

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

La entalpía para la reacción de obtención de benceno líquido a partir de etino gaseoso:



es $-631 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. En todo el proceso la temperatura es $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y la presión 15 atm . Calcule:

- Volumen de etino necesario para obtener $0,25 \text{ L}$ de benceno líquido.
- Cantidad de calor que se desprende en dicho proceso.
- Densidad del etino en dichas condiciones.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
 densidad (benceno) = $0,874 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$
 Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$, $\text{C} = 12$.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2004)

SOLUCIÓN.-

Para el **benceno**: $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$ tenemos:

- Densidad: $\rho = 0,874 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} = 874 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$
- Volumen = $V = 0,25 \text{ L} = 250 \text{ cm}^3 = 2,5 \times 10^{-4} \text{ m}^3$
- Masa: $m = \rho V = 0,874 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} \times 250 \text{ cm}^3 = 218,5 \text{ g} = 0,2185 \text{ kg}$
- Masa molar: $1 \text{ mol} = (6 \times 12) + (6 \times 1) = 78 \text{ g}$
- Número de moles: $n = \frac{218,5 \text{ g}}{78 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 2,80 \text{ moles}$.

Según la estequiometría de la reacción, para obtener un mol de benceno se necesitan tres moles de etino. En consecuencia, para el **etino**:

$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ tenemos:

- Número de moles: $n = 3 \times 2,80 = 8,40 \text{ moles}$
- Masa molar: $1 \text{ mol} = (2 \times 12) + (2 \times 1) = 26 \text{ g}$
- Masa: $m = 8,40 \text{ moles} \times 26 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 218,5 \text{ g}$
 (resultado esperado, por la Ley de Conservación de la masa -Lavoisier-).

- Volumen de etino gaseoso:

Considerando éste como un gas ideal, mediante la ecuación de Clapeyron encontramos:

$$pV = nRT \quad (T = 25 + 273 = 298 \text{ K})$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{8,40 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{15 \text{ atm}}$$

$$V = 13,69 \text{ L} = 1,369 \times 10^{-2} \text{ m}^3 : \text{ RESULTADO}$$

- Densidad del etino gaseoso a $T = 25^\circ\text{C}$ y $p = 15 \text{ atm}$:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{218,5 \text{ g}}{13,69 \text{ L}} = 15,96 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 15,96 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 0,016 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

RESULTADO

- Energía -calor- desprendida en el proceso:

$$Q = n \cdot \Delta H = (2,80 \text{ moles de } \text{C}_6\text{H}_6) \times (-631 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$Q = -1.767,61 \text{ kJ} = -1,77 \times 10^6 \text{ J} : \text{ RESULTADO}$$

El signo negativo de esta energía indica que se desprende: el proceso es exotérmico.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

Calcule:

- a) El calor de la reacción de hidratación de la cal viva.
 b) El calor desprendido cuando se apaga, añadiendo suficiente cantidad de agua, una tonelada de cal viva.

Datos: ΔH_f $\text{H}_2\text{O} (l)$ = $-285,5 \text{ kJ/mol}$
 ΔH_f $\text{CaO} (s)$ = $-634,9 \text{ kJ/mol}$
 ΔH_f Ca(OH)_2 = $-985,6 \text{ kJ/mol}$
 Masas atómicas (u): O = 16 , Ca = 40 .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1997)

SOLUCIÓN.-

La ecuación ajustada que representa el apagado -mediante hidratación- de la cal viva es:



Recordando que la entalpía es una de las funciones de estado, es decir, que su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos, dicha variación de entalpía de una reacción puede calcularse del siguiente modo:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos}).$$

En nuestro caso:

$$\Delta H_R^\circ = \Delta H_f^\circ \text{Ca(OH)}_2 (s) - [\Delta H_f^\circ \text{CaO} (s) + \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} (l)]$$

$$\Delta H_R^\circ = -985,6 - [-634,9 + (-285,5)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_R^\circ = -65,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -6,52 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Al tratarse de un resultado negativo el apagado de la cal viva es un proceso exotérmico.

RESULTADO

Para la cal viva - óxido de calcio - tenemos:

- masa = 1 tonelada = $10^3 \text{ kg} = 10^6 \text{ g}$.
- masa molar = 1 mol = $40 + 16 = 56 \text{ g}$.
- número de moles: $n = \frac{10^6 \text{ g}}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 17.857,14 \text{ moles}$

Por consiguiente, el calor desprendido al apagar con agua una tonelada de cal viva es:

$$Q = n \cdot \Delta H_R^\circ = 17.857,14 \text{ moles} \times (-65,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -1,16 \times 10^6 \text{ kJ} = -1,16 \times 10^9 \text{ J}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

Sabiendo que la combustión de 1 g de TNT libera 4.600 kJ y considerando los valores de las entalpías de formación que se proporcionan, calcule:

- la entalpía estándar de combustión del CH_4 ;
- el volumen de CH_4 , medido a $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm de presión, que es necesario quemar para producir la misma energía que 1 g de TNT.

