

## CUESTIONES Y PROBLEMAS DEL TEMA 4

1. Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) Algunas reacciones exotérmicas son espontáneas.
- b) En ciertas reacciones químicas, la variación de entalpía coincide con la variación de energía interna.
- c) La variación de entropía de una reacción espontánea puede ser negativa.

a) Verdadero. La espontaneidad de una reacción viene dada por  $\Delta G$ , ( $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ ). Si  $\Delta H < 0$  (reacción exotérmica) y  $\Delta S > 0$ , la reacción será siempre espontánea. Si  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ , la reacción será espontánea si la temperatura es lo suficientemente baja como para que se cumpla que  $|\Delta H| > |T\Delta S|$ .

b) Verdadero. La relación entre ambas magnitudes es:  $\Delta H = \Delta U + p\Delta V = \Delta U + \Delta n \cdot R \cdot T$ . Si la reacción ocurre entre sólidos y/o líquidos donde la variación de volumen se puede considerar despreciable o si transcurriendo entre gases, no hay variación en el número de moles de sustancias gaseosas  $\Delta H = \Delta U$ .

c) Verdadero. La espontaneidad de una reacción viene dada por  $\Delta G$ , ( $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ ). Si  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ , la reacción será espontánea si la temperatura es lo suficientemente baja como para que se cumpla que  $|\Delta H| > |T\Delta S|$ .

2. Sabiendo que la variación de entalpía de la reacción  $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$   $\Delta H^0 = -92,2 \text{ kJ}$ , razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Al formarse 17 g de  $NH_3(g)$  en esas condiciones se desprenden 92,2 kJ.
- b) La formación del  $NH_3$  es un proceso espontáneo.
- c) Para el proceso anterior, el calor desprendido a volumen constante es mayor que el calor desprendido a presión constante.

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

Sol.: F; F; F

3. Justifique la validez o no de las siguientes afirmaciones:

a) Para la reacción:  $C_6H_6(l) + 7,5 O_2(g) \rightarrow 6 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$   $\Delta H < 0$ , el calor de reacción a volumen constante es menor que el calor de reacción a presión constante.

b) La entropía de la reacción anterior aumenta.

c) La reacción anterior es espontánea a cualquier temperatura.

a) Verdadero:  $Q_p = Q_v + \Delta nRT$ . Como en este caso  $\Delta n = 6 - 7,5 = -1,5$ ,  $Q_p = Q_v - 1,5RT$ , en valor absoluto:

$Q_p > Q_v$ .

b) Falso ya que pasamos de 7,5 moles de sustancias gaseosas en los reactivos a 6 moles en los productos, por lo que aumenta el orden y, por tanto, disminuye la entropía.

c) Falso. La espontaneidad de una reacción viene dada por  $\Delta G$ , ( $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ ). Si  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ , la reacción será espontánea si la temperatura es lo suficientemente baja como para que se cumpla que  $|\Delta H| > |T\Delta S|$ .

4. Dada la reacción:  $N_2O(g) \rightarrow N_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$   $\Delta H = 43 \text{ kJ}$ ;  $\Delta S = 80 \text{ J/K}$

a) Justifique el signo positivo de la variación de entropía.

**b)** Si se supone que esas funciones termodinámicas no cambian con la temperatura, ¿será espontánea la reacción a 27° C?

**a)** Como en la reacción se pasa de 1 mol de sustancias gaseosas en los reactivos a 1,5 moles de sustancias gaseosas en los productos, habrá un aumento del desorden y, en consecuencia, de la entropía.

**b)**  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 43000 - 300 \cdot 80 > 0$  luego la reacción no será espontánea a la citada temperatura.

5. Indique, razonando la respuesta, si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones: **a)** La energía libre depende de la temperatura; **b)** No basta que una reacción sea exotérmica para que sea espontánea; **c)** En una reacción química la variación de entropía es siempre positiva.

**a)** Verdadero ya que  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ .

**b)** Verdadero. La espontaneidad de una reacción viene dada por  $\Delta G$ , ( $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ ). Si  $\Delta H < 0$  (reacción exotérmica) y  $\Delta S > 0$ , la reacción será siempre espontánea. Si  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ , la reacción será espontánea si la temperatura es lo suficientemente baja como para que se cumpla que  $|\Delta H| > |T\Delta S|$ .

