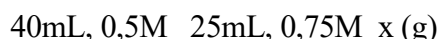


Problema 193: Calcula os gramos de bromuro de prata que precipitan ao reaccionar 40,0 mL de disolución de ión  $\text{Br}^-$  0,50M con 25,0 mL de disolución de ión  $\text{Ag}^+$  0,75M.

Escribimos a ecuación química axustada, debaixo os moles das substancias e debaixo o dato e a incógnita do problema, pero se nos dan dous datos debemos determinar cal é o reactivo limitante, é dicir, o que está en menor proporción:

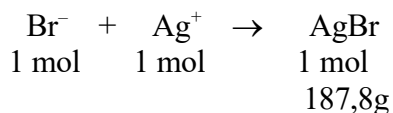


Para saber cal é o reactivo limitante basta saber o número de moles de cada substancia, no caso de que os coeficientes estequiométricos sexan todos unidade, se non é así dividimos o número de moles entre o coeficiente estequiométrico para que sexan comparables.

$$\frac{n_{\text{Br}^-}}{\text{coef.}} = \frac{0,5 \text{ M} \cdot 0,04 \text{ L}}{1} = 0,020 \quad \frac{n_{\text{Ag}^+}}{\text{coef.}} = \frac{0,75 \text{ M} \cdot 0,025 \text{ L}}{1} = 0,0188$$

A substancia que presente o valor máis baixo deste cociente será o reactivo limitante, neste caso é o  $\text{Ag}^+$ . Unha vez que sabemos cal é o reactivo limitante facemos os cálculos só con esta substancia, esquecémonos da outra que estará en exceso.

$$M_m(\text{AgBr}) = 107,9\text{g} + 79,9 = 187,8\text{g}$$



As cantidades das substancias que participan nunha ecuación química son magnitudes directamente proporcionais. Se temos máis reactivo obteremos máis produto. Resolvemos cunha proporción ou utilizando factores de conversión:

Método a) Proporción:

$$\frac{x \text{ (g)} \text{ AgBr}}{0,0188 \text{ mol Ag}^+} = \frac{187,8 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol Ag}^+} \quad x \text{ (g)} \text{ AgBr} = \frac{187,8 \text{ g AgBr} \cdot 0,0188 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol Ag}^+} = 3,53 \text{ g AgBr}$$

Método b) Factores de conversión:

Partimos do dato e chegamos á incógnita a través da relación entre os moles

$$0,0188 \text{ mol Ag}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol AgBr}}{1 \text{ mol Ag}^+} \cdot \frac{187,8 \text{ g AgBr}}{1 \text{ mol AgBr}} = 3,53 \text{ g AgBr}$$