Datos: $\Delta H_f^0(\text{CH}_4) = -75\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$\Delta H_f^0(\text{CO}_2) = -394\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -242\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2006)

SOLUCIÓN.-

Con los datos aportados, la ecuación ajustada que representa la **combustión del metano** es:



Recordando que la **entalpía** es una de las **funciones de estado**, es decir, que su variación tan solo depende de los estados inicial y final, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos, dicha **variación de entalpía** de una reacción puede calcularse del siguiente modo:

$$\Delta H_R^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^0(\text{reactivos}) .$$

Si, además, tenemos en cuenta que, por convenio, la entalpía estándar de formación de los elementos en su forma más estable en esas condiciones es nula, podemos calcular la **entalpía estándar de combustión del metano**:

$$\Delta H_c^\circ (\text{H}_4(\text{g})) = [\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2(\text{g})) + 2\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}(\text{g}))] - [\Delta H_f^\circ (\text{CH}_4(\text{g})) + 2\Delta H_f^\circ (\text{O}_2(\text{g}))]$$

$$\Delta H_c^\circ (\text{CH}_4(\text{g})) = [-394 + 2(-242)] - [-75 + (2 \cdot 0)] = -803 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_c^\circ (\text{CH}_4(\text{g})) = -8,03 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

RESULTADO

Como es evidente, la combustión es un proceso **exotérmico**: $\Delta H_c^\circ < 0$.

La combustión de 1g de TNT libera 4.600 kJ.

El número de moles de **metano** que habría que quemar para que se liberasen 4.600 kJ sería:

$$n = \frac{-4.600 \text{ kJ}}{-803 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,73 \text{ moles.}$$

Considerando el metano como un gas ideal, aplicando la ecuación de Clapeyron a $T = 25^\circ\text{C} = (25 + 273)\text{K} = 298\text{K}$ y $p = 1 \text{ atm}$ obtenemos el **volumen de metano** que habría que quemar:

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{5,73 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V = 139,98 \text{ L} = 1,40 \times 10^{-1} \text{ m}^3 : \text{ RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

Utilizando los datos siguientes:

Sustancia	C ₂ H ₆ (g)	CO ₂ (g)	H ₂ O (l)	C (s)	O ₂ (g)
ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	-84,7	-394,0	-286,0	0,0	0,0

- a) Calcule las entalpías de combustión del carbón: C (s) y del etano: C₂H₆ (g).
- b) A partir de los resultados del apartado anterior, calcule qué sustancia produce más energía por gramo de combustible y por mol de dióxido de carbono formado.

Datos: Masas atómicas (u): H = 1,0 , C = 12,0.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2001)

SOLUCIÓN:

Recordamos que la **entalpía** es una de las **funciones de estado**, es decir, que su **variación** tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos. Por ello dicha **variación de entalpía** de una reacción puede calcularse así:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos}) .$$

1) Para la **combustión del carbón** tenemos:

• Ecuación ajustada: $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$
(consideramos la **combustión completa** del carbón).

• **Entalpía de combustión, estándar:**

$$\Delta H_c^\circ C(s) = \Delta H_f^\circ CO_2(g) - [\Delta H_f^\circ C(s) + \Delta H_f^\circ O_2(g)]$$

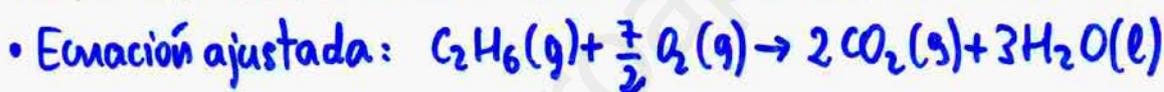
$$\Delta H_c^\circ C(s) = -394,0 - (0,0 + 0,0) = -394,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -3,940 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

RESULTADO

- masa molar del carbón: $1 \text{ mol} = 12,0 \text{ g}$
- masa : $m = 1,0 \text{ g}$
- número de moles: $n = \frac{1,0 \text{ g}}{12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,083 \text{ moles}$
- Energía desprendida al quemar 1 g de carbón:
 $Q(1\text{g}) = n\Delta H_c^\circ = 0,083 \text{ moles} \cdot (-394,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -32,83 \text{ kJ}$.

- Energía desprendida por cada mol de CO_2 formado:
 Como para obtener un mol de CO_2 hay que quemar un mol de carbón, según la estequiometría del proceso, por cada mol de CO_2 que se forma el calor desprendido es: $-394,0 \text{ kJ}$.

2) Para la combustión del etano tenemos ahora:



- Entalpía estándar de combustión:

$$\Delta H_c^\circ \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) = [2\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 3\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))] - [\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})) + \frac{7}{2}\Delta H_f^\circ(\text{O}_2(\text{g}))]$$

$$\Delta H_c^\circ = [2(-394,0) + 3(-286,0)] - [-84,7 + \frac{7}{2} \cdot 0] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_c^\circ = -1.561,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -1,5613 \times 10^6 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

RESULTADO

Como es evidente ambas combustiones son procesos exotérmicos: $\Delta H_c^\circ < 0$.

- Masa molar del etano: $1 \text{ mol} = (2 \times 12,0 + 6 \times 1,0) = 30,0 \text{ g}$

- masa : $m = 1,0 \text{ g}$

- número de moles: $n = \frac{1,0 \text{ g}}{30,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,033 \text{ moles}$

- Energía desprendida al quemar 1g de etano:

$$Q(1g) = n \Delta H_c^\circ = 0,033 \text{ moles} \cdot (-1.561,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -52,04 \text{ kJ}$$

- Energía desprendida por cada mol de CO_2 formado:

Según la estequiometría de la reacción, para obtener un mol de CO_2 hay que quemar 0,5 moles de etano, por lo que el calor desprendido en este caso será:

$$Q = n \Delta H_c^\circ = 0,5 \text{ moles} \cdot (-1.561,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -780,65 \text{ kJ}$$

Comparando resultados, vemos que:

La quema del etano produce más energía desprendida por gramo de combustible y por mol de dióxido de carbono formado, es decir: el etano (g) es un combustible más eficiente -energética y ambientalmente- que el carbón.