**c)** Falso. Puede ser positiva o negativa dependiendo de que aumente o disminuya el grado de desorden de la misma.

6. Sabiendo que las entalpías de formación del  $\text{H}_2\text{O}$  (g) y del  $\text{CO}$  (g) son respectivamente  $-241,6$  kJ/mol y  $-110,5$  kJ/mol, respectivamente, para la reacción:  $\text{C}(s) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{CO}(g) + \text{H}_2(g)$ :

**a)** Dibuje el diagrama entálpico correspondiente.

**b)** Razone si dicha reacción es exotérmica o endotérmica.

**c)** Si las entropías de  $\text{C}(s)$ ,  $\text{H}_2\text{O}(g)$ ,  $\text{CO}(g)$  y  $\text{H}_2(g)$  son, respectivamente, 43,5; 188,7; 197,5 y 130,6 razone si la reacción anterior será espontánea a 25° C.

**Sol.:** Endotérmica; No espontánea

7. Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:

1)  $2 \text{H}_2\text{O}_2(l) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$   $\Delta H = -196$  kJ

2)  $\text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightarrow 2 \text{NH}_3(g)$   $\Delta H = -92,4$  kJ. Justifique:

**a)** El signo que probablemente tendrá la variación de entropía en cada caso.

**b)** El proceso que será siempre espontáneo.

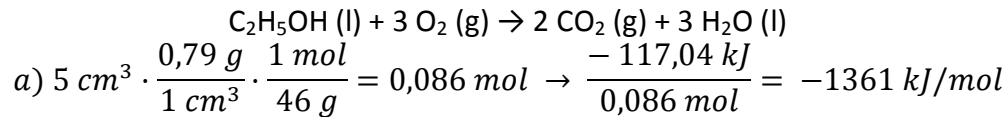
**c)** El proceso que dependerá de la temperatura para ser espontáneo.

**a)** En la ecuación 1)  $\Delta S > 0$  ya que aumenta el desorden al aumentar el número de moles de sustancias gaseosas al pasar de reactivos a productos. En la reacción 2)  $\Delta S < 0$  al disminuir el número de moles de sustancias gaseosas al pasar de reactivos a productos.

**b)** Será espontáneo el proceso 1) ya que la espontaneidad de una reacción viene dada por  $\Delta G$ , ( $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ ). Si  $\Delta H < 0$  (reacción exotérmica) y  $\Delta S > 0$ , la reacción será siempre espontánea.

**c)** El 2) ya que como  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$   $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ , la reacción será espontánea si la temperatura es lo suficientemente baja como para que se cumpla que  $|\Delta H| > |T\Delta S|$ .

8. En un calorímetro adecuado a 25° C y 1 atm de presión, se queman completamente  $5 \text{ cm}^3$  de alcohol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) produciéndose  $\text{CO}_2(g)$  y  $\text{H}_2\text{O}(l)$ . El calor desprendido a presión constante, es 117,04 kJ. Calcule: **a)** La variación de entalpía de combustión del etanol; **b)** La variación de energía interna a la temperatura de 25° C. DATOS: Densidad del etanol:  $0,79 \text{ g/cm}^3$ ;  $R = 8,31 \text{ J. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ . Masas atómicas:  $\text{H} = 1$ ;  $\text{C} = 12$ ;  $\text{O} = 16$ .



$$b) \Delta H = \Delta U + \Delta nRT \rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta nRT = -1361 - (-1) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298$$

$$= -1358,5 \text{ kJ/mol}$$

**9.** La combustión de 10 g de butano, en condiciones estándar, desprenden 492 kJ. Calcule:

**a)** El calor de combustión del butano a volumen constante.

**b)** El calor de formación del butano a presión constante.

Datos:  $\Delta H_f^0 [\text{CO}_2 \text{(g)}] = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O (l)}] = -286 \text{ kJ/mol}$ ;  $R = 8,31 \text{ J/K}\cdot\text{mol}$ .

