



Ejercicios TERMOQUÍMICA

Química 2º Bachillerato

1. **PAU-15M.** El amoníaco gas, a 25°C, puede oxidarse en presencia de oxígeno molecular, dando NO y agua.
- Escriba y ajuste esta reacción, y calcule su variación de entalpía.
 - Calcule ΔG° para la reacción indicada.
 - Calcule ΔS° a 25°C y justifique su signo.
 - Determine la temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea.
- Datos: ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): NH₃ (g) = - 46; NO (g) = 90; H₂O (l) = - 286. ΔG_f° (kJ·mol⁻¹): NH₃ (g) = - 17; NO (g) = 86; H₂O (l) = - 237; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

Solución

- $4 \text{ NH}_3 (\text{g}) + 5 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{ NO} (\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$
 $\Delta H^\circ = 4 \times \Delta H_f^\circ (\text{NO}) + 6 \times \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) - 4 \times \Delta H_f^\circ (\text{NH}_3) = 4 \times 90 + 6 \times (-286) - 4 \times (-46) = -1172 \text{ kJ.}$
- $\Delta G^\circ = 4 \times \Delta G_f^\circ (\text{NO}) + 6 \times \Delta G_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) - 4 \times \Delta G_f^\circ (\text{NH}_3) = 4 \times 86 + 6 \times (-237) - 4 \times (-17) = -1010 \text{ kJ.}$
- $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$; $\Delta S^\circ = (\Delta H^\circ - \Delta G^\circ) / T = (-1172 + 1010) / 298 = -0,54 \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1} = -540 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} < 0$, como corresponde a una reacción en la que disminuye el número de moles gaseosos.
- $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 0$; $T = \Delta H^\circ / \Delta S^\circ = -1172 / (-0,54) = 2170 \text{ K.}$ Será espontánea si $T < 2170 \text{ K.}$
Es válido si dividen todos los coeficientes estequiométricos entre 2, con lo cual ΔH° , ΔS° y ΔG° son la mitad.

2. **PAU-15S_B.** Considere la reacción de combustión del butano gaseoso.
- Formule y ajuste dicha reacción.
 - Estime la variación de entalpía de la reacción a partir de las energías de enlace.
 - Calcule la variación de entalpía de la reacción a partir de las entalpías de formación.
 - Teniendo en cuenta que en el apartado b) se supone que los productos están en estado gaseoso, utilice los resultados de los apartados b) y c) para estimar la entalpía de vaporización molar del agua.
- Datos. Energías enlace (kJ·mol⁻¹): C-H = 415,0; C-C = 347,0; O-H = 460,0; C=O = 802,0; O=O = 498,0.
 ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): butano (g) = -125,6; CO₂ (g) = -393,5; H₂O (l) = -285,8.
3. **PAU-15J_A.** Escriba las reacciones químicas ajustadas a las que corresponden las siguientes variaciones de entalpía estándar, incluyendo el estado de agregación de reactivos y productos. Indique si son endotérmicas o exotérmicas.
- ΔH_f° propano (g) = - 103,8 kJ·mol⁻¹
 - ΔH_f° combustión ácido propanoico (l) = -1527 kJ·mol⁻¹
 - ΔH_f° pentaóxido de dinitrógeno (g) = 90,4 kJ·mol⁻¹
 - ΔH_f° eteno (g) = 52,4 kJ·mol⁻¹
4. **PAU-15J_B.** Para la reacción: $2 \text{ NH}_3 (\text{g}) + 5/2 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ NO} (\text{g}) + 3 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$:
- Calcule la entalpía estándar de la reacción. Indique si la reacción es exotérmica.
 - Prediga el signo de la entropía y justifique en qué condiciones de temperatura la reacción es espontánea.
 - Calcule la masa (en kg) de NO que se produce en la combustión de 1 kg de amoníaco.
- Datos. ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): NH₃ (g) = - 46,19; NO (g) = 90,29; H₂O (l) = - 285,8. Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.
5. **PAU-14J.** El denominado “gas de síntesis” se obtiene al calentar carbón a temperaturas elevadas en presencia de vapor de agua, obteniéndose hidrógeno molecular y monóxido de carbono.
- Formule la reacción de obtención del gas de síntesis y calcule:
 - el calor intercambiado al reaccionar 150 g de carbón, con un contenido en carbono del 80% en masa.
 - el volumen de CO (g) desprendido en la reacción del apartado b), medido a 2000 mm Hg y 300°C.
- Datos. ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): CO (g) = -110,5; H₂O (g) = -242,8. Masa atómica: C = 12. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹
6. **PAU-14M.** La combustión del diborano B₂H₆ ocurre según la reacción: $\text{B}_2\text{H}_6 (\text{g}) + 3 \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 3 \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$
- Calcule la entalpía de la reacción de combustión.
 - Calcule la energía que se libera cuando reaccionan 4,0 g de B₂H₆.
 - ¿Qué dato adicional necesitaría para calcular la entalpía de formación del diborano gaseoso si solo dispusiera de la entalpía de combustión del diborano (g) y de las entalpías de formación del B₂O₃ (s) y del agua líquida?
- Datos. masas atómicas: B = 10,8; O = 16; H = 1; ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): B₂H₆ (g) = -57; B₂O₃ (s) = -1273; H₂O (g) = - 241

