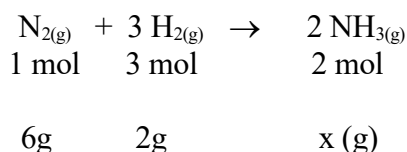


Problema 191: Se hacen reaccionar 6g de N₂ con 2g de H₂. ¿Calcula la masa de NH₃ que se obtiene?

Escribimos la ecuación química ajustada, debajo los moles de las sustancias y debajo el dato y la incógnita del problema, pero si nos dan dos datos debemos determinar cuál es el reactivo limitante, es decir, el que está en menor proporción:

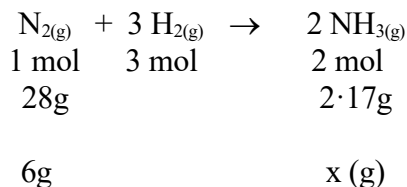


Para saber cuál es el reactivo limitante basta saber el número de moles de cada sustancia, en el caso de que los coeficientes estequiométricos sean todos unidad, si no es así dividimos el número de moles entre el coeficiente estequiométrico para que sean comparables.

$$\frac{n_{\text{N}_2}}{\text{coef.}} = \frac{\frac{6 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}}}{1} = 0,21 \quad \frac{n_{\text{H}_2}}{\text{coef.}} = \frac{\frac{2 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}}}{3} = 0,33$$

La sustancia que presente el valor más bajo de este cociente será el reactivo limitante, en este caso es el N₂. Una vez que sabemos cuál es el reactivo limitante hacemos los cálculos sólo con esta sustancia, nos olvidamos de la otra que estará en exceso.

$$M_m(\text{N}_2) = 2 \cdot 14 \text{ g} = 28 \text{ g} \quad M_m(\text{NH}_3) = 14 \text{ g} + 3 \cdot 1 \text{ g} = 17 \text{ g}$$



Las cantidades de las sustancias que participan en una ecuación química son magnitudes directamente proporcionales. Si tenemos más reactivo obtendremos más producto. Resolvemos con una proporción o utilizando factores de conversión:

Método a) Proporción:

$$\frac{x \text{ (g)} \text{NH}_3}{6 \text{ g N}_2} = \frac{2 \cdot 17 \text{ g NH}_3}{28 \text{ g N}_2} \quad x \text{ (g)} \text{NH}_3 = \frac{2 \cdot 17 \text{ g NH}_3 \cdot 6 \text{ g N}_2}{28 \text{ g N}_2} = 7,29 \text{ g NH}_3$$

Método b) Factores de conversión:

Partimos del dato y llegamos a la incógnita a través de la relación entre los moles

$$6 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 7,29 \text{ g NH}_3$$