**Sol.:**  $-2845 \text{ kJ/mol}$ ;  $-150,4 \text{ kJ/mol}$

**10.** Dada la reacción:  $\text{CaCO}_3 \text{(s)} \rightarrow \text{CaO (s)} + \text{CO}_2 \text{(g)}$ ; **a)** Determine la cantidad de calor, a presión constante, que es necesario suministrar para descomponer 3 kg de  $\text{CaCO}_3$ ; **b)** ¿Qué cantidad de  $\text{CaCO}_3$  se deberá utilizar para producir 7 kg de  $\text{CaO}$  si el rendimiento es del 90%? DATOS: Entalpías de formación (en kJ/mol):

( $\text{CaCO}_3$ ) =  $-1209,6$ ; ( $\text{CO}_2$ ) =  $-393,3$ ; ( $\text{CaO}$ ) =  $-635,1$ . Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40



$$a) \Delta H_R = \sum n_{\text{produc}} \cdot H_f \text{ prod} - \sum n_{\text{react}} \cdot H_f \text{ react}$$

$$= 1 \cdot (-635,1) - 1 \cdot (-393,3) - 1 \cdot (-1209,6) = 181,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\rightarrow 181,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot 3000 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g}} = 5436 \text{ kJ}$$

$$b) 7000 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 12500 \text{ g CaCO}_3$$

→ Como el rendimiento es del 90%, la cantidad que necesitaremos será:  $12500 \cdot \frac{100}{90} = 13899 \text{ g} = 13,9 \text{ kg}$

**11.** En la reacción del oxígeno molecular gaseoso con el cobre para formar óxido de cobre (II) se desprenden 2,30 kJ por cada gramo de cobre que reacciona, a 298 K y 760 mm Hg. Calcule:

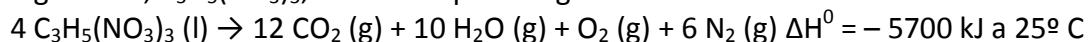
**a)** La entalpía de formación del óxido de cobre (II).

**b)** El calor desprendido a presión constante cuando reaccionan 100 L de oxígeno, medidos a 1,5 atm y 27°C.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ; Masa atómica Cu = 63,5.

**Sol.:**  $-146,05 \text{ kJ/mol}$ ;  $-1781,1 \text{ kJ}$

**12.** La nitroglicerina,  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$ , se descompone según la reacción:



**a)** Calcule la entalpía de formación estándar de la nitroglicerina y la variación de energía interna de la reacción de descomposición de la nitroglicerina; **b)** ¿Qué energía se desprende cuando se descomponen 100 g de nitroglicerina? Datos:  $\Delta H_f^0 [\text{CO}_2 \text{(g)}] = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^0 [\text{H}_2\text{O (g)}] = -241,8 \text{ kJ/mol}$  Masas atómicas: C = 12;

H = 1; O = 16; N = 14. R = 8,31 J. mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

$$\begin{aligned} a) \Delta H_R &= \sum n_{\text{produc}} \cdot H_f \text{ prod} - \sum n_{\text{react}} \cdot H_f \text{ react} \rightarrow -5700 \\ &= [12 \cdot (-393,5) + 10 \cdot (-241,8)] - [4 \cdot H_f] \rightarrow \\ H_f &= -360 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \rightarrow \end{aligned}$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT \rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta nRT = -5700 - 29 \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -5773 \text{ kJ/mol}$$

$$b) 100 \text{ g nitroglicerina} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{227 \text{ g}} \cdot \frac{-5700 \text{ kJ}}{4 \text{ mol}} = -627,7 \text{ kJ}$$

**13.** Para la obtención del tetracloruro de carbono según:  $\text{CS}_2 (\text{l}) + 3 \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4 (\text{l}) + \text{S}_2\text{Cl}_2 (\text{l})$

**a)** Calcule el calor de reacción, a presión constante, a 25°C y en condiciones estándar

**b)** ¿Cuál es la energía intercambiada en la reacción anterior, en las mismas condiciones, cuando se forma un litro de tetracloruro de carbono cuya densidad es 1,4 g/mL?

Datos:  $\Delta H_f^\circ [\text{CS}_2 (\text{l})] = 89'70 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ [\text{CCl}_4 (\text{l})] = -135'4 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H_f^\circ [\text{S}_2\text{Cl}_2 (\text{l})] = -59'8 \text{ kJ/mol}$ .

Masas atómicas: C = 12; Cl = 35'5.

