

EFICIENCIA

Rendimiento teórico y eficiencia de la reacción. En algunas situaciones se producen reacciones secundarias que producen rendimientos inferiores al teórico o al esperado. Por rendimiento teórico se entiende la máxima cantidad de productos que pueden obtenerse con el reactivo límite sin que lleven reacciones secundarias y sea completa.

La cantidad de producto obtenido experimentalmente se compara con el rendimiento teórico y se expresa como un porcentaje, así

$$\text{Rendimiento de la reacción} = \frac{\text{Producido REAL}}{\text{Cantidad TEÓRICA}} * 100$$

Ejercicio. El fertilizante nitrogenado, sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, se logra cuando reacciona el NH_4Cl con el H_2SO_4 . Para una experiencia se pone en contacto 80.3 kg de cloruro de amonio al 90% de pureza con 90 kg de ácido sulfúrico del 85% de pureza. ¿Cuántos kilogramos de fertilizante sulfato de amonio se pueden obtener si la eficiencia de la reacción es del 70% y la pureza del fertilizante nitrogenado es del 95%?

Se plantea la ecuación:



Se procede a determinar cual es el reactivo límite, se calcula las moles de cada uno de los reactivos y se tiene en cuenta la información suministrada por la reacción.

$$PM_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53.5$$

$$W_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 80.3 \text{ kg del } 90\% \text{ pureza}$$

$$PM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98$$

$$W_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 90 \text{ kg del } 85\% \text{ pureza.}$$

Entonces,

$$W_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 80.3 \text{ kg} * .9 = 72.3 \text{ kg NH}_4\text{Cl}$$

$$W_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 90 \text{ kg} * .85 = 76.5 \text{ kg H}_2\text{SO}_4$$

Se procede a calcular las moles de cada uno de los reactivos así:

$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{72.3}{53.5} = 1.35 \text{ mol kg NH}_4\text{Cl}$$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{76.5}{98} = 0.78 \text{ mol kg H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Por } 1.35 \text{ mol kg NH}_4\text{Cl} * \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles NH}_4\text{Cl}} \right) = 0.675 \text{ moles kg H}_2\text{SO}_4$$

Lo que nos indica que hay más cantidad de H_2SO_4 , por lo tanto el reactivo límite es el NH_4Cl

$$\text{Cantidad de moles de H}_2\text{SO}_4 \text{ en exceso} = (0.78 - 0.675) = 0.105 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$W_{H_2SO_4} = 0.105 \text{ moles de } H_2SO_4 * \left(\frac{98 \text{ kg } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \right) = 10.29 \text{ kg}$ de 76.5 kg que entran en el proceso

Cantidad de sulfato de amonio,

$$1.35 \text{ mol kg } NH_4Cl * \left(\frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4}{2 \text{ moles } NH_4Cl} \right) * \left(\frac{132 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4}{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4} \right) = 89.1 \text{ kg de } (NH_4)_2SO_4$$

Este es el rendimiento teórico, 89.1 kg de sulfato de amonio, como la eficiencia de la reacción es apenas del 70% se obtiene menos de lo esperado:

$$89.1 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4 * \frac{70}{100} = 62.37 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4$$

Pero como la pureza del fertilizante que se obtuvo es del 95% se debe esperar MAS cantidad con las impurezas, entonces,

$$62.37 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4 * \frac{100}{95} = 65.65 \text{ kg del 95\% de } (NH_4)_2SO_4, \text{ sulfato de amonio.}$$