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

Calcular la variación de energía interna para la reacción de combustión del benceno (C_6H_6) si el proceso se realiza a presión constante a 1 atmósfera y temperatura constante de 25 °C.

$$\text{Datos: } \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 (g) = -393,13 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O} (l) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ C}_6\text{H}_6 (l) = 49 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$R = 8,3 \times 10^{-3} \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}.$$

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1996)

SOLUCIÓN.-

La ecuación ajustada que representa la **combustión del benceno** es:



Recordando que la **entalpía** es una de las **funciones de estado**, es decir, que su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos, dicha **variación de entalpía** de una reacción puede calcularse del siguiente modo:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Si, además, tenemos en cuenta que, por convenio, la entalpía estándar de formación de los elementos en su forma más estable en esas condiciones es nula, podemos determinar la entalpía molar estándar de combustión del benceno:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_6\text{H}_6(\ell)) = [6\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 3\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\ell))] - [\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_6(\ell)) + \frac{15}{2}\Delta H_f^\circ(\text{O}_2(\text{g}))]$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_6\text{H}_6(\ell)) = [6(-393,13) + 3(-285,8)] - [49 + \frac{15}{2} \cdot 0] = -3.265,18 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Como toda combustión se trata, evidentemente, de un proceso **exotérmico** ($\Delta H_c^\circ < 0$).

Recordando la definición de entalpía: $H = U + pV$, con la ecuación de los gases ideales encontramos -a presión y temperatura constantes-:

$$\Delta H = \Delta(U + pV) = \Delta U + \Delta(pV) = \Delta U + \Delta(nRT) = \Delta U + (\Delta n)RT;$$

de donde despejando:

$$\Delta U = \Delta H - (\Delta n)RT$$

En esta expresión Δn es la **variación en el número de moles gaseosos** = moles totales de los productos gaseosos menos moles totales de los reactivos gaseosos.

En nuestro caso:

- $\Delta H_c^\circ = -3.265,18 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $\Delta n = n[\text{CO}_2(\text{g})] - n[\text{O}_2(\text{g})] = 6 - \frac{15}{2} = -\frac{3}{2}$ moles
- $T = 25^\circ\text{C} = (25 + 273)\text{K} = 298\text{K} = T^\circ$.

La **variación de energía interna** para la combustión del benceno en condiciones estándar es:

$$\Delta U_c^\circ = \Delta H_c^\circ - (\Delta n)RT^\circ = -3.265,18 - (-\frac{3}{2})(8,3 \times 10^{-3}) \cdot 298 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta U_c^\circ = -3.261,47 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -3,26 \times 10^6 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

Utilizando los datos que precise de la tabla adjunta, calcule:

Sustancia	C ₄ H ₈ (g)	C ₄ H ₁₀ (g)	CO (g)	CO ₂ (g)	H ₂ O (g)
ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹)	28,4	-124,7	-110,5	-393,5	-241,8

- a) La cantidad de calor desprendido en la combustión de 14,5 kg de n-butano.
 b) La variación de energía interna del sistema, considerando 25 °C de temperatura.

Datos: $R = 8,30 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; Masas atómicas (u): H = 1,0, C = 12,0.
 (Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2000)

SOLUCIÓN:-

La ecuación ajustada que representa la combustión del n-butano es:



Recordando que la entalpía es una de las funciones de estado, es decir, que su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos, dicha variación de entalpía de una reacción puede calcularse del siguiente modo:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos}).$$

Si, además, tenemos en cuenta que, por convenio, la entalpía estándar de formación de los elementos en su forma más estable en esas condiciones es nula, podemos determinar la entalpía estándar de combustión del n-butano:

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

$$\Delta H_c^\circ (\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})) = [4(-393,5) + 5(-241,8)] - [-124,7 + \frac{13}{2} \cdot 0]$$

$$\Delta H_c^\circ (\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g})) = -2.658,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Se trata, evidentemente, de un proceso exotérmico ($\Delta H_c^\circ < 0$).

La masa molar del n-butano es:

$$1 \text{ mol } (\text{C}_4\text{H}_{10}) = (4 \times 12,0) + (10 \times 1,0) = 58,0 \text{ g}$$

Si en la combustión de 1 mol = 58,0 g de n-butano se desprenden 2.658,3 kJ,

en la combustión de 14,5 kg = 14.500 g de n-butano se desprenderá:

$$Q = n \Delta H_c^\circ = \frac{14.500 \text{ g}}{58,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \times (-2.658,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$Q = -664.575 \text{ kJ} = -6,65 \times 10^8 \text{ J} : \text{ RESULTADO}$$

Recordando la definición de entalpía: $H = U + pV$, con la ecuación de los gases ideales encontramos -a presión y temperatura constantes-:

$$\Delta H = \Delta(U + pV) = \Delta U + \Delta(pV) = \Delta U + \Delta(nRT) = \Delta U + (\Delta n)RT;$$

de donde despejando:

$$\Delta U = \Delta H - (\Delta n)RT$$

Aquí Δn es la variación en el número de moles gaseosos = moles totales de los productos gaseosos menos moles totales de los reactivos gaseosos.

