

REACCIONES QUÍMICAS CON RENDIMIENTO

En los cálculos de la lección anterior, para conocer las cantidades de producto o reactivo que se obtenían o necesitaban se ha supuesto que en el proceso no había pérdidas de ningún tipo. Eso, como se entiende fácilmente, no es así. En cualquier proceso hay pérdidas de material y energía. En el ejemplo siguiente, vamos a ver cómo afecta a las cantidades necesarias de reactivos y a las cantidades de productos obtenidos lo que llamamos el rendimiento de una reacción, que se da en tanto por ciento. Antes de hacer el ejemplo hemos de tener claro lo siguiente.

Si nos dicen que el rendimiento de una reacción es el **80%** por ejemplo hemos de saber:

De los productos obtendremos el 80% de la cantidad calculada teóricamente.

$$m_{\text{producto obtenida}} = \frac{80}{100} m_{\text{teórica}}$$

Que será menor que la esperada teóricamente

De los reactivos tendremos que echar 100 gramos para aprovechar 80. Entonces, la masa real que tendremos que utilizar:

$$m_{\text{reactivo a utilizar}} = \frac{100}{80} m_{\text{teórica}}$$

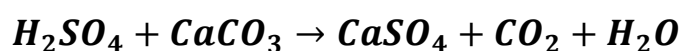
Que será mayor, evidentemente, que la teórica.

Esperamos haber aclarado la idea. Con el siguiente ejemplo esperamos dejarla bien asentada.

Ejemplo 1

Hacemos reaccionar 100 gramos de ácido sulfúrico con cantidad suficiente de carbonato cálcico para obtener sulfato de calcio, dióxido de carbono y agua. Si el rendimiento de la reacción es el 90%, calcular los gramos obtenidos de dióxido de carbono y los litros que ocuparán en C.N. Ca= 40; S=32; O= 16; H= 1; C=12

Lo primero, como sabemos, es escribir y ajustar la reacción:

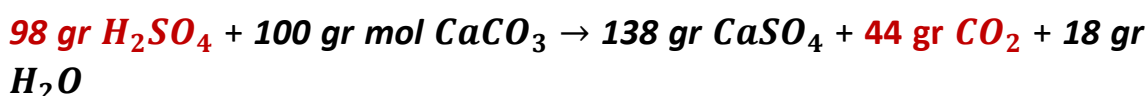


La reacción ya está igualada. Por lo tanto:

En moles



En gramos:



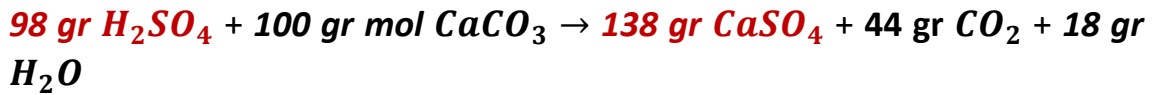
Como tenemos los datos en gramos, trabajamos en gramos. Pero, evidentemente, se pueden también plantear las relaciones en moles. Lo vamos a solucionar utilizando factores de conversión. Empezamos con la cantidad dada de ácido sulfúrico:

$$\begin{aligned} 100 \text{ gr } H_2SO_4 \frac{44 \text{ gr } CO_2}{98 \text{ gr } H_2SO_4} &= 44.90 \text{ gr } CO_2 \text{ teóricos} \\ &= \frac{90}{100} 44.90 \text{ gr reales} = \mathbf{40.41 \text{ gr se obtienen}} \end{aligned}$$

Para calcular el volumen, aplicamos la ley de los gases

$$PV = nRT \rightarrow \begin{cases} P = 1 \text{ at} \\ n = \frac{40.41}{44} = 0.92 \rightarrow 1 \cdot V = 0.92 \cdot 0.082 \cdot 273 \rightarrow \\ T = 273 \text{ K} \end{cases}$$
$$V = 20.56 \text{ l}$$

Si ahora queremos obtener 200 gr de sulfato cálcico, ¿cuántos gramos de ácido sulfúrico hemos de utilizar?



$$200 \text{ gr } CaSO_4 \frac{98 \text{ gr } H_2SO_4}{138 \text{ gr } CaSO_4} = \frac{200 \cdot 98}{138} = 142.03 \text{ gr teóricos } H_2SO_4$$

Como hemos hablado, tenemos que saber que esos son los gramos que tenemos que aprovechar para producir la cantidad de sulfato de calcio que queremos. Si esos son los aprovechados, **el 90% del total utilizado**, el total utilizado será

$$142.03 \text{ gr teóricos} = \frac{100}{90} 142.03 \text{ gr a utilizar} = 157.81 \text{ gr}$$

De ácido sulfúrico tendremos que utilizar realmente.