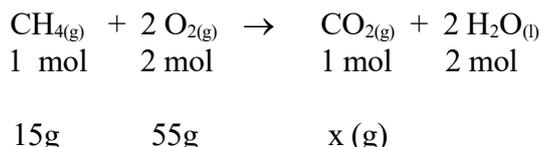


Problema 662: Calcula los gramos de CO_2 que se obtienen al hacer reaccionar 15g de CH_4 con 55g de O_2 .

Escribimos la ecuación química ajustada, debajo los moles de las sustancias y debajo el dato y la incógnita del problema, pero si no dan dos datos debemos determinar cuál es el reactivo limitante, es decir, el que está en menor proporción:



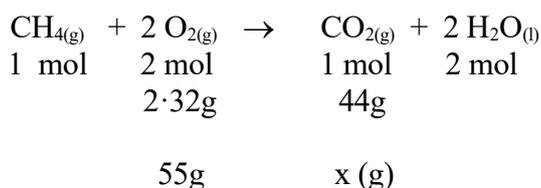
Para saber cuál es el reactivo limitante basta saber el número de moles de cada sustancia, en el caso de que los coeficientes estequiométricos sean todos unidad, si no es así dividimos el número de moles entre el coeficiente estequiométrico para que sean comparables.

$$\frac{n_{\text{CH}_4}}{\text{coef.}} = \frac{15\text{g}}{16\text{g/mol}} = 0,94 \quad \frac{n_{\text{O}_2}}{\text{coef.}} = \frac{55\text{g}}{32\text{g/mol}} = \underline{\underline{0,86}}$$

La sustancia que presente el valor más bajo de este cociente será el reactivo limitante, en este caso es el O_2 . 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.

$$M_m(\text{O}_2) = 2 \cdot 16\text{g} = 32\text{g}$$

$$M_m(\text{CO}_2) = 12\text{g} + 2 \cdot 16\text{g} = 44\text{g}$$



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:

$$\frac{x \text{ (g)} \text{CO}_2}{55\text{g O}_2} = \frac{44\text{g CO}_2}{2 \cdot 32\text{g O}_2} \quad x = \frac{44\text{g CO}_2 \cdot 55\text{g O}_2}{2 \cdot 32\text{g O}_2} = \underline{\underline{37,81\text{g CO}_2}}$$

Método b) Factores de conversión:

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

$$55\text{g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32\text{g O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{44\text{g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = \underline{\underline{37,81\text{g CO}_2}}$$