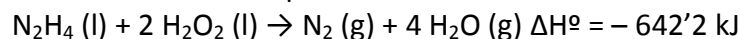
**Sol.:** -284,9 kJ; -2590 kJ

**14.** El proceso de fotosíntesis se puede representar por la ecuación:  $6 \text{CO}_2 (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{s}) + 6 \text{O}_2 (\text{g})$   $\Delta H = 3402,8 \text{ kJ}$ . Calcule: **a)** La entalpía de formación estándar de la glucosa; **b)** La energía necesaria para la formación de 500 g de glucosa mediante fotosíntesis. DATOS  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -285,8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$ . Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

$$\begin{aligned} a) \Delta H_R &= \sum n_{\text{produc}} \cdot H_f \text{ prod} - \sum n_{\text{react}} \cdot H_f \text{ react} \rightarrow 3402,8 \\ &= [1 \cdot H_f] - [6 \cdot (-393,5) + 6 \cdot (-285,8)] \rightarrow H_f = -673 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

$$b) 500 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{180 \text{ g}} \cdot \frac{3402,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 9452,2 \text{ kJ}$$

**15.** La reacción de la hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , con el peróxido de hidrógeno se usa en la propulsión de cohetes, según la siguiente ecuación termoquímica:



**a)** Calcule la entalpía de formación estándar de la hidracina.

**b)** Calcule el volumen en litros de los gases formados al reaccionar 320 g de hidracina con la cantidad adecuada de peróxido de hidrógeno a 600 °C y 650 mm de Hg.

Datos: Masas atómicas: H= 1; N=14;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}_2 (\text{l})] = -187'8 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{g})] = -241'8 \text{ kJ/mol}$ .

R= 0'082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.

$$\begin{aligned} a) \Delta H_R &= \sum n_{\text{produc}} \cdot H_f \text{ prod} - \sum n_{\text{react}} \cdot H_f \text{ react} \rightarrow -642,2 \\ &= 4 \cdot (-241,8) - [1 \cdot H_f + 2 \cdot (-187,8)] \rightarrow H_f = 50,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

$$b) 320 \text{ g } N_2H_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} \cdot \frac{5 \text{ mol gases}}{1 \text{ mol } N_2H_4} = 50 \text{ mol gases} \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{50 \cdot 0,082 \cdot 873}{\frac{650}{760}}$$

$$= 4186 \text{ L gases}$$

**16.** Las entalpías normales de combustión del carbono, hidrógeno y propanona, son respectivamente:

– 393,5; – 285,8 y – 1787,2 expresadas en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Calcule:

**a)** La entalpía de formación de la propanona ( $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ )

**b)** La energía que se desprende cuando se hayan recogido 13,45 L de  $\text{CO}_2$  medido a 1 atm y  $25^\circ\text{C}$  por la combustión de la propanona.

**Sol.:** –249,8 kJ/mol; 327,9 kJ

**17.** El hierro se obtiene en los altos hornos mediante la reacción:

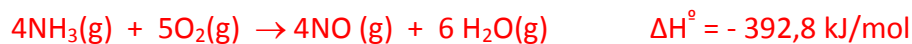


Sabiendo que las entalpías de formación, en kJ/mol, valen  $\text{CO}(\text{g})[-110,5]$ ,  $\text{CO}_2(\text{g})[-393,5]$ ;  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})[-822,5]$ . Calcule: **a)** la entalpía de la reacción. **b)** Qué cantidad de calor, a presión constante, será necesaria para obtener 168 g de hierro.

Dato: Masa atómica: Fe = 56

**Sol.:** –26,5 kJ; –79,5 kJ

**18.** Dada la reacción:



Calcule:

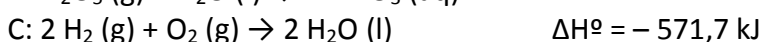
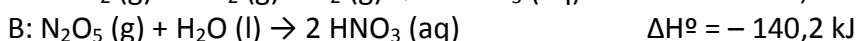
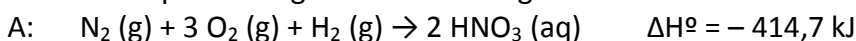
**a)** La entalpía de formación del amoníaco.

**b)** Los kJ que se desprenden cuando se consumen 100 litros de amoníaco a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión.

Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{NO}) = 92,2 \text{ kJ/mol}$ ;  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -241,8 \text{ kJ/mol}$ .

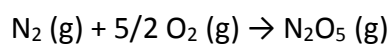
**Sol.:** –172,3kJ/mol; –402.62 kJ

**19. a)** Determine la entalpía del proceso en el cual se forma 1 mol de  $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$  a partir de los elementos que lo integran. Utilice los siguientes datos:

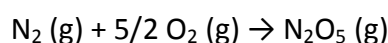
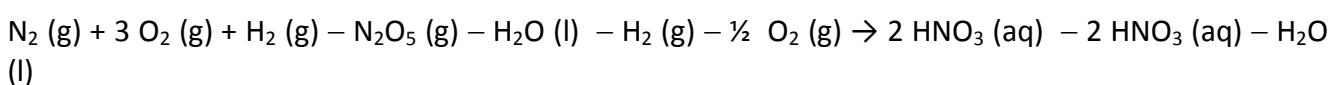


**b)** La energía necesaria para la formación de 100 L de  $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$  a  $50^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión a partir de los elementos que lo integran.

Datos:  $R = 0,082 \text{ at}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$



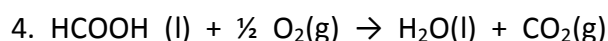
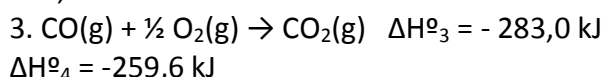
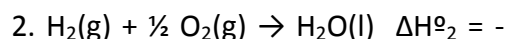
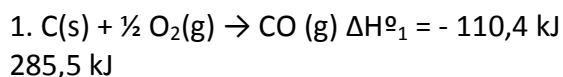
De acuerdo con la ley de Hess, la ecuación anterior se puede obtener de las ecuaciones termoquímicas que nos dan en el enunciado de la siguiente manera:  $A - B - \frac{1}{2}C$



$$\Delta H_f^0 = -414,7 - (-140,2) - \frac{1}{2}(-571,7) = 11,35 \text{ kJ/mol}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 100}{0,082 \cdot 303} = 4 \text{ mol } N_2O_5 \rightarrow 4 \text{ mol } \frac{11,35 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = 45,4 \text{ kJ}$$

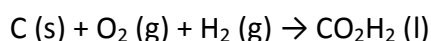
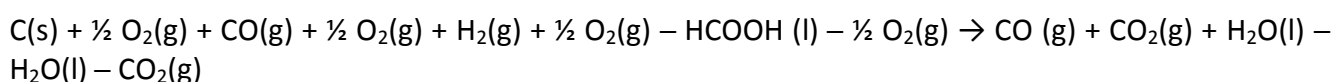
**20. a)** Calcula el calor de formación del ácido metanoico (HCOOH) a partir de los siguientes calores de reacción:



**b)** ¿Qué cantidad de calor se desprenderá en la formación de 100 g de ácido metanoico?



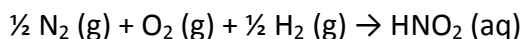
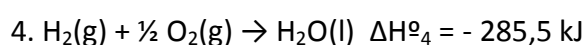
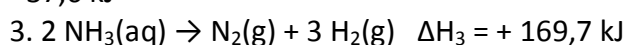
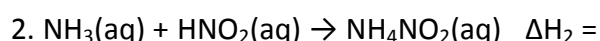
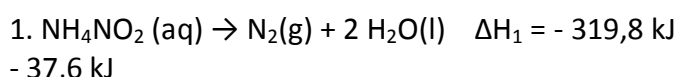
De acuerdo con la ley de Hess, la ecuación anterior se puede obtener de las ecuaciones termoquímicas que nos dan en el enunciado de la siguiente manera: 1 + 2 + 3 - 4



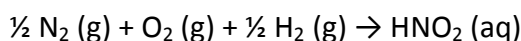
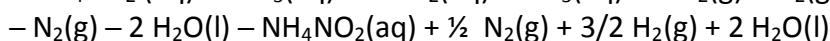
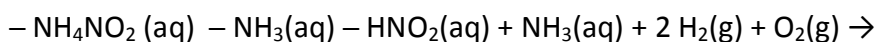
$$\Delta H_f^0 = (-110,4) + (-283,0) + (-285,5) - (-259,6) = -419,3 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{b) } 100 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g}} \cdot \frac{-419,3}{1 \text{ mol}} = -911,5 \text{ kJ}$$