En nuestro caso:

- $\Delta H_c^\circ = -2.658,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $\Delta n = (4+5) - (1 + \frac{13}{2}) = \frac{3}{2} \text{ moles}$
- $T = 25^\circ\text{C} = (25+273)\text{K} = 298 \text{ K}$

La variación de energía interna del sistema es, entonces:

$$\Delta U_c^\circ = \Delta H_c^\circ - (\Delta n)RT = -2.658,3 - \frac{3}{2} \cdot 8,30 \cdot 10^{-3} \cdot 298 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta U_c^\circ = -2.662,01 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -2,66 \times 10^6 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

Hemos utilizado como constante de los gases ideales:

$$R = 8,30 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} = 8,30 \times 10^{-3} \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

En la reacción de combustión del metanol líquido se produce CO_2 (g) y H_2O (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 1L 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 (u): H = 1 , C = 12 , O = 16

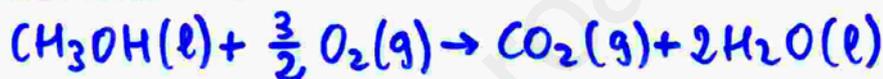
Entalpías estándar de formación, en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$:

metanol (l) = -239 , CO_2 (g) = -393 , H_2O (l) = -294.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2010)

SOLUCIÓN:-

La ecuación ajustada que representa la combustión del metanol es:



Recordando que la entalpía es una de las funciones de estado, es decir, que su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos, dicha variación de entalpía de una reacción puede calcularse así:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos}) .$$

Si, además, tenemos en cuenta que, por convenio, la entalpía estándar de formación de los elementos en su forma más estable en esas condiciones es nula, podemos calcular la entalpía estándar de combustión del metanol (líquido):

$$\Delta H_c^\circ \text{CH}_3\text{OH}(l) = [\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(g) + 2\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(l)] - [\Delta H_f^\circ \text{CH}_3\text{OH}(l) + \frac{3}{2}\Delta H_f^\circ \text{O}_2(g)]$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\ell)) = [-393 + 2(-294)] - [-239 + \frac{3}{2} \cdot 0] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\ell)) = -742 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -7,42 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

Se trata, obviamente, de un proceso **exotérmico**: $\Delta H_c^\circ < 0$.

Para el **metanol** tenemos:

- Volumen = $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3 = 10^3 \text{ cm}^3$
- Densidad = $\rho = 0,79 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 790 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$
- Masa: $m = \rho V = 0,79 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \times 10^3 \text{ cm}^3 = 790 \text{ g} = 0,79 \text{ kg}$
- Masa molar: $1 \text{ mol} = 12 + (4 \times 1) + 16 = 32 \text{ g}$
- Número de moles: $n = \frac{790 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 24,69 \text{ moles}$

• **Energía desprendida en la combustión de 1 L de metanol:**

$$Q = n \Delta H_c^\circ = 24,69 \text{ moles} \times (-742 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -1,83 \times 10^4 \text{ kJ} = -1,83 \times 10^7 \text{ J}$$

RESULTADO

Por la estequiometría de la reacción, para quemar un mol de metanol se requieren 1,5 moles de oxígeno. Tenemos, entonces, para el **oxígeno** -considerado como un gas ideal y aplicando la ecuación de Clapeyron-

- Presión: $p = 5 \text{ atm}$
- Número de moles: $n = 1,5 n(\text{CH}_3\text{OH}) = 1,5 \times 24,69 = 37,03 \text{ moles}$
- Temperatura: $T = 37^\circ\text{C} = (37 + 273) \text{ K} = 310 \text{ K}$

$$pV = nRT$$

• **Volumen de oxígeno empleado en la combustión de 1 L de metanol:**

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{37,03 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \times 310 \text{ K}}{5 \text{ atm}} = 188,27 \text{ L} = 0,19 \text{ m}^3$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

En una fábrica de cemento es necesario aportar al horno 3.300 kJ por cada kilogramo de producto. La energía se obtiene por combustión de gas natural (que puede considerarse que es metano puro) con aire. Se pide:

- Formula y ajuste la reacción de combustión del gas natural.
- Determine el calor de la combustión completa del gas natural.
- Calcule, por tonelada de cemento producido, la cantidad necesaria de gas natural, expresada en kilogramos.
- ¿Cuántos metros cúbicos de aire, medidos a 1 atm y 25 °C, serán necesarios para la combustión completa de la cantidad de gas natural del apartado c)?.

Considere que la combustión del gas natural se realiza en condiciones estándar (1 atm y 25 °C) y que el aire contiene un 21 % en volumen de oxígeno.

