

PUREZA DE UNA MUESTRA

En estos problemas se trata de medir la cantidad de un producto para, deducir a partir de ella, la cantidad de reactivo de la que proviene. De esa manera podremos saber la cantidad “pura” que una muestra tiene de ese reactivo.

Ejemplo 1

Se tiene una piedra caliza cuyo contenido en carbonato cálcico queremos conocer. Para ello se elige una muestra de 30 gr de piedra y se hace reaccionar totalmente con ácido nítrico, obteniéndose 5 l de dióxido de carbono en condiciones normales. Calcular la pureza en carbonato cálcico de la muestra. En la reacción se obtiene además nitrato de calcio y agua.

La reacción es:



Según la reacción, vamos a calcular la cantidad de carbonato cálcico necesaria para producir la cantidad de dióxido dada.

$$5\text{l CO}_2 \text{ C.N.} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22.4 \text{ lCO}_2 \text{ C.N.}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{100\text{gr CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 22.32 \text{ gr CaCO}_3$$

Ya sabemos entonces que, en la muestra de **30 gramos**, hay **22.32 gramos** de carbonato. El tanto por ciento de pureza es, por lo tanto:

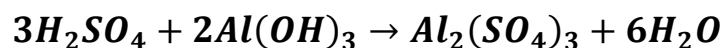
$$\% = \frac{22.32\text{puros}}{30\text{totales}} \cdot 100 = 74.40 \% \text{ pureza}$$

En este ejercicio vamos a resolver una reacción, pero se van a utilizar distintos conceptos vistos hasta ahora, de disoluciones, reactivo limitante....

Ejercicio 2

Se hacen reaccionar 300 gramos de una piedra que contiene el 70 por ciento en pureza de hidróxido de aluminio con 650 gramos de disolución 2M de ácido sulfúrico de densidad 1.2 gr/ml. Calcular la masa de sulfato de aluminio obtenido si el rendimiento de la reacción es el 60%.

La reacción es:



Debemos de reconocer que nos han dado como datos las masas de dos reactivos. Por lo tanto, lo primero que tenemos que deducir es cuál de ellos es el que reacciona totalmente, el limitante, y poder deducir después las cantidades formadas. Calculamos entonces los moles de ambos reactivos:

Hidróxido de aluminio:

$$300gr \text{ piedra} \frac{70gr Al_2(SO_4)_3}{100gr \text{ piedra}} \frac{1 mol Al_2(SO_4)_3}{342gr Al_2(SO_4)_3} = 0.61 \text{ moles}$$

Ya que el mol del hidróxido es **342 gr/mol**

Ácido sulfúrico

Como conocemos la molaridad, si calculamos el volumen de disolución tendremos ya el número de moles de ácido. Pero el volumen es fácil de calcular, pues conocemos la masa y la densidad de disolución:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{650}{1.2} ml = 541.66ml = 0.54l \rightarrow n = M \cdot V \rightarrow$$

$$n = 2 \cdot 0.54 = 1.08 \text{ moles}$$

Conocidos los moles de los dos reactivos vamos a calcular cuál reacciona totalmente y cuál sobra. Para ello, suponemos que reacciona totalmente uno de ellos, cualquiera, y calculamos la cantidad del otro que nos hace falta. Si esa cantidad la tenemos nuestra hipótesis es la acertada. Si no, es la contraria:

Suponemos que reacciona todo el hidróxido de aluminio porque tenemos menos cantidad de moles (pero eso no justifica que sea el que reaccione totalmente, debemos tener en cuenta los coeficientes estequiométricos):

$$0.61 \text{ moles } Al_2(SO_4)_3 \frac{3 \text{ moles } H_2SO_4}{2 \text{ moles } Al_2(SO_4)_3} = \mathbf{0.92 \text{ moles } H_2SO_4}$$

Y disponemos de 1.08 moles de ácido sulfúrico. Por lo tanto, nuestra hipótesis es cierta: reacciona todo el hidróxido de aluminio y nos sobra, $1.08 - 0.92 = 0.16$ moles de ácido.

Sabiendo las cantidades de reactivos que reaccionan, podemos ya calcular la cantidad de sulfato de aluminio que obtendremos:

$$\mathbf{0.61 \text{ moles } Al(OH)_3} \frac{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3}{2 \text{ moles } Al(OH)_3} \frac{342 \text{ gr } Al_2(SO_4)_3}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} \\ = \mathbf{104.31 \text{ gr } Al_2(SO_4)_3}$$

Por último, no debemos de olvidar que la reacción tiene un 60% de rendimiento. Por lo tanto, los gramos reales obtenidos son:

$$m_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{60}{100} \cdot 104.31 = \mathbf{62.59 \text{ gr}}$$