**21.** Determine la entalpía molar de formación del ácido nitroso disuelto a partir de los siguientes datos:



De acuerdo con la ley de Hess, la ecuación anterior se puede obtener de las ecuaciones termoquímicas que nos dan en el enunciado de la siguiente manera: -1 - 2 +  $\frac{1}{2}$  · 3 + 2 · 4



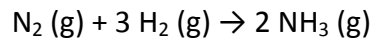
$$\Delta H_f^0 = -(-319,8) - (-37,6) + \frac{1}{2}(169,7) + 2 \cdot (-285,5) = -128,75 \text{ kJ/mol}$$

**22. a)** Calcule la variación de entalpía de formación del amoníaco, a partir de los siguientes datos de energías de enlace:  $E(\text{H-H}) = 436 \text{ kJ/mol}$ ;  $E(\text{N-H}) = 389 \text{ kJ/mol}$ ;  $E(\text{N-N}) = 945 \text{ kJ/mol}$ .

**b)** Calcule la variación de energía interna en la formación del amoníaco a la temperatura de  $25^\circ\text{C}$ .

Dato:  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

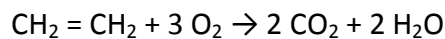
**a)**



$$\begin{aligned} \Delta H_r &= \sum H_{\text{enlaces rotos}} - \sum H_{\text{enlaces formados}} = [1 \cdot (\text{N} \equiv \text{N}) + 3 \cdot (\text{H}-\text{H})] - [2 \cdot 3 \cdot (\text{N}-\text{H})] \\ &= 1 \cdot 945 + 3 \cdot 436 - 6 \cdot 389 = -81 \text{ kJ} \rightarrow \Delta H_f = \frac{-81}{2} = -40,5 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } \Delta H &= \Delta U + \Delta nRT \rightarrow \Delta U = \Delta H - \Delta nRT = -81 - (-2) \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -76 \text{ kJ} \rightarrow \Delta U_f \\ &= \frac{-76}{2} = -38 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

**23. a)** Hallar la entalpía de combustión del eteno si las energías medias de enlace son (kJ/mol):  $(\text{C}=\text{C}) = 606,1$ ;  $(\text{C}-\text{H}) = 409,6$ ;  $(\text{O}=\text{O}) = 489,1$ ;  $(\text{C}=\text{O}) = 723,1$ ;  $(\text{O}-\text{H}) = 455,6$ . **b)** Calcular la cantidad de calor que acompaña a la reacción de combustión cuando se consumen 113 L de aire en c.n. suponiendo que el aire contiene un 21% de oxígeno en volumen.



$$\begin{aligned} \Delta H_f &= \sum H_{\text{enlaces rotos}} - \sum H_{\text{enlaces formados}} \\ &= [4 \cdot (\text{C}-\text{H}) + 1 \cdot (\text{C}=\text{C}) + 3 \cdot (\text{O}=\text{O})] - [2 \cdot 2 \cdot (\text{C}=\text{O}) + 2 \cdot 2 \cdot (\text{O}-\text{H})] \\ &= 4 \cdot 409,6 + 1 \cdot (606,1) + 3 \cdot 489,1 - 4 \cdot (723,1) - 4 \cdot 455,6 = -1003 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

$$\text{b) } 113 \text{ L aire} \cdot \frac{21 \text{ L O}_2}{100 \text{ L aire}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L (c.n.)}} \cdot \frac{-1003 \text{ kJ}}{3 \text{ mol}} = -354,2 \text{ kJ}$$

**24.** Sabiendo que las energías medias de los enlaces C-H; C-C; y H-H, son 413,8; 347; y 437,4 kJ/mol, Calcule, para la reacción:  $3 \text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g})$ ,

**a)** El calor de reacción a presión constante.

**b)** El calor de reacción a volumen constante.

**Sol.:** 86,4 kJ; 86,4 kJ

**25.** Conocidas las energías medias de enlace en kJ/mol:  $(\text{C}-\text{H})=414$ ;  $(\text{C}-\text{C})=347$ ;  $(\text{O}-\text{H})=464$ ;  $(\text{C}-\text{O})=360$ ,  $(\text{O}=\text{O})=498$  y  $(\text{C}=\text{O})=799$ . Calcule:

**a)** La entalpía de la reacción:  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-O-CH}_3$ , en condiciones estándar.

