



PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

EJERCICIO 1

JULIO 2026

ESTEQUIOMETRÍA-TERMOQUÍMICA





PAU - COMUNIDAD VALENCIANA



QUÍMICA

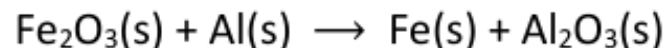
EJERCICIO 1

JULIO 2026

ESTEQUIOMETRÍA-TERMOQUÍMICA

Ejercicio 1

La reacción de aluminotermia es un proceso altamente exotérmico en el que se obtiene hierro fundido y que permite, por ejemplo, soldar los raíles del ferrocarril. Este proceso se basa en la reacción de aluminio con óxido de hierro(III), Fe_2O_3 , de acuerdo con la ecuación química siguiente, **no ajustada**:



Se dispone de 100 g de Fe_2O_3 y de una cantidad de aluminio metálico en polvo suficiente para completar la reacción.

- a) Ajuste la ecuación química y calcule la cantidad mínima, en gramos, de aluminio metálico necesaria para reaccionar completamente con los 100 g de Fe_2O_3 . **(0,5 puntos)**
- b) Calcule la cantidad, en gramos, de hierro producida en la reacción. **(0,5 puntos)**
- c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción y la energía producida en forma de calor en el proceso. **(0,5 puntos)**
- d) La energía liberada en este proceso, ¿es suficiente para fundir el hierro obtenido? Justifique la respuesta. **(0,5 puntos)**

Datos: variación de entalpía estándar de formación, ΔH°_f ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$: $-824,0$; $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$: $-1675,0$;
variación de entalpía de fusión del hierro: $13,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Ejercicio 1

Se dispone de 100 g de Fe_2O_3 y de una cantidad de aluminio metálico en polvo suficiente para completar la reacción.

a) Ajuste la ecuación química y calcule la cantidad mínima, en gramos, de aluminio metálico necesaria para reaccionar completamente con los 100 g de Fe_2O_3 . **(0,5 puntos)**

Solución: En primer lugar, debemos ajustar la ecuación química dada. $\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 2 \text{Al}(s) \rightarrow 2 \text{Fe}(s) + \text{Al}_2\text{O}_3(s)$

A continuación, se toman datos y se calculan las masas molares (a partir de los datos de la tabla periódica del examen).

Datos: Masa $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 100 \text{ g}$ $MM(\text{Al}) = 26,98 \text{ g/mol}$ $MM(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$

$MM(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16,00 = 159,7 \text{ g/mol}$ $MM(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 16,00 = 101,96 \text{ g/mol}$

Se calculan los gramos de Al mediante los factores de conversión correspondientes.

Debes tener en cuenta el esquema siguiente:

masa de reactivo 1 (Fe_2O_3) $\rightarrow$ moles (Fe_2O_3) $\rightarrow$ relación estequiométrica $\rightarrow$ moles (Al) $\rightarrow$ masa de reactivo 2 (Al).

$$100 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{Al}}{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{26,98 \text{ g } \text{Al}}{1 \text{ mol } \text{Al}} \approx 33,79 \text{ g de Al}$$

La cantidad mínima, en gramos, de aluminio metálico necesaria para reaccionar completamente con los 100 g de Fe_2O_3 es **33,79 g de Al.**

Ejercicio 1

b) Calcule la cantidad, en gramos, de hierro producida en la reacción. **(0,5 puntos)** $Fe_2O_3(s) + 2 Al(s) \rightarrow 2 Fe(s) + Al_2O_3(s)$

Datos: Masa $Fe_2O_3 = 100 \text{ g}$ $MM(Al) = 26,98 \text{ g/mol}$ $MM(Fe) = 55,85 \text{ g/mol}$

$MM(Fe_2O_3) = 2 \cdot 55,85 + 3 \cdot 16,00 = 159,7 \text{ g/mol}$ $MM(Al_2O_3) = 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 16,00 = 101,96 \text{ g/mol}$

Se calculan los gramos de Fe mediante los factores de conversión correspondientes.

Debes tener en cuenta el esquema siguiente:

masa de reactivo 1 (Fe_2O_3) $\rightarrow$ moles (Fe_2O_3) $\rightarrow$ relación estequiométrica $\rightarrow$ moles (Fe) $\rightarrow$ masa de producto (Fe).

