

REACTIVO LIMITE

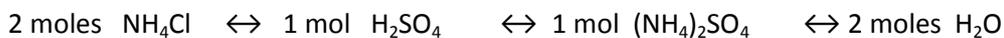
Es importante hacer referencia a un término fundamental al analizar los cambios químicos. La mayoría de las reacciones químicas, las cantidades de los reactivos disponibles no sedan en las proporciones exactas a las que se requieren o demandan la ecuación química.

Algunos materiales están en *exceso* a las cantidades teóricas requeridas para su combinación con las otras cantidades y los productos formados están en contacto con los reaccionantes no consumidos.

El reactivo o reaccionante que se consume por completo sin que se haya acabado los demás reaccionantes es lo que se denomina **reactivo límite** y va a limitar la formación de más producto.

El siguiente ejemplo ilustra el concepto de reactivo limitante.

El sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, se obtiene cuando se hace reaccionar cloruro de amonio NH_4Cl , con ácido sulfúrico; si se dispone de 595 kilogramos de cloruro de amonio y se pone en contacto con 173 litros de ácido sulfúrico de una densidad 1.42 g/ml ¿ Cuánto fertilizante nitrogenado, sulfato de amonio, se obtiene?



Los $\text{PM}_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53.5$; $\text{PM}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98$; $\text{PM}_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 132$; $\text{PM}_{\text{HCl}} = 36.5$

Es necesario determinar cuál de las dos sustancias reactantes es el reactivo límite, para ello se calcula las moles de las cantidades:

$W_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 595 \text{ kg}$

$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{w}{\text{PM}} = \frac{595 \text{ kg}}{53.5 \text{ kg/mol}} = 11.12 \text{ mol kg NH}_4\text{Cl}$$

De la misma manera para el ácido sulfúrico, nos dan 173 litros y con la densidad calculamos la cantidad $W_{\text{H}_2\text{SO}_4} = ?$

Para calcular las moles de sulfúrico

$$W_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \rho \cdot v = \frac{1.42 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{\text{ml}} * \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ l}} * 173 \text{ l} * \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 245.66 \approx 245.7 \text{ kg H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Donde las moles de ácido serán: } n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{245.7 \text{ kg}}{98 \text{ kg/mol}} = 2.5 \text{ mol kg H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Pero si tenemos } 11.12 \text{ mol kg NH}_4\text{Cl} * \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles NH}_4\text{Cl}} \right) = 5.55 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Se encuentra que hay menor cantidad de H_2SO_4 ; por lo tanto este reactante será el reactivo límite. O que por los 2.5 moles de H_2SO_4 se requieren 5 moles de NH_4Cl que estará en exceso ya que hay 11.12 moles.

Entonces, como el H_2SO_4 es el reactivo límite y se consume primero, la cantidad de producto formado, es decir, el sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$ depende del reactivo limitante.

$$\begin{aligned} \text{Cantidad de sulfato de amonio, } (NH_4)_2SO_4, &= 2.5 \text{ moles } H_2SO_4 * \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = \\ &= 2.5 \text{ moles kg } (NH_4)_2SO_4 \end{aligned}$$

Que al convertirla en peso será:

$$W_{(NH_4)_2SO_4} = 2.5 \text{ moles kg } (NH_4)_2SO_4 * \left(\frac{132 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4}{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4} \right) = 330 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4$$

Para calcular las moles del reactivo exceso (sobra de cloruro) se resta así:

$$n_{NH_4Cl} = (11.12 - 2.5) = 8.62 \text{ moles } NH_4Cl \quad \text{ó} \quad 461.2 \text{ kg } NH_4Cl$$