Entalpías estándar de formación (ΔH_f°):

metano (g)	=	-74,8 kJ·mol ⁻¹
CO ₂ (g)	=	-393,5 kJ·mol ⁻¹
H ₂ O (l)	=	-285,8 kJ·mol ⁻¹

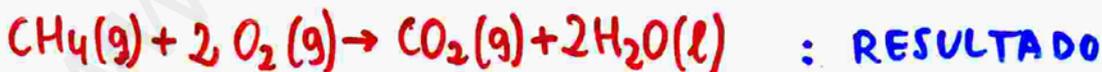
Constante R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

Masas atómicas (u): H = 1,0 , C = 12,0, O = 16,0 .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1998)

SOLUCIÓN.-

La ecuación ajustada que representa la combustión del gas natural (considerado como metano puro) es:



Recordando que la entalpía es una de las funciones de estado, es decir, que su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos, dicha variación de entalpía - calor de reacción a presión constante de una reacción se puede calcular del siguiente modo:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Si, además, tenemos en cuenta que, por convenio, la entalpía estándar de formación de los elementos en su forma más estable en esas condiciones es nula, podemos determinar la entalpía estándar de combustión del metano:

$$\Delta H_c^\circ \text{CH}_4(\text{g}) = [\Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l})] - [\Delta H_f^\circ \text{CH}_4(\text{g}) + 2 \Delta H_f^\circ \text{O}_2(\text{g})]$$

$$\Delta H_c^\circ \text{CH}_4(\text{g}) = [-393,5 + 2(-285,8)] - [-74,8 + (2 \cdot 0)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_c^\circ \text{CH}_4(\text{g}) = -890,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -8,903 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

Es obvio que la combustión es un proceso exotérmico ($\Delta H_c^\circ < 0$).

Si para fabricar 1 kg de cemento se requieren 3.300 kJ, para producir una tonelada (1.000 kg) harán falta: $1000 \times 3.300 = 3,30 \times 10^6 \text{ kJ}$.

Puesto que la combustión de un mol de gas natural aporta 890,3 kJ, el número de moles de metano necesario para fabricar una tonelada de cemento será:

$$n = \frac{3,30 \times 10^6 \text{ kJ}}{890,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3.706,62 \text{ moles}$$

Masa molar del metano (CH_4): $1 \text{ mol} = 12,0 + (4 \times 1,0) = 16,0 \text{ g}$

Entonces, la masa de gas natural - metano - necesaria para producir una tonelada de cemento será:

$$m = 3.706,62 \text{ moles} \times \frac{16,0 \text{ g}}{\text{mol}} = 59.305,85 \text{ g} = 59,31 \text{ kg} : \text{RESULTADO}$$

La estequiometría de la reacción nos dice que el número de moles de oxígeno empleado en la combustión es el doble que el número de moles de metano.

Considerando el oxígeno como un gas ideal, y utilizando la ecuación de Clapeyron, encontramos:

Oxígeno (g):

- presión: $p = 1 \text{ atm}$
- número de moles: $n = 2n(\text{CH}_4) = 2 \times 3.706,62 = 7.413,23 \text{ moles}$
- temperatura: $T = 25^\circ\text{C} = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$
- Volumen:

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{7.413,23 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V = 181.149,72 \text{ L}$$

Finalmente, el **volumen de aire** necesario para producir una tonelada de cemento es aquel del cual el 21% es el volumen de oxígeno calculado antes; por tanto:

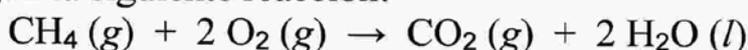
$$V_{\text{aire}} = \frac{V(\text{O}_2) \times 100}{21} = \frac{181.149,72 \times 100}{21} = 862.617,74 \text{ L}$$

$$V_{\text{aire}} = 862,62 \text{ m}^3 : \text{ RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

Sabiendo que se desprenden 890,0 kJ por cada mol de CO₂ producido según la siguiente reacción:



calcule:

- La entalpía de formación del metano.
- El calor desprendido en la combustión completa de 1 kg de metano.
- El volumen de CO₂, medido a 25 °C y 1 atm, que se produce en la combustión completa de 1 kg de metano.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; masas atómicas (u): H = 1, C = 12

Entalpías de formación estándar ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): H₂O (l) = -285,8

CO₂ (g) = -393,5.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2010 -Fase General-)

SOLUCIÓN.-

Al ser la entalpía una de las funciones de estado -su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cual ha sido el proceso entre ellos- podemos expresar la variación de entalpía de esta reacción en función de las entalpías de formación de reactivos y productos:

$$\Delta H_c = \Delta H_f[\text{CO}_2(\text{g})] + 2\Delta H_f[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_f[\text{CH}_4(\text{g})] \quad ;$$

donde hemos omitido la entalpía estándar de formación del oxígeno (gaseoso), ya que es nula, al tratarse de un elemento en su forma más estable en esas condiciones.

Despejando, tenemos la entalpía estándar de formación del metano (gaseoso):

$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] &= \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + 2\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] - \Delta H_c^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = \\ &= -393,5 + 2(-285,8) - (-890,0) = -75,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -7,51 \cdot 10^4 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

RESULTADO

La masa molar del **metano** vale:

$$1 \text{ mol (CH}_4\text{)} = 12 + (4 \times 1) = 16 \text{ g} \quad ;$$

por lo que el número de **moles** de este gas que corresponden a 1 kg (1.000 g) es:

$$n = \frac{1000 \text{ g}}{16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 62,5 \text{ mol}.$$

Por consiguiente, el **calor desprendido en la combustión completa de 1 kg de metano** vale:

$$Q = n \cdot \Delta H_c = 62,5 \text{ mol} \cdot (-890,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -5,56 \times 10^4 \text{ kJ} = -5,56 \times 10^7 \text{ J}$$

RESULTADO

Evidentemente, según la ecuación química ajustada anterior, por cada mol de metano quemado se obtiene un mol de dióxido de carbono.