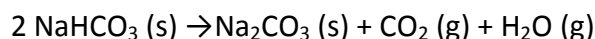
**b)** La entalpía de combustión del etanol ( $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ ) con formación de agua líquida y dióxido de carbono. (Recuerda ajustar previamente la reacción).

**Sol.:** 37 kJ;  $-1245 \text{ kJ/mol}$

**26.** La descomposición térmica del hidrogenocarbonato de sodio (sólido) produce carbonato de sodio (sólido), dióxido de carbono (gas) y agua (gas). Ajuste la reacción correspondiente y a partir de los siguientes valores:

Compuesto	$\Delta H_f^0$ (kJ·mol <sup>-1</sup> )	$S^0$ (J·mol <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup> )
NaHCO <sub>3</sub> (s)	- 947,7	102
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (s)	- 1132,0	136
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5	214
H <sub>2</sub> O (g)	- 241,8	189

**a)** Indique si la reacción es exotérmica o endotérmica y si se produce un aumento o una disminución de entropía. **b)** Calcule el valor de  $\Delta G^0$  a 298 K y justifique si la reacción es espontánea. Razone si puede influir la temperatura y cómo en la espontaneidad.



$$\Delta H_R = \sum n_{\text{produc}} \cdot H_{f \text{ produc}} - \sum n_{\text{react}} \cdot H_{f \text{ react}} \rightarrow \Delta H_R = [(-1132) + (-393,5) + (-241,8)] - [2 \cdot (-947,7)] = 128,1 \text{ kJ}$$

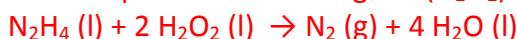
$$\Delta S_R = \sum n_{\text{produc}} \cdot S_{f \text{ produc}} - \sum n_{\text{react}} \cdot S_{f \text{ react}} \rightarrow \Delta S_R = [136 + 214 + 189 - 2 \cdot 102] = 335 \text{ J}$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 128,1 - 298 \cdot 335 \cdot 10^{-3} = 28,27 \text{ kJ} > 0 \rightarrow \text{Reacción no espontánea}$$

Para que la reacción sea espontánea  $\Delta G < 0$ , por lo que la reacción será espontánea siempre que  $|\Delta H| < |T\Delta S|$ . Para ello:

$0 = 128,1 - 335 \cdot 10^{-3} \cdot T \rightarrow T = 128,1 / 335 \cdot 10^{-3} = 382,4 \text{ K}$ . Por tanto a temperaturas superiores a 382,4 K el proceso será espontáneo.

**27.** La hidracina (N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) reacciona con el peróxido de hidrógeno (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) según la ecuación:



**a)** Calcule, a partir de los datos de la tabla, la variación de entalpía estándar y la variación de entropía estándar de esta reacción.

**b)** Justifique si la reacción será espontánea a 25° C en condiciones estándar.

**c)** Calcule la cantidad de energía producida a partir de 1 kg de hidracina.

	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (l)	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (l)	N <sub>2</sub> (g)	H <sub>2</sub> O (l)
$\Delta H_f^0$ (kJ/mol)	50,63	- 187,78	0	- 285,8
$S^0$ (J/K·mol)	121,21	109,6	191,61	69,91

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16

**Sol.:** -817,03 kJ, 130,84 J; Reacción espontánea; 25532,2 kJ

### P.A.U. 2016

**28.** Dada la siguiente ecuación termoquímica:  $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ ;  $\Delta H$  -483,6 kJ, justifique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles falsas:

**a)** Al formarse 18 g de agua en condiciones estándar se desprenden 483,6 kJ.

**b)** Dado que  $\Delta H < 0$ , la formación del agua es un proceso espontáneo.

**c)** La reacción de formación del agua será muy rápida.

Masas atómicas: H = 1; O = 16

**Sol.:** F; F; F



**29. a)** La reacción  $\text{CuO (s)} + \text{H}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{Cu (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}$ , ¿es exotérmica o endotérmica? Justifique la respuesta.

