

REACTIVO LIMITANTE

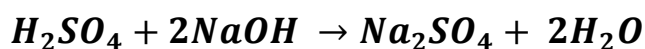
Ya estamos capacitados, creemos, para trabajar con las reacciones donde los datos de los reactivos hay que buscarlos porque provienen, por ejemplo, de una disolución o de una muestra impura. Además, en este ejercicio, se va a hacer hincapié en lo que se ha denominado en el archivo de teoría **reactivo limitante**. Recordamos que esto ocurrirá siempre que mezclemos dos reactivos en **proporciones NO estequiométricas**. Entonces, uno de ellos se agotará antes que el otro, y lo llamaremos **reactivo limitante**. Del otro nos sobrará, lo podemos llamar **sobrante**. Como siempre, creemos que con varios ejemplos las ideas quedan claras:

**Ejemplo 1**

*Se hace reaccionar una muestra de 350 gramos de hidróxido sódico al 80% de pureza con 5 litros de ácido sulfúrico 3 M. En la reacción se obtienen como productos sulfato de sodio y agua. Calcular los gramos de sulfato que se obtiene.*

*Na= 23; S= 32; O= 16; H= 1*

Planteamos e igualamos la reacción química



En ella, vemos que un mol de ácido reacciona con dos de hidróxido. Vamos a calcular, por lo tanto, los moles de ácido e hidróxido de los que disponemos:

$$1 \text{ mol } H_2SO_4 = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ gr}$$

$$1 \text{ mol } NaOH = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ gr}$$

$$m_{NaOH} = \frac{80}{100} 350 = 280 \text{ gr } NaOH = 280 \text{ gr } NaOH \frac{1 \text{ mol } NaOH}{40 \text{ gr } NaOH} \\ = 7 \text{ moles } NaOH$$

$$n_{H_2SO_4} = M \cdot V = 5 \cdot 3 = 15 \text{ moles } H_2SO_4$$

Se puede hacer “a ojo” pero preferimos no presuponer nada sobre la habilidad del lector. Por ello, **vamos a suponer que reacciona uno de ellos totalmente, normalmente el que tiene menos moles**, en este caso el hidróxido. Haciendo esta suposición vamos a ver la cantidad de ácido que necesita. **Pueden ocurrir dos cosas**: que la cantidad de ácido sulfúrico necesaria sea más pequeña de la que disponemos y entonces sobrará ácido o lo contrario, que la cantidad de ácido necesaria no la tengamos. En este último caso no reaccionará el hidróxido puesto que no hay ácido suficiente. Veamos:

Suponemos que reacciona todo el hidróxido, vamos a ver la cantidad de ácido que necesita:

$$7 \text{ moles NaOH} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles NaOH}} = 3.5 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

Como disponemos de 15 moles de ácido nuestra suposición ha sido cierta: reaccionan los 7 moles de hidróxido con 3.5 moles de ácido y sobran el resto,  $15 - 3.5 = 11.5$  moles.

Sabiendo cómo reaccionan los reactivos, contestamos a la pregunta que nos han hecho, los gramos de sulfato que se obtienen:

$$1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 = 23 \cdot 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 142 \text{ gr/Mol}$$

$$7 \text{ moles NaOH} \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles NaOH}} \frac{142 \text{ gr}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 497 \text{ gr Na}_2\text{SO}_4$$