En base a esto, y mediante la ecuación de los gases ideales, hallamos el **volumen de CO₂ producido al quemar completamente 1 kg de CH₄**:

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{62,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (25 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V = 1.527,25 \text{ L} \quad : \text{ RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

Si se dispone de naftaleno ($C_{10}H_8$) como combustible:

- Calcule su entalpía molar estándar de combustión.
- Calcule la energía que se desprenderá al quemar 100 g de naftaleno.
- Calcule el volumen que ocupará el CO_2 desprendido en la combustión de los 100 g de naftaleno, si se recoge a temperatura de $25\text{ }^\circ\text{C}$ y presión de 1,20 atm.

Datos: $\Delta H_f^\circ (C_{10}H_8) = -58,6\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ (CO_2) = -393,6\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ (H_2O) = -284,7\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Masas atómicas (u): H = 1 , C = 12, O = 16 .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2004)

SOLUCIÓN.-

La ecuación ajustada que representa la **combustión del naftaleno** es:



Recordando que la **entalpía** es una de las **funciones de estado**, es decir, que su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos, dicha **variación de entalpía** de una reacción puede calcularse del siguiente modo:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos}).$$

Si, además, tenemos en cuenta que, por convenio, la entalpía estándar de formación de los elementos en su forma más estable en esas condiciones es nula, podemos calcular la **entalpía molar estándar de combustión del naftaleno** :

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})) = [10\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 4\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))] - [\Delta H_f^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})) + 12\Delta H_f^\circ(\text{O}_2(\text{g}))]$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})) = [10(-393,6) + 4(-284,7)] - (-58,6 + 12 \times 0) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})) = -5.016,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -5,02 \times 10^6 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

RESULTADO

La masa molar del naftaleno es: $1 \text{ mol} = (10 \times 12) + (8 \times 1) = 128 \text{ g}$

Número de moles de naftaleno en 100 g:

$$n = \frac{100 \text{ g}}{128 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,78 \text{ moles.}$$

En la combustión de 100 g de naftaleno se liberará, entonces:

$$Q = n \Delta H_c^\circ(\text{C}_{10}\text{H}_8(\text{s})) = 0,78 \text{ moles} (-5016,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$Q = -3.918,91 \text{ kJ} = -3,92 \times 10^6 \text{ J} : \text{ RESULTADO}$$

Como es evidente, la combustión es un proceso exotérmico: ΔH y Q negativos.

Considerando el dióxido de carbono como un gas ideal, con la ecuación de Clapeyron y teniendo presente la estequiometría de la reacción encontramos:

$$p = 1,20 \text{ atm} ; T = 25^\circ\text{C} = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$n(\text{CO}_2) = 10 \times n(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 10 \times 0,78 = 7,81 \text{ moles}$$

$$pV = nRT$$

Volumen de CO_2 desprendido:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{7,81 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,20 \text{ atm}} = 159 \text{ L} = 0,16 \text{ m}^3$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

Los combustibles de automóvil son mezclas complejas de hidrocarburos. Supongamos que la gasolina responde a la fórmula: C_9H_{20} , cuyo calor de combustión es: $\Delta H_c = -6.160 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, mientras que el gasoil responde a la fórmula: $C_{14}H_{30}$, cuyo calor de combustión es: $\Delta H_c = -7.940 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Formule las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcule la energía liberada al quemar 10 L de cada uno.
- Calcule la masa de dióxido de carbono liberada cuando se queman 10 L de cada uno.

Datos: Masas atómicas (u): H = 1, C = 12, O = 16

Densidades: gasolina = $718 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$; gasoil = $763 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2010 -Fase Específica-)

SOLUCIÓN:-

1) Para la gasolina:

la ecuación ajustada que representa su combustión completa es:



la masa molar de C_9H_{20} es:

$$1 \text{ mol} = (9 \times 12) + (20 \times 1) = 128 \text{ g.}$$

la masa de 10 L vale:

$$m = \rho V = 718 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} \cdot 10 \text{ L} = 7.180 \text{ g} ,$$

y el número de moles es:

$$n = \frac{7.180 \text{ g}}{128 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 56,09 \text{ mol.}$$

El calor desprendido al quemar 10 L de gasolina vale:

$$Q = n \Delta H_c = 56,09 \text{ mol} (-6.160 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}) = -3,46 \times 10^5 \text{ kJ} = -3,46 \times 10^8 \text{ J} \quad : \text{ RESULTADO}$$

Por cada mol de gasolina que se quema se forman nueve moles de CO_2 ; en la combustión de 10 litros - 56,09 moles - de C_9H_{20} se obtendrán:

$n(\text{CO}_2) = 9 \times 56,09 = 504,84 \text{ mol}$,
y dado que la masa molar del CO_2 vale:

$$1 \text{ mol} = 12 + (2 \times 16) = 44 \text{ g}$$

la masa de dióxido de carbono formada en la combustión de 10L de gasolina es:

$$m(\text{CO}_2) = 504,84 \text{ mol} \times 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2,22 \times 10^4 \text{ g}$$

RESULTADO

2) Para el gasoil:

• Combustión completa:



• Masa molar de $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$: $1 \text{ mol} = (14 \times 12) + (30 \times 1) = 198 \text{ g}$

• Masa de 10L: $m = \rho V = 763 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 10 \text{ L} = 7.630 \text{ g}$

• Moles de $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$ en 10L: $n = \frac{7.630 \text{ g}}{198 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 38,54 \text{ mol}$

• Calor desprendido al quemar 10L de gasoil:

$$Q = n \Delta H_c = 38,54 \text{ mol} (-7.940 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -3,06 \times 10^5 \text{ kJ} =$$

$$= -3,06 \times 10^8 \text{ J} \quad : \quad \text{RESULTADO}$$

• Por cada mol de gasoil que se quema se forman 14 moles de CO_2 , luego al quemar 10L - 38,54 mol - de $\text{C}_{14}\text{H}_{30}$ se obtendrán:

• $n(\text{CO}_2) = 14 \times 38,54 = 539,49 \text{ moles de CO}_2$

$$m = 539,49 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2,37 \times 10^4 \text{ g de CO}_2$$

RESULTADO

Uno de los métodos de propulsión de misiles se basa en la reacción de la hidracina: $\text{N}_2\text{H}_4 (l)$ y el peróxido de hidrógeno: $\text{H}_2\text{O}_2 (l)$ para dar nitrógeno molecular y agua líquida, siendo la variación de entalpía del proceso: $-643 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.
- ¿Cuántos litros de nitrógeno, medidos a 20°C y 50 mm de mercurio, se producirán si reaccionan 128 g de $\text{N}_2\text{H}_4 (l)$?
- ¿Qué cantidad de calor se liberará en el proceso?
- Calcule la entalpía de formación de la hidracina: $\text{N}_2\text{H}_4 (l)$.

Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}_2 (l)] = -187,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O} (l)] = -285,83 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; masas atómicas (u): $\text{H} = 1$, $\text{N} = 14$.

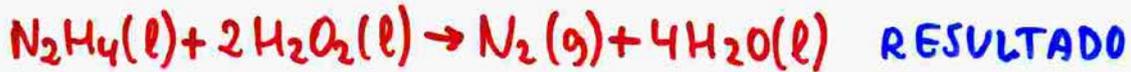
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2009)

NOTAS.-

- En el enunciado que aparece en la hoja del examen figura el dato: $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(l) = -241,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ que es **erróneo**, ya que dicha cantidad corresponde, en realidad, a la entalpía de formación del agua en fase **vapor**. Nosotros lo hemos sustituido aquí por el verdadero valor de la entalpía estándar de formación del agua en fase **líquida**.
- Admitimos que los valores de las entalpías de formación dados siguen siendo correctos en otras condiciones de presión y temperatura (20°C y 50 mm de mercurio) diferentes de las estándar (25°C y 760 mm de mercurio).

SOLUCIÓN:-

La ecuación química ajustada que representa la reacción es:



La masa molar de la hidracina es:

$$1 \text{ mol} = (2 \times 14) + (4 \times 1) = 32 \text{ g} \quad ;$$

de donde el número de moles de hidracina que reaccionan es:

$$n = \frac{128 \text{ g}}{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4 \text{ moles} .$$

Según la ecuación ajustada anterior vemos que se obtienen también 4 moles de $\text{N}_2(\text{g})$, y aplicando la ecuación de los gases ideales encontramos el volumen de este gas:

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{4 \times 0,082 \times (20 + 273)}{\frac{50}{760}} = 1.460,78 \text{ L} : \text{ RESULTADO}$$

Al ser la entalpía una de las funciones de estado -su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuál ha sido el proceso entre ellos- podemos expresar la variación de entalpía de esta reacción en función de las entalpías de formación de reactivos y productos:

$$\Delta H_R = 4\Delta H_f \text{H}_2\text{O}(\ell) - \Delta H_f \text{N}_2\text{H}_4(\ell) - 2\Delta H_f \text{H}_2\text{O}_2(\ell) = -643 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

En la expresión anterior hemos omitido la entalpía estándar de formación del nitrógeno (gaseoso) ya que es nula, al tratarse de un elemento en su forma más estable en dichas condiciones.

De la expresión anterior comprobamos que:

- Al reaccionar 4 moles de hidracina la energía desprendida - calor liberado - es:

$$Q = n\Delta H_R = 4(-643 \text{ kJ}) = -2.572 \text{ kJ} = -2,572 \times 10^6 \text{ J}$$

- Despejando la entalpía de formación de la hidracina (líquida), esta vale:

$$\begin{aligned} \Delta H_f \text{N}_2\text{H}_4(\ell) &= 4\Delta H_f \text{H}_2\text{O}(\ell) - 2\Delta H_f \text{H}_2\text{O}_2(\ell) - \Delta H_R = \\ &= 4(-285,83) - 2(-187,8) - (-643) = \\ &= -124,72 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -1,247 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} . \end{aligned}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

En el proceso de descomposición térmica del carbonato de calcio se forma óxido de calcio y dióxido de carbono. Sabiendo que el horno en el que ocurre el proceso tiene un rendimiento del 65 %, conteste a los siguientes apartados:

- Formule la reacción y calcule su variación de entalpía.
- Calcule el consumo de combustible (carbón mineral), en toneladas, que se requiere para obtener 500 kg de óxido de calcio.