7. **PAU-14S.** Se denominan gases licuados del petróleo (GLP) a mezclas de propano y butano que pueden utilizarse como combustible en diferentes aplicaciones. Cuando se quema 1 kg de una muestra de GLP en exceso de oxígeno, se desprenden $4,95 \cdot 10^4$ kJ. Calcule:
- Las entalpías molares de combustión del propano y del butano.
 - Las cantidades (en moles) de propano y butano presentes en 1 kg de la muestra de GLP.
 - La cantidad (en kg) de CO_2 emitida a la atmósfera en la combustión de 1 kg de la muestra de GLP.
- Datos. ΔH_f° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): propano (l) = -119,8; butano (l) = -148,0; CO_2 (g) = -393,5; H_2O (l) = -285,8. Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Solución

a) Combustión del propano: $\text{C}_3\text{H}_8(\text{l}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l})) = 3 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 4 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - \left[\Delta H_f^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l})) + 5 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{O}_2(\text{g})) \right]$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l})) = 3 \cdot (-393,5) + 4 \cdot (-285,8) - (-119,8) = -2203,9 \text{ kJ} \quad \text{Reacción exotérmica.}$$

Combustión del butano: $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l}) + \frac{13}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{g}) + 5\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l})) = 4 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 5 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - \left[\Delta H_f^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l})) + \frac{13}{2} \cdot \Delta H_f^\circ(\text{O}_2(\text{g})) \right]$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l})) = 4 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-285,8) - (-148,0) = -2855,0 \text{ kJ} \quad \text{Reacción exotérmica.}$$

b) $\Delta Q = n(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l})) \cdot \Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l})) + n(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l})) \cdot \Delta H_c^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l}))$

$$\frac{m(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l}))}{M(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l}))} \cdot \Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l})) + \frac{m(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l}))}{M(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l}))} \cdot \Delta H_c^\circ(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l})) = \Delta Q$$

$$\frac{m(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l}))}{44} \cdot (-2203,8) + \frac{m(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l}))}{58} \cdot (-2855) = -4,95 \times 10^4$$

$$\left. \begin{aligned} m(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l})) + m(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l})) &= 1000 \\ m(\text{C}_3\text{H}_8(\text{l})) &= 320 \text{ g} \\ m(\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l})) &= 680 \text{ g} \end{aligned} \right\}$$

$n(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_8)}{M(\text{C}_3\text{H}_8)} = \frac{320 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 7,27 \text{ mol}$ $n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = \frac{m(\text{C}_4\text{H}_{10})}{M(\text{C}_4\text{H}_{10})} = \frac{680 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 11,72 \text{ mol}$ $n(\text{CO}_2) = 68,69 \text{ mol}$

c) $n(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2)_{\text{Combustión } \text{C}_3\text{H}_8} + n(\text{CO}_2)_{\text{Combustión } \text{C}_4\text{H}_{10}} = 3 \cdot n(\text{C}_3\text{H}_8) + 4 \cdot n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 3 \cdot 7,27 + 4 \cdot 11,72$ $m(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = 68,69 \text{ mol} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3022,4 \text{ g}$

8. **PAU-13J.** El propano es uno de los combustibles fósiles más utilizados.
- Formula y ajusta su reacción de combustión.
 - Calcula la entalpía estándar de combustión e indica si el proceso es exotérmico o endotérmico.
 - Halla volumen de CO_2 , que se obtiene a 25°C y 760 mm Hg , si la energía intercambiada es 5.990 kJ .
- Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Energías medias de enlace ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): (C - C) = 347; (C - H) = 415; (O - H) = 460; (O = O) = 494; (C = O) = 730

9. **PAU-13S.** En condiciones estándar, al quemar $2,5 \text{ g}$ de etanol se desprenden 75 kJ y al hacer lo mismo con $1,5 \text{ g}$ de ácido acético se obtienen 21 kJ . Calcula para el proceso: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- Los calores de combustión molares de etanol y ácido acético.
 - El valor de ΔH° y ΔU para la reacción del enunciado.
- Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Ar (H) = 1 u; Ar(O) = 16 u; Ar(C) = 12 u.