**b)** Dibuje el diagrama entálpico correspondiente.

**c)** Razone cuál será el signo de  $\Delta S$  para dicha reacción.

Datos:  $\Delta H_f^\circ(\text{CuO (s)}) = -161,1 \text{ kJ/mol}$  y  $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O (l)}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$ .

**Sol.:** Exotérmica;  $\Delta S < 0$

**30. a)** Calcule el calor de formación del metano a presión constante, en condiciones estándar a 25° C, a partir de los siguientes datos:

$\text{C (s)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{(g)} \quad \Delta H^\circ = -393,5 \text{ kJ/mol}$

$\text{H}_2 \text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} \quad \Delta H^\circ = -285,8 \text{ kJ/mol}$

$\text{CH}_4 \text{(g)} + \text{O}_2 \text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{(g)} + \text{H}_2\text{O (l)} \quad \Delta H^\circ = -890,4 \text{ kJ/mol}$

**b)** Calcular el calor producido cuando se queman  $10 \text{ m}^3$  de metano medido a 1 atm de presión y a 25° C.

Dato:  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

**Sol.:**  $-74,7 \text{ kJ/mol}$ ;  $-3,64 \cdot 10^5 \text{ kJ}$

**31.** Para la reacción de obtención de aluminio a partir de la bauxita a 25 °C:



se sabe que  $\Delta H^\circ = 1675,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  a 25° C.

**a)** Calcule la cantidad de energía calorífica necesaria para obtener el aluminio preciso para obtener seis latas de aluminio para refresco de 13,5 g de masa cada una.

**b)** Sabiendo que para la reacción del enunciado la  $\Delta S^\circ = 313,4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ , determine a partir de qué temperatura la reacción es espontánea, suponiendo que los valores de las magnitudes termodinámicas no varíen con la temperatura.

Dato: Masa atómica Al = 27

**Sol.:** 2513,55 kJ; > 5347 K

**32. a)** En la reacción de combustión de un mol propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) a 127 °C y presión constante se desprenden 2200 kJ. Calcule el calor de reacción a volumen constante a la misma temperatura considerando que todas las especies están en estado gaseoso.

**b)** Calcule la entalpía estándar de combustión del propano, sabiendo que las energías medias de los enlaces C-C, C-H, O=O, C=O y O-H son, respectivamente, 347; 414; 498,7; 745 y 460  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Dato:  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

**Sol.:**  $-2203,3 \text{ kJ/mol}$ ;  $-1650,5 \text{ kJ/mol}$

**33.** Para la reacción  $2 \text{H}_2\text{S (g)} + \text{SO}_2 \text{(g)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O (l)} + 3 \text{S (s)}$  a 25° C

Determine:

**a)** Los valores de  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$

**b)** Prediga si es espontánea o no a esa temperatura.

Datos a 25° C

	$\text{H}_2\text{S (g)}$	$\text{H}_2\text{O (l)}$	$\text{SO}_2 \text{(g)}$	$\text{S (s)}$
$\Delta H_f^\circ \text{(kJ/mol)}$	-20,6	-285,8	-296,8	0
$S^\circ \text{(J/mol} \cdot \text{K)}$	205,8	69,9	248,2	31,8

**Sol.:**  $-233,6 \text{ kJ/mol}$ ,  $-424,6 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$ ; Reacción espontánea

**34. a)** Determinar el calor de formación del  $C_4H_{10}$  (g) utilizando los valores de las entalpías que se dan más adelante.

**b)** Para fundir una determinada cantidad de sodio se necesitan  $1,98 \cdot 10^5$  kJ. ¿Cuántos kg de gas butano serán necesarios quemar para conseguir fundir el sodio?

Datos:  $\Delta H_f^\circ H_2O (l) = -285,8$  kJ/mol,  $\Delta H_f^\circ CO_2 (g) = -393,5$  kJ/mol,  $\Delta H_{\text{combustión}}^\circ C_4H_{10} (g) = -2878,6$  kJ·mol<sup>-1</sup>. Masas atómicas: H = 1; C = 12

**Sol.:** -124,4 kJ/mol; 3,99 kg

*Nota: Las soluciones son solo orientativas. Puede tener errores de transcripción y/o cálculo.*