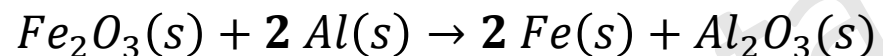
$$100 \text{ g } Fe_2O_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } Fe_2O_3}{159,7 \text{ g } Fe_2O_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } Fe}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \cdot \frac{55,85 \text{ g } Fe}{1 \text{ mol } Fe} \approx 69,94 \text{ g de } Fe$$

La cantidad, en gramos, de hierro producida en la reacción es **69,94 g de Fe.**

Ejercicio 1

c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción y la energía producida en forma de calor en el proceso. (0,5 puntos)

Datos: variación de entalpía estándar de formación, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): Fe₂O₃(s): - 824,0; Al₂O₃(s): - 1675,0; variación de entalpía de fusión del hierro: 13,8 kJ·mol⁻¹.



En primer lugar, se calcula la entalpía estándar de la reacción a partir de las entalpías estándar de formación.

$$\Delta H_{Reacción}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(Productos) - \sum \Delta H_f^\circ(Reactivos)$$

$$\Delta H_{Reacción}^\circ = \Delta H_f^\circ(Al_2O_3) + 2 \cdot \Delta H_f^\circ(Fe) - \Delta H_f^\circ(Fe_2O_3) - 2 \cdot \Delta H_f^\circ(Al)$$

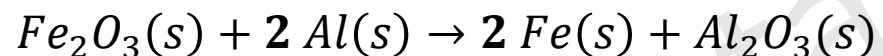
$$\Delta H_{Reacción}^\circ = -1675,0 + 2 \cdot 0 - (-824,0) - 2 \cdot 0 = -851 \text{ kJ}$$

La variación de entalpía estándar de la reacción es **-851 kJ**.

Ejercicio 1

c) Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción y la energía producida en forma de calor en el proceso. (0,5 puntos)

Datos: variación de entalpía estándar de formación, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): Fe₂O₃(s): - 824,0; Al₂O₃(s): - 1675,0;
variación de entalpía de fusión del hierro: 13,8 kJ·mol⁻¹.



Se calcula la energía producida mediante los factores de conversión correspondientes.

Debes tener en cuenta el esquema siguiente:

masa de reactivo 1 (Fe₂O₃) → moles (Fe₂O₃) → energía liberada según la ecuación termoquímica → Calor desprendido (kJ)

$$100 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,7 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{851 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \approx 532,87 \text{ kJ se producen}$$

La energía producida en forma de calor en el proceso es **532,87 kJ**.

NOTA: Si utilizas el valor de la entalpía negativo obtendrás un valor negativo del calor. Este signo negativo indica que el calor se desprende. Sin embargo, cuando se pide la cantidad de energía producida o liberada en forma de calor, es habitual expresar su valor como una magnitud positiva. Por ello, indicamos que se liberan 532,87 kJ.

d) La energía liberada en este proceso, ¿es suficiente para fundir el hierro obtenido? Justifique la respuesta. (0,5 puntos)

Datos: variación de entalpía estándar de formación, ΔH°_f (kJ·mol⁻¹): Fe₂O₃(s): - 824,0; Al₂O₃(s): - 1675,0;
variación de entalpía de fusión del hierro: 13,8 kJ·mol⁻¹.

Se calcula la energía necesaria para fundir los 69,94 g de Fe obtenidos en el proceso (**apartado b**).

Debes tener en cuenta el esquema siguiente:

masa de producto (Fe) → moles (Fe) → entalpía de fusión del Fe → Calor necesario para fundir el Fe.

$$69,94 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \cdot \frac{13,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Fe}} \approx 17,28 \text{ kJ se necesitan para fundir el Fe}$$

Con los datos proporcionados, la energía liberada en la reacción, **532,87 kJ**, es muy superior a los **17,28 kJ** necesarios para la fusión del hierro obtenido, por lo que es suficiente para fundirlo.

NOTA: Estrictamente, si partimos de hierro sólido a temperatura estándar, para fundirlo realmente habría que suministrar además la energía necesaria para calentarlo hasta su punto de fusión. Ese aporte energético adicional no puede calcularse con los datos proporcionados en el enunciado.