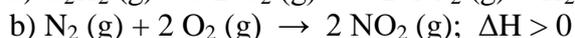
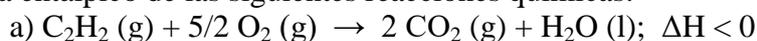


TERMOQUÍMICA: ASPECTOS ENERGÉTICOS Y ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

La energía en las reacciones químicas:

1. Escribe el diagrama entálpico de las siguientes reacciones químicas:



2. Si la entalpía de combustión del metanol, CH_3OH , es $\Delta\text{H} = -762 \text{ kJ/mol}$, calcula:

a) La masa de metanol necesaria para que se desprendan 106 kJ.

b) El volumen de aire necesario para la combustión total de dicha masa.

c) El volumen de CO_2 desprendido.

Datos: el aire contiene un 21 % de O_2 en volumen. La reacción transcurre a 710 mmHg y 15 °C.

3. Sabiendo que la entalpía de formación del CO es $\Delta\text{H} = -110,5 \text{ kJ/mol}$, calcula la energía necesaria para descomponer en sus elementos 10,0 g de dicha sustancia.

Entalpías de reacción. Ley de Hess:

4. Calcula la entalpía de formación del ácido acético, CH_3COOH , sabiendo que su entalpía de combustión es $-870,3 \text{ kJ/mol}$ y que las entalpías estándar de formación del CO_2 y del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son $-393,5 \text{ kJ/mol}$ y $-285,8 \text{ kJ/mol}$, respectivamente.

5. Las entalpías de combustión, a 25 °C, de metano, CH_4 ; hidrógeno, H_2 , y carbono (grafito), C, son, respectivamente, $-890,1 \text{ kJ/mol}$, $-285,8 \text{ kJ/mol}$ y $-393,5 \text{ kJ/mol}$. Calcula:

a) La entalpía de formación del metano.

b) El volumen de CO_2 , medido en c.n., que se obtiene en la combustión de 50 g de metano si el rendimiento de la reacción es del 75 %.

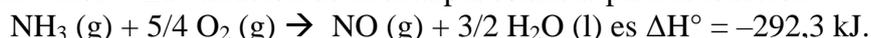
6. Al reaccionar, a 25 °C, NH_3 con CH_4 se obtiene H_2 y $\text{HCN}(\text{g})$. Determina el calor de reacción a presión constante a dicha temperatura y clasifica la reacción como exotérmica o endotérmica. Calcula, además, el calor absorbido o desprendido en la formación de 5,0 g de HCN .

Datos: $\Delta\text{H}_f^\circ(\text{HCN}) = +135,2 \text{ kJ/mol}$; $\Delta\text{H}_f^\circ(\text{NH}_3) = -46,1 \text{ kJ/mol}$; $\Delta\text{H}_f^\circ(\text{CH}_4) = -74,8 \text{ kJ/mol}$

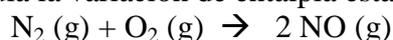
7. Se quema 1L de butano a 25 °C y 1 atm de presión. Si el calor desprendido se aprovecha para calentar 1m³ de agua, inicialmente a 25°C, calcula su temperatura final, si el rendimiento del proceso de intercambio de calor es del 70%.

Nota: calcula la entalpía de combustión del butano a partir de las entalpías de formación, en kJ/mol, del CO₂ (-393,5), H₂O (-285,8) y C₄H₁₀ (-125,6).

8. Las entalpías estándar de formación del NH₃ (g) y del H₂O (l) son, respectivamente, -46,11 y -285,8 kJ · mol⁻¹. La variación de la entalpía estándar para la reacción:



A partir de los datos anteriores, calcula la variación de entalpía estándar para la reacción:



9. A partir de datos de entalpías de enlace, calcula la entalpía de la reacción de combustión del metano gas. Comenta el resultado.

10. La hidracina, un combustible de cohetes, reacciona con el peróxido de hidrógeno según: $\text{N}_2\text{H}_4(\text{l}) + 2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

a) Calcula la entalpía de la citada reacción.

b) Determina hasta qué temperatura se podrán calentar 100 L de agua, inicialmente a 25 °C, con el calor desprendido en la reacción completa de 1 L de hidracina.

Datos: Entalpías de formación de N₂H₄ (l)= +50,56 kJ/mol, H₂O₂ (l)= -187,8 kJ/mol y H₂O(g) = -241,8 kJ/mol. Densidad de la hidracina = 1,02 g/cm³.

11. El monóxido de carbono reacciona con oxígeno para dar dióxido de carbono. Si para 1 mol de producto formado, cuando todas las especies están en fase gaseosa, la entalpía del proceso vale $\Delta H^\circ = -283,0 \text{ kJ}$ y nos dicen que $\Delta S^\circ < 0$:

a) Justifica el signo de ΔS° y razona si el proceso será espontáneo a cualquier temperatura.

b) Calcula ΔG° a 25 °C, e indica si la reacción será espontánea a dicha temperatura. Busca los datos de entropías absolutas que necesites.

12. Para la reacción de disociación del tetraóxido de dinitrógeno en dióxido de nitrógeno, indica si la reacción será espontánea a 25 °C y calcula la temperatura de inversión.

Datos: $\Delta H_f^\circ \text{N}_2\text{O}_4 = 9,16 \text{ kJ/mol}$; $\text{NO}_2 = 33,2 \text{ kJ/mol}$

13. La fermentación alcohólica supone la transformación de la glucosa sólida en etanol líquido y dióxido de carbono gas. Sabiendo que para esta reacción es $\Delta H^\circ = -69,4 \text{ kJ}$, a 25 °C, razona si el proceso será espontáneo a cualquier temperatura y calcula ΔG° a 25 °C.

Dato: $\Delta S^\circ (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 182,4 \text{ J}/(\text{K} \cdot \text{mol})$.