

## Obtención de manganeso por aluminotermia

### 1. Introducción

Los metales se suelen presentar en la naturaleza en estado oxidado (menas) formando óxidos, sulfuros, silicatos, carbonatos, etc. La obtención de metales a partir de sus menas implica una reacción de reducción del compuesto que compone la mena.

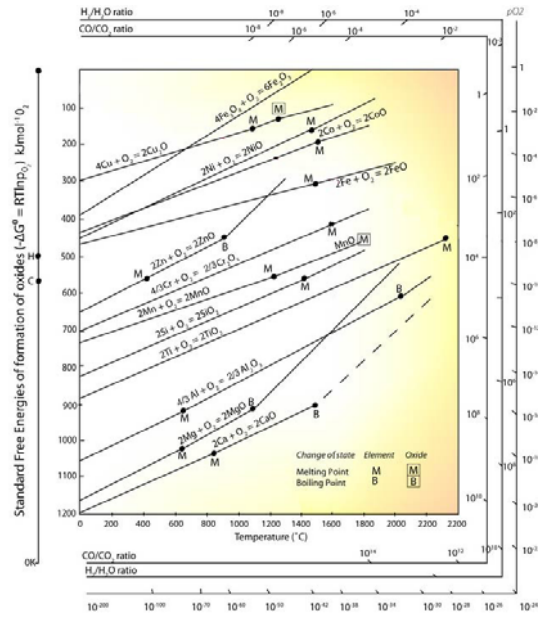


Esta reducción se puede realizar de distintas formas. La forma más utilizada a nivel industrial consiste en transformar la mena (ej. sulfuro) en el óxido metálico correspondiente y, posteriormente hacer reaccionar el óxido con un agente químico reductor, es decir, un elemento con mayor apetencia por captar oxígeno y, por tanto, con mayor apetencia por formar el correspondiente óxido. Lógicamente, ese elemento debe tener una energía libre de formación de su óxido más negativa (óxido más estable) que la correspondiente al óxido de partida. El carbón y los metales electropositivos, como son aluminio, magnesio o calcio, se utilizan como reductores en los procesos metalúrgicos de obtención de metales.



Para predecir las condiciones experimentales en las cuales tiene lugar la reacción de reducción de un óxido metálico se suele utilizar el diagrama de Ellingham. En este diagrama se representa la energía libre estándar de formación de los óxidos frente a la temperatura. En general, cualquier elemento (B) cuya línea de formación de su correspondiente óxido ( $\text{B}_z\text{O}_y$ ) quede por debajo de la línea de formación del óxido de partida ( $\text{A}_x\text{O}_y$ ), ese elemento (B) actuará como un agente reductor adecuado para la obtención de A a partir del compuesto  $\text{A}_x\text{O}_y$ .





**Figura 1.** Diagrama de Ellingham para la reducción de óxidos metálicos

## 2. Procedimiento experimental

### *Obtención de Mn por aluminotermia*

Se toman 6,5g de  $Mn_3O_4$  (obtenido previamente por calcinación de óxido de manganeso (IV) natural durante una hora a una temperatura entre 800 y 900 °C) se molturan y se mezclan íntimamente, en un erlenmeyer tapado, con 2,2g de aluminio en polvo. Se coloca la mezcla en un crisol de barro y se compacta bien. En el centro de la mezcla se hace un orificio y se rellena con magnesio en polvo. Se inserta en el centro una cinta de magnesio metálico que se habrá limpiado previamente hasta observar el brillo metálico. El crisol se introduce hasta la mitad dentro de un recipiente que contenga arena, situado dentro de la vitrina de gases. Se enciende la cinta de magnesio y el operador se retira. Cuando ha terminado la reacción, se deja enfriar el crisol, se rompe y se separa de forma mecánica el régulo de metal formado.

## **Cuestiones**

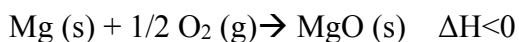
### ***¿La reacción de síntesis de manganeso es endotérmica o exotérmica?***

La reacción es fuertemente exotérmica con gran desprendimiento de calor, aunque la velocidad de reacción es muy lenta a temperatura ambiente por lo que necesita elevada temperatura para aumentar la velocidad de reacción.



### ***¿Qué función tiene la utilización de la mecha de magnesio?***

Aportar el calor necesario para que la reacción comience a una velocidad aceptable (iniciador). La reacción de combustión del magnesio es altamente exotérmica. Una vez ya “lanzada” la reacción, debido al fuerte desprendimiento de calor que produce la reacción no necesita aporte de calor extra para tener una velocidad aceptable



### ***¿Por qué es necesario limpiar la mecha de magnesio?***

Porque puede estar oxidado en superficie, teniendo una capa de óxido de magnesio, que evita que el magnesio metálico reaccione con el oxígeno del aire (fenómeno de pasivación)

### ***¿Qué función tiene el aluminio?***

Es el reductor utilizado para reducir el óxido de manganeso a manganeso metálico. Como las reacciones ocurren en estado sólido, la espontaneidad de la reacción no se puede predecir con los potenciales redox, sino que hay que comparar energías libres de Gibbs de formación de los óxidos. Eso se hace con los diagramas de Ellingham, comparando la reacción de formación de los dos óxidos, el de aluminio y el de manganeso. El que tenga la energía libre de Gibbs más negativa tendrá mayor tendencia a formar el óxido.

### ***¿Por qué hay que mezclar muy bien los reactivos y compactarlos?***

Las reacciones en estado sólido son difíciles debido a que el movimiento de iones cuesta bastante ya que éstos están dentro de la red, y el movimiento de éstos requiere bastante energía. Para facilitar el movimiento de iones (difusión) hay que tener las partículas de los dos reactivos muy próximas, procurando que tengan el tamaño de partícula lo más pequeño posible para aumentar la relación superficie/masa (las reacciones en estado sólido empiezan en la superficie), y por último hay que acercar las partículas lo máximo posible, por lo que hay que compactar.