Datos: ΔH_f^0 (carbonato de calcio) = $-1.206,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

ΔH_f^0 (óxido de calcio) = $-393,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

ΔH_f^0 (dióxido de carbono) = $-635,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

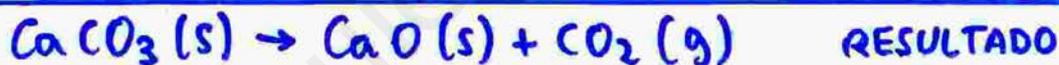
1 kg de carbón mineral desprende 8.330 kJ

Masas atómicas (u): O = 16 , Ca = 40 .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2005)

SOLUCIÓN.-

La ecuación ajustada que representa la descomposición térmica del carbonato de calcio es:



Recordando que la entalpía es una de las funciones de estado, es decir, que su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos, dicha variación de entalpía de una reacción puede calcularse del siguiente modo:

$$\Delta H_R^0 = \sum \Delta H_f^0 (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^0 (\text{reactivos}).$$

En nuestro caso:

$$\Delta H_R^0 = [\Delta H_f^0 \text{CaO} (\text{s}) + \Delta H_f^0 \text{CO}_2 (\text{g})] - \Delta H_f^0 \text{CaCO}_3 (\text{s})$$

$$\Delta H_R^0 = [-393,1 + (-635,1)] - (-1.206,9) = 178,7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = 1,79 \times 10^5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

RESULTADO

Óxido de calcio obtenido:

- masa: $m = 500 \text{ kg} = 5 \times 10^5 \text{ g}$
- masa molar: $1 \text{ mol} = 40 + 16 = 56 \text{ g}$
- número de moles: $n = \frac{5 \times 10^5 \text{ g}}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 8.928,57 \text{ moles}$

Según la variación de entalpía de la reacción calculada antes -positiva, al tratarse de un proceso **endotérmico**-, por cada mol de carbonato de calcio que se descompone se consumen $178,7 \text{ kJ}$ de energía, y se forman $0,65$ moles de óxido de calcio. Por consiguiente, el calor necesario para obtener 500 kg de óxido de calcio es:

$$Q = \frac{178,7 \cdot 8928,57}{0,65} = 2.454.670,33 \text{ kJ}$$

Si la combustión de $1 \text{ kg} : 10^{-3}$ toneladas de carbón mineral proporciona 8.330 kJ de energía,

para obtener 500 kg de CaO , con un rendimiento del 65% , hemos de emplear:

$$m = \frac{2.454.670,33 \times 10^{-3}}{8.330} = 0,29 \text{ toneladas de carbón}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

La reacción de descomposición del clorato de potasio produce cloruro de potasio y oxígeno.

- Escriba la reacción, calcule la variación de entalpía estándar e indique si el proceso es exotérmico o endotérmico.
- Calcule la energía intercambiada si se obtienen 25 L de oxígeno a 25 °C y 750 mm de Hg.

Datos: $\Delta H_f^0(\text{KClO}_3) = -391,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

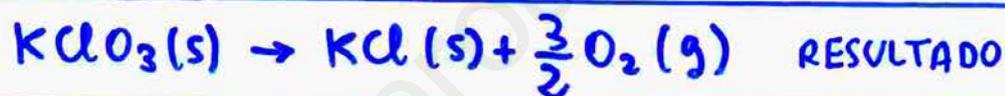
$\Delta H_f^0(\text{KCl}) = -435,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

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

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2006)

SOLUCIÓN.-

La ecuación ajustada que representa la descomposición del clorato de potasio es:



Recordando que la entalpía es una de las funciones de estado, es decir, que su variación tan solo depende de los estados inicial y final, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos, dicha variación de entalpía de una reacción puede calcularse del siguiente modo:

$$\Delta H_R^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^0(\text{reactivos}) .$$

Si, además, tenemos en cuenta que, por convenio, la entalpía estándar de formación de los elementos en su forma más estable en esas condiciones es nula, podemos calcular la variación de entalpía estándar de la descomposición del clorato de potasio:

$$\Delta H_R^\circ \text{KClO}_3(s) = [\Delta H_f^\circ \text{KCl}(s) + \frac{3}{2} \Delta H_f^\circ \text{O}_2(g)] - \Delta H_f^\circ \text{KClO}_3(s)$$

$$\Delta H_f^\circ \text{KClO}_3(s) = (-435,9 + \frac{3}{2} \cdot 0) - (-391,2) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{KClO}_3(s) = -44,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -4,47 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

El hecho de que esta variación de entalpía sea negativa indica que la descomposición del clorato de potasio es un proceso exotérmico.

RESULTADO

El oxígeno -considerado gas ideal- obtenido es:

- presión: $p = 750 \text{ mm de Hg} = \frac{750}{760} \text{ atm} = 0,987 \text{ atm}$.

- volumen: $V = 25 \text{ L}$

- temperatura: $T = 25^\circ \text{C} = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$

Con la ecuación de Clapeyron, el número de moles es:

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 25 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 1,01 \text{ moles}$$

Según la estequiometría de la reacción, el número de moles de clorato de potasio que hay que descomponer para obtener esta cantidad de oxígeno es:

$$n = \frac{1,01}{\frac{3}{2}} = 0,67 \text{ moles de KClO}_3$$

Finalmente, la energía desprendida para estas