

**ESTEQUIOMETRÍA. REACCIONES CON PÉRDIDAS. RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN**

En este capítulo de problemas vamos a seguir con los cálculos estequiométricos, pero vamos a añadir una dificultad: el rendimiento de la reacción NO va a ser el 100%. ¿Qué quiere decir esto?

Como nos podemos imaginar, los resultados “reales” nunca son iguales que los teóricos porque en cualquier proceso, en cualquier reacción, hay pérdidas. Por ello, **de un producto siempre obtendremos menos masa que la calculada teóricamente**, que la calculada suponiendo que no hay pérdidas. Sin embargo, **de un reactivo tendremos que utilizar siempre más de lo calculado teóricamente** porque en el proceso parte de él se pierde. En los ejemplos vamos a ver cómo plasmar esta información.

Teniendo claros los problemas de anteriores archivos, en estos ejercicios, además del concepto de rendimiento, aparecerán también conceptos ya vistos. Esperamos con ello que las ideas queden claras.

**En este primer ejemplo vamos a calcular la masa que se obtiene realmente de un producto, teniendo en cuenta lo comentado.**

**Ejercicio 1**

**Calcular la cantidad, en gramos, de dióxido de carbono que se obtendrá al reaccionar 120 gramos de disolución de ácido clorhídrico al 60 % en masa con la cantidad suficiente de carbonato de calcio. Se obtiene también agua y cloruro de calcio. La reacción tiene un rendimiento del 80%**



Teniendo la ecuación igualada, partimos de la cantidad dada de ácido para calcular la masa “teórica” de dióxido que se obtendría:

$$120 \text{ gr } \text{dón. HCl} \frac{60 \text{ gr HCl}}{100 \text{ gr } \text{dón HCl}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ gr HCl}} \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol HCl}} \frac{44 \text{ gr CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} =$$

$$= 43.40 \text{ gr } CO_2$$

Tal como hemos comentado, esta es la cantidad teórica que se obtendría si no hubiera pérdidas. Según el enunciado, el rendimiento es del 80% lo que significa que de cada 100 unidades se obtienen realmente sólo 80, los 20 restantes se “pierden”. Entonces:

$$43.40 \text{ gr } CO_2 \text{ teóricos} \frac{80 \text{ gr } CO_2 \text{ reales}}{100 \text{ gr } CO_2 \text{ teóricos}} = 34.71 \text{ gr } CO_2$$

Como vemos, **para calcular la cantidad de producto, basta con multiplicar por el 80%, el rendimiento.**

En este segundo ejemplo vamos a calcular la masa de reactivo necesaria para obtener una cantidad de producto dada.

### **Ejercicio 2**

**Queremos obtener 140 litros de amoníaco medidos en condiciones normales. Para ello, hacemos reaccionar nitrógeno e hidrógeno, según:**



**Calcular los gramos de nitrógeno que tenemos que utilizar para ello, suponiendo un rendimiento del 90%.**

Lo primero que hacemos es calcular los gramos de Nitrógeno que tendríamos que utilizar sin tener en cuenta las pérdidas, los gramos “teóricos”:

$$140 \text{ l c.n. } NH_3 \frac{1 \text{ mol } NH_3}{22.4 \text{ l c.n. } NH_3} \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ moles } NH_3} \frac{28 \text{ gr } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 87.5 \text{ gr } N_2$$

**Pero, si utilizáramos sólo esos gramos no estaríamos teniendo en cuenta que parte ellos se van “a perder”, no se van a utilizar y, por lo tanto, no conseguiríamos la cantidad de amoníaco que queremos. Hemos de añadir los que se van a perder. Según nos dicen en el enunciado, el**

rendimiento de la reacción es el 90 %: Eso significa que sólo se aprovechan 90 de cada 100 gramos de los que utilizamos. Entonces, dado que tenemos que aprovechar los **87.5 gramos** de nitrógeno calculados:

$$87.5 \text{ gr aprovechados} \frac{100 \text{ utilizados}}{80 \text{ aprovechados}} = \frac{100}{90} \cdot 87.5$$
$$= 97.22 \text{ gr}$$

Como apreciamos, la cantidad es superior a la teórica y, si queremos resumir, para conocerla sólo tenemos que **multiplicar a la cantidad calculada de reactivo teórica por 100/90** en nuestro caso, el “inverso” del tanto por ciento.