

8. TERMODINÁMICA QUÍMICA.

1. El calor de combustión del butano gaseoso, a presión constante y 25 °C, con obtención de dióxido de carbono (gas) y agua (líquida), es $-2.875'8$ kJ/mol. Los calores de formación de estas dos últimas sustancias son, respectivamente, $-393'51$ kJ/mol y $-285'83$ kJ/mol. Calcula:

- a) El calor de formación del butano a presión constante y 25 °C.
- b) El calor de formación del butano a volumen constante y 25 °C.

Sol: a) $-127'4$ kJ/mol. b) $-137'3$ kJ/mol.

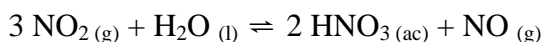
2. Sabiendo que para la reacción $2 \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) \rightarrow 4 \text{Al} (\text{s}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$, $\Delta H = 3.351$ kJ. a 25 °C y 1 atm, halla:

- a) El calor de formación estándar del $\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})$.
- b) ¿Qué calor se desprenderá a 25 °C y 1 atm. si se forman 10 g. de $\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})$?

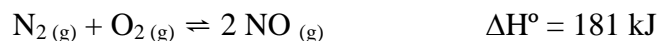
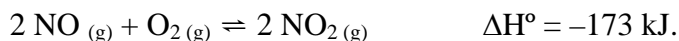
$M_a(\text{Al}) = 27$; $M_a(\text{O}) = 16$.

Sol: a) $-1.675'5$ kJ/mol. b) Se desprenden $164'26$ kJ.

3. Calcula la variación de entalpía en la siguiente reacción e indica si la reacción es exotérmica o endotérmica:



a partir de los siguientes datos:



Sol: $\Delta H^\circ = -49$ kJ; reacción exotérmica.

4. La entalpía estándar de formación del octano líquido vale -252 kJ/mol. Las entalpías estándar de combustión del carbono y del hidrógeno son -393 y -285 kJ/mol, respectivamente. Con estos datos, calcula la cantidad de calor desprendido en la combustión completa de 10 g. de octano.

$M_a(\text{C}) = 12$; $M_a(\text{H}) = 1$.

Sol: se desprenden $478'68$ kJ.

5. La gasolina puede ser considerada como una mezcla de octanos, de fórmula general C_8H_{18} . Conociendo los siguientes calores de formación en condiciones estándar: $\Delta H_f (\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285'83$ kJ/mol, $\Delta H_f (\text{CO}_2(\text{g})) = -394$ kJ/mol, $\Delta H_f (\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})) = -250$ kJ/mol, y sabiendo que la densidad de la gasolina es de 800 kg/m^3 :

- a) Escribe la ecuación de combustión de la gasolina.
- b) Calcula las kilocalorías liberadas en la combustión de 5 litros de gasolina.

- c) ¿Qué volumen de CO₂, medido a 30 °C y presión atmosférica, se genera en tal combustión?

Sol: b) se desprenden 42.645 kcal. c) 6.975 L.

6. Conocidas las siguientes entalpías estándar de formación:

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})) = -103'8 \text{ kJ/mol}, \quad \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) = -393'5 \text{ kJ/mol},$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285'5 \text{ kJ/mol},$$

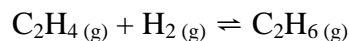
así como que la capacidad calorífica del agua es $4'18 \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$:

- a) Calcula el calor de combustión del propano a presión constante a la temperatura de 298 K y presión de $1'013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.
- b) Determina la cantidad de propano necesaria para calentar, en las condiciones anteriores, 50 L. de agua (densidad 1 g/mL) desde 10 °C hasta 70 °C, suponiendo que se aprovecha un 70 % del calor producido en la combustión del propano.

$$M_a(\text{C}) = 12; M_a(\text{H}) = 1; M_a(\text{O}) = 16.$$

Sol: a) $-2.218'7 \text{ kJ/mol}$. b) $355'3 \text{ g}$.

7. Calcula la entalpía de la reacción de hidrogenación del etileno para formar etano:



conociendo las siguientes energías de enlace:

$$E_{\text{H-H}} = 436 \text{ kJ/mol}, \quad E_{\text{C-H}} = 415 \text{ kJ/mol}, \quad E_{\text{C-C}} = 347 \text{ kJ/mol}, \quad E_{\text{C=C}} = 610 \text{ kJ/mol}.$$

Sol: -131 kJ/mol .

8. Calcula la energía media de los enlaces C-H y C-C utilizando los siguientes datos:

Entalpía de formación estándar del CH₄(g): $-74'5 \text{ kJ/mol}$.

Entalpía de formación estándar del C₂H₆(g): $-84'7 \text{ kJ/mol}$.

Entalpía de sublimación estándar del C_(s): 715 kJ/mol .

Entalpía de disociación estándar del H₂(g): 436 kJ/mol .

9. Para una determinada reacción, $\Delta H^\circ < 0$ y $\Delta S^\circ < 0$, las cuales pueden considerarse constantes con la temperatura. Razona cómo será la espontaneidad de esta reacción en función de la temperatura.

10. Una reacción tiene una entalpía de $-22'6 \text{ kcal/mol}$ y una entropía de $-45'2 \text{ cal/K} \cdot \text{mol}$.

- a) ¿A qué temperatura estará la reacción en equilibrio?
- b) ¿A qué temperaturas será espontánea?

Sol: a) 500 K. b) A temperaturas menores de 500 K.

11. Ajusta la reacción $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{S}(\text{s})$. Haciendo uso de los siguientes datos termodinámicos correspondientes a condiciones estándar, determina las variaciones

de entalpía, entropía y energía libre de Gibbs para dicha reacción, indicando si es o no espontánea en condiciones estándar:

| Sustancia | H ₂ S _(g) | SO _{2(g)} | H ₂ O _(l) | S _(s) |
|-----------------------------|---------------------------------|--------------------|---------------------------------|------------------|
| ΔH° (kcal/mol) | -5'3 | -70'9 | -68'3 | 0 |
| S° (cal/mol·K) | 49'2 | 59'2 | 16'8 | 7'6 |

12. Sabiendo que la entalpía de formación a 25 °C del amoníaco es -45'98 kJ/mol y las entropías a la misma temperatura del NH₃, N₂ y H₂ son, respectivamente, 192'3, 191'0 y 130'8 J/K·mol, indica si la reacción de formación del amoníaco es un proceso espontáneo.