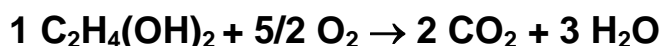


Soluciones de Ejercicios resueltos pureza y rendimiento de la reacción

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.

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

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

$$10.80 \text{ g } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} = 0.34 \text{ moles } O_2$$

$$8.76 \text{ g } C_2H_4(OH)_2 \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_4(OH)_2}{62 \text{ g } C_2H_4(OH)_2} = 0.14 \text{ mol } C_2H_4(OH)_2$$

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

$$\frac{0.34 \text{ moles } O_2}{0.14 \text{ moles } C_2H_4(OH)_2} = 2.4 \frac{\text{moles de } O_2}{\text{mol de } C_2H_4(OH)_2}$$

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 y el reactivo limitante es el  $O_2$ , y por tanto el que determina cuanto  $CO_2$  se formará.

$$0.34 \text{ moles } O_2 \times \frac{2 \text{ moles } CO_2}{2.5 \text{ moles } O_2} = 0.27 \text{ moles teóricos } CO_2$$

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

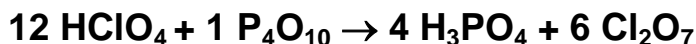
$$M(CO_2) = 1 \times M(C) + 2 \times M(O) = \\ = 1 \times 12 \text{ g/mol} + 2 \times 16 \text{ g/mol} = 44 \text{ g/mol}$$

$$0.27 \text{ moles } CO_2 \times \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 11.88 \text{ g } CO_2 \text{ teóricos}$$

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  $\text{HClO}_4$  y 284 gramos de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  para obtener  $\text{H}_3\text{PO}_4$  y  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  según la siguiente reacción:



La pureza del  $\text{HClO}_4$  es del 87% y la pureza del  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  es del 93%.

Si experimentalmente se obtienen 643 gramos de  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ . 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  $\text{H}_3\text{PO}_4$  tiene una pureza del 87 % significa que únicamente 87 g de cada 100 g de muestra de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  es  $\text{H}_3\text{PO}_4$  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  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  tiene una pureza del 93 % significa que únicamente 93 g de cada 100 g de muestra de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  es  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  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  $\text{HClO}_4$  por mol de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  :

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

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  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  calculamos la masa teórica de  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  a partir de su peso molecular.

$$\begin{aligned} M(\text{Cl}_2\text{O}_7) &= 2 \times M(\text{Cl}) + 7 \times M(\text{O}) = \\ &= 2 \times 35.5 \text{ g/mol} + 7 \times 16 \text{ g/mol} = 183 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$5.22 \text{ moles Cl}_2\text{O}_7 \times \frac{183 \text{ g Cl}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol Cl}_2\text{O}_7} = 955.3 \text{ g Cl}_2\text{O}_7 \text{ teóricos}$$

Si experimentalmente se obtienen 643 gramos de  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ , el rendimiento es:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{cantidad experimental obtenida}}{\text{cantidad máxima teórica}} \times 100 = \frac{643 \text{ g Cl}_2\text{O}_7}{955.3 \text{ g Cl}_2\text{O}_7} \times 100 = 67.3\%$$

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:



La pureza del  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  es del 97%, la pureza del C es del 63% y la pureza del  $\text{N}_2$  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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  tiene una pureza del 97 % significa que únicamente 97 g de cada 100 g de muestra de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  es  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  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  $\text{N}_2$  tiene una pureza del 93 % significa que únicamente 93 g de cada 100 g de muestra de  $\text{N}_2$  es  $\text{N}_2$  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 N<sub>2</sub> por mol de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> :

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

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

Puesto que no tenemos más de 4 moles de C y si más de 1 mol de N<sub>2</sub> por cada mol de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> 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:

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

unprofesor.com