

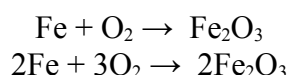
Reactivos limitantes

En estequiometría, se llama reactivo limitante a aquel que, en una reacción química, se agota antes, por lo que a partir de ahí la reacción se para. Si aún quedan cantidades de otros reactivos, estos quedan como un sobrante, porque a falta del reactivo limitante no pueden seguir combinándose. Por poner un ejemplo, da igual que tengas 10 kilos de atún y seis sacos de sal: si únicamente hay dos huevos en la nevera, sólo se puede hacer una tortilla de atún.

Para verlo mejor, partamos de un ejercicio de ejemplo:

En la reacción de oxidación del hierro a trióxido de dihierro, tenemos 2 litros de oxígeno y 300 gramos de hierro. Halla el reactivo limitante y los gramos de óxido de hierro (III) que se forman. Calcula también cuántos moles sobran del reactivo no limitante.

Primero, planteamos la reacción y la ajustamos:



Ahora calculamos la cantidad de moles de cada uno de los reactivos:

- Moles de hierro

$$n = m/Pm$$

$$n = 300/56 = 5,36 \text{ moles}$$

- Moles de agua

$$1 \text{ mol} \quad \rightarrow \quad 22,4 \text{ litros}$$

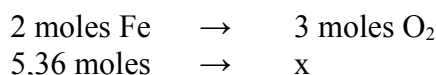
$$x \text{ moles} \quad \rightarrow \quad 3 \text{ litros}$$

$$x = 7,47 \text{ moles}$$

(Si no ves claro cómo se han hecho estos cálculos, revisa los apuntes o nuestro documento de estequiometría básica).

Cajón de Ciencias

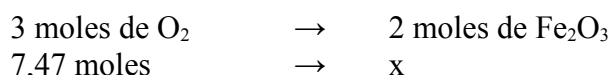
Ahora tenemos que ver qué se gasta antes. Elegimos uno de los reactivos y calculamos cuánto tendría que haber del otro (como si no supiéramos qué cantidad tenemos de éste). Luego comparamos este resultado con la cantidad real de moles. Por ejemplo, cogemos de referencia el hierro:



$$x = 3 \cdot 5,36 / 2 = 8,04 \text{ moles}$$

Es decir, para que reaccionen los 5,36 moles de hierro, harían falta 8,04 moles de oxígeno. ¿Tenemos suficiente? No: sólo hay 7,47 moles. Por lo tanto, el oxígeno es aquí el reactivo limitante, el que se acaba antes.

En el momento en que conocemos el reactivo limitante, todo se reduce a un problema de estequiometría básico, **en el que utilizamos como dato la cantidad de reactivo limitante, ignorando el otro**. Es decir, para calcular la cantidad de trióxido de dihierro que se forma, lo haremos a partir de los 7,47 moles de O_2 , no de los 8,04 moles de Fe.



$$x = 4,98 \text{ moles de Fe}_2\text{O}_3$$

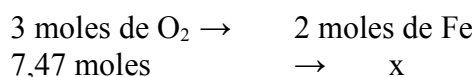
Y ahora pasamos los moles de trióxido de dihierro a gramos:

$$n = m/Pm$$

$$4,98 = m/160$$

$$m = 4,98 \cdot 160 = 796,8 \text{ g}$$

Sólo nos queda una última pregunta: ¿cuántos moles de hierro (el reactivo no limitante) sobran? Una vez más, tratamos el ejercicio como un problema de estequiometría común y corriente: si tenemos 7,47 moles de O_2 ¿cuántos moles de Fe necesitamos?



$$x = 4,98 \text{ moles de Fe}$$

Como necesitamos 4,98 moles de Fe y el enunciado nos dice que tenemos 5,36 moles, está claro que sobrarán $5,36 - 4,98 = 0,38$ moles de hierro ¡Problema solucionado!