10. **PAU-13M.** En un acuario es necesario que haya una cierta cantidad de CO_2 disuelto en el agua para que las plantas sumergidas puedan realizar la fotosíntesis, en la que se libera oxígeno que ayuda a su vez a la respiración de los peces. Si suponemos que en la fotosíntesis el CO_2 se transforma en glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$):
- Formule y ajuste la reacción global del proceso de la fotosíntesis.
 - Calcule cuántos gramos de CO_2 hay que aportar al acuario en un día, para mantener una población de peces que consume en ese periodo 10 L de O_2 , medidos a 700 mm Hg y 22°C .
 - Calcule cuántos gramos de glucosa se producen en las plantas del acuario en un día.
 - Determine la entalpía de reacción del proceso de la fotosíntesis.
- ΔH_f° (kJ/mol): agua (l) = -286; CO_2 (g) = -394; glucosa (s) = -1271; Ar: C=12; H=1; O=16. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Solución

- $6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2$
- $n(\text{O}_2) = pV / RT = (700/760) \cdot 10 / (0,082 \cdot 295) = 0,38 \text{ mol} = n(\text{CO}_2)$
masa (CO_2) = $0,38 \cdot (12 + 2 \cdot 16) = 16,7 \text{ g}$
- $n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = n(\text{O}_2) / 6 = 0,063 \text{ mol}$
masa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) = $0,063 \cdot (6 \cdot 12 + 12 + 6 \cdot 16) = 11,3 \text{ g}$
- $\Delta H_r = \Delta H_f(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) - 6 \cdot \Delta H_f(\text{CO}_2) - 6 \cdot \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) = -1271 - 6 \cdot (-394) - 6 \cdot (-286) = 2809 \text{ kJ}$

11. **PAU-12J.** El método de Berthelot para la obtención de benceno (C_6H_6) consiste en hacer pasar acetileno (etino) a través de un tubo de porcelana calentado al rojo:
- Escriba y ajuste la reacción de obtención.
 - Determine la energía (expresada en kJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno.
 - Calcule ΔH° de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno.
- Datos. Masas atómicas: H=1 y C=12. Entalpías de combustión ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): Acetileno: -1300; Benceno: -3270.

12. PAU-12S. La levadura y otros microorganismos fermentan la glucosa a etanol y dióxido de carbono:

- a) Aplicando la ley de Hess, halla la entalpía estándar de la reacción. $C_6H_{12}O_6(s) \rightarrow 2 C_2H_5OH(l) + 2 CO_2(g)$
 b) Calcula la energía desprendida en la obtención de 4,6 g de etanol.
 c) ¿Para qué temperaturas será espontánea la reacción? Razona la respuesta.

Datos: $\Delta H^\circ_{\text{combustión}}$ (kJ·mol⁻¹): glucosa = - 2.813; etanol = - 1.367. Ar(C) = 12 u; Ar (H) = 1 u; Ar(O) = 16 u

13. PAU-12MA. - Se quema 1 ton de carbón, que contiene un 8% (en peso) de azufre, liberando CO₂(g) y SO₂(g). Halle:

- a) El calor total obtenido en dicha combustión.
 b) El volumen de CO₂ desprendido, medido a 1 atm y 300 K.
 c) La masa de SO₂ desprendida.
 d) Si todo el SO₂ se convirtiese en ácido sulfúrico, generando lluvia ácida, ¿qué masa de ácido sulfúrico se puede producir? Suponga que un mol de SO₂ produce un mol de H₂SO₄.

Datos. R=0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; Masas atóm: H=1; C=12; O=16; S = 32; ΔH°_f (kJ·mol⁻¹): CO₂ = - 393; SO₂ = -297.

