 2.63 \text{ moles C}$$

$$46.5 \text{ g N}_2 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} = 1.66 \text{ moles N}_2$$

Ahora calculamos el número de moles de C y N₂ por mol de Na₂CO₃ :

$$\frac{2.63 \text{ moles C}}{0.92 \text{ moles Na}_2\text{CO}_3} = 2.86 \frac{\text{moles de C}}{\text{mol de Na}_2\text{CO}_3}$$

$$\frac{1.66 \text{ moles N}_2}{0.92 \text{ moles Na}_2\text{CO}_3} = 1.80 \frac{\text{moles de N}_2}{\text{mol de Na}_2\text{CO}_3}$$

Puesto que no tenemos más de 4 moles de C y si más de 1 mol de N₂ por cada mol de Na₂CO₃ la reacción no tiene lugar en proporciones estequiométricas y el reactivo limitante es el C, y por tanto el que determina cuanto NaCN se formará.

$$2.63 \text{ moles C} \times \frac{2 \text{ moles NaCN}}{4 \text{ moles de C}} = 1.32 \text{ moles teóricas NaCN}$$

A partir del número de moles teóricos de NaCN calculamos la masa teórica de NaCN a partir de su peso molecular.

$$\begin{aligned}M(\text{NaCN}) &= 1 \times M(\text{Na}) + 1 \times M(\text{C}) + 1 \times M(\text{N})= \\ &= 1 \times 23 \text{ g/mol} + 1 \times 12 \text{ g/mol} + 1 \times 14 \text{ g/mol} = 49 \text{ g/mol}\end{aligned}$$

$$1.32 \text{ moles NaCN} \times \frac{49 \text{ g NaCN}}{1 \text{ mol NaCN}} = 64.7 \text{ g NaCN teóricos}$$

Si experimentalmente se obtienen 50 gramos de NaCN, el rendimiento es:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{cantidad experimental obtenida}}{\text{cantidad máxima teórica}} \times 100 = \frac{50 \text{ g NaCN}}{64.7 \text{ g NaCN}} \times 100 = 77.3\%$$