14. PAU-12MB.- Se quema benceno en exceso de oxígeno, liberando energía.

- a) Formule la reacción de combustión del benceno.
 b) Calcule la entalpía de combustión estándar de un mol de benceno líquido.
 c) Calcule el volumen de oxígeno, medido a 25°C y 5 atm, necesario para quemar 1 L de benceno líquido.
 d) Calcule el calor necesario para evaporar 10 L de benceno líquido.

Datos. ΔH°_f (kJ·mol⁻¹): benceno (l) = 49; benceno (g) = 83; agua (l) = - 286; CO₂ (g) = - 393.

densidad benceno (l) = 0,879 g·cm⁻³. Masas atómicas: C = 12; H = 1; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

15. PAU-11M. Para la reacción $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$, calcule:

- a) La entalpía y la energía Gibbs estándar a 298 K.
 b) La entropía de reacción estándar a 298 K.
 c) La temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea en condiciones estándar.
 d) el valor de la entropía molar del Cl₂. Datos a 298 K:

	$\Delta H^\circ_f / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$\Delta G^\circ_f / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$S^\circ / \text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
PCl ₅	-374,9	-305,0	365
PCl ₃	-287,0	-267,8	312

Solución

a) $\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_f(\text{PCl}_3) + \Delta H^\circ_f(\text{Cl}_2) - \Delta H^\circ_f(\text{PCl}_5) = 87,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$\Delta G^\circ = \Delta G^\circ_f(\text{PCl}_3) + \Delta G^\circ_f(\text{Cl}_2) - \Delta G^\circ_f(\text{PCl}_5) = 37,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ donde $\Delta H^\circ_f(\text{Cl}_2) = \Delta G^\circ_f(\text{Cl}_2) = 0$.

b) $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = (\Delta H^\circ - \Delta G^\circ) / T = 170 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

c) Reacción espontánea a partir del cambio de signo de ΔG° :

$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 0 \Rightarrow T = \Delta H^\circ / \Delta S^\circ = 517 \text{ K} \Rightarrow$ Reacción espontánea si $T > 517 \text{ K}$.

d) $\Delta S^\circ = S^\circ(\text{PCl}_3) + S^\circ(\text{Cl}_2) - S^\circ(\text{PCl}_5)$ $S^\circ(\text{Cl}_2) = \Delta S^\circ - S^\circ(\text{PCl}_3) + S^\circ(\text{PCl}_5) = 223 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

16. PAU-11JA. La entalpía de combustión de un hidrocarburo gaseoso C_nH_{2n+2} es de -2220 kJ·mol⁻¹, calcule:

- a) La fórmula molecular de este hidrocarburo.
 b) La energía desprendida en la combustión de 50 L de este gas, medidos a 25 °C y 1 atm.
 c) La masa de H₂O (l) que se obtendrá en la combustión anterior.

ΔH°_f (kJ·mol⁻¹): CO₂(g) = - 393; H₂O (l) = - 286; C_nH_{2n+2} (g) = - 106. Masas atóm: H=1;O=16. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

17. PAU-11SA. El acetileno o etino (C₂H₂) se hidrogena para producir etano. Calcule a 298 K:

- a) La entalpía estándar de la reacción.
 b) energía de Gibbs estándar de reacción.
 c) La entropía estándar de reacción.
 d) La entropía molar del hidrógeno.

Datos a 298 K	$\Delta H^\circ_f / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$\Delta G^\circ_f / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	$S^\circ / \text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
C ₂ H ₂	227	209	200
C ₂ H ₆	- 85	- 33	230

18. PAU-11JB. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando en cada caso su respuesta:

- a) Si una reacción es endotérmica y se produce un aumento de orden del sistema entonces nunca es espontánea.
 b) Las reacciones exotérmicas tienen energías de activación negativas.
 c) Si una reacción es espontánea y ΔS es positivo, necesariamente debe ser exotérmica.
 d) Una reacción $A + B \rightarrow C + D$ tiene una $\Delta H = -150 \text{ kJ}$ y una energía de activación de 50 kJ, por tanto la energía de activación de la reacción inversa es de 200 kJ.

- 19. PAU-11S_B.** Dados los procesos de licuación del hidrógeno: $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{l}), \Delta H_1 = -1,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; y de combustión del mismo: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}), \Delta H_c = -242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Justifique si las afirmaciones son verdaderas o falsas:
- En ambos procesos $\Delta S < 0$.
 - Ambos procesos son espontáneos a cualquier temperatura.
 - Para la combustión $\text{H}_2(\text{l}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ se tiene $\Delta H^\circ_c = -241 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
 - La energía de cada enlace O-H es $242/2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 20. PAU-10M_A.** En la reacción de combustión del metanol líquido se produce $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Sabiendo que el metanol tiene una densidad de $0,79 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, calcule:
- La entalpía estándar de combustión del metanol líquido.
 - La energía desprendida en la combustión de 1 L de metanol.
 - El volumen de oxígeno necesario para la combustión de 1 L de metanol, medido a 37°C y 5 atm.
- Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.
Entalpías estándar de formación en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$: metanol (l) = -239 ; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -294$.

Solución

- $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 $\Delta H^\circ(\text{combustión}) = (-393) + 2 \times (-294) - (-239) = -742 \text{ kJ}$ por cada mol de metanol quemado.
- moles $\text{CH}_3\text{OH} = 1000 \times 0,79 / (12 + 16 + 4) = 24,7$ moles
E desprendida: $24,7 \times 742 = 18327 \text{ kJ}$
- moles $\text{O}_2 = 24,7 \times 3/2 = 37,1$ moles; $PV = nRT$; $V = 37,1 \times 0,082 \times 310 / 5$; $V = 188,6 \text{ L}$

- 21. PAU-10M_B.** Considere la combustión de tres sustancias: carbón, hidrógeno molecular y etanol.
- Ajuste las correspondientes reacciones de combustión.
 - Indique razonadamente cuáles de los reactivos o productos de las mismas tienen entalpía de formación nula.
 - Escriba las expresiones para hallar las entalpías de combustión de cada reacción a partir de las entalpías de formación.
 - Escriba la expresión de la entalpía de formación del etanol en función únicamente de las entalpías de combustión de las reacciones del apartado a).

- 22. PAU-09J.** Para la reacción $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$
- Calcule la entalpía de reacción a 25°C .
 - Calcule hasta qué temperatura la reacción será espontánea, sabiendo que para esta reacción $\Delta S^\circ = -146,4 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$.
 - Si reaccionan 2 L de NO, medidos a 293 K y 1,2 atm, con exceso de O_2 , ¿cuánto calor se desprenderá?
Datos: $\Delta H^\circ_f(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$: $\text{NO}(\text{g}) = 90,25$; $\text{NO}_2(\text{g}) = 33,18$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

- 23. PAU-09S.** La reacción de combustión de un hidrocarburo saturado es: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + (3n+1)/2 \text{O}_2 \rightarrow n \text{CO}_2 + (n+1) \text{H}_2\text{O}$. Justifique las siguientes afirmaciones:
- Si todos los hidrocarburos tuviesen igual valor de entalpía de formación, se desprendería mayor cantidad de energía cuanto mayor fuera el valor de n.
 - El valor de la entalpía de reacción no cambia si la combustión se hace con aire en lugar de oxígeno.
 - Cuando la combustión no es completa se obtiene CO y la energía que se desprende es menor.
 - El estado de agregación del H_2O afecta al valor de la energía desprendida, siendo mayor cuando se obtiene en estado líquido. Datos. $\Delta H^\circ_f(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$: $\text{CO}_2 = -393$, $\text{CO} = -110$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285$, $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241$.

Solución

- $\Delta H^\circ_r = n \cdot \Delta H^\circ_f(\text{CO}_2) + (n+1) \cdot \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_n\text{H}_{2n+2})$
Como las entalpías de formación de CO_2 y H_2O son negativas, si la entalpía de formación de todos los hidrocarburos fuera la misma, cuanto mayor fuera n, más negativa sería la entalpía de reacción y más calor se desprendería.
- La entalpía de reacción depende de la estructura y estado físico de productos y reactivos pero no de su grado de pureza. Si se utilizara aire solo cambiaría el volumen necesario para quemar 1 mol de hidrocarburo que sería unas 5 veces mayor que si se utiliza oxígeno puro.
- $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + (2n+1)/2 \text{O}_2 \rightarrow n \text{CO} + (n+1) \text{H}_2\text{O}$ $\Delta H^\circ_r = n \cdot \Delta H^\circ_f(\text{CO}) + (n+1) \cdot \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^\circ_f(\text{C}_n\text{H}_{2n+2})$
Como la entalpía del CO es menor, en valor absoluto, que la del CO_2 se desprendería menos calor.
- La entalpía de formación del agua líquida es mayor, en valor absoluto, que la del vapor de agua, luego se desprendería más calor si se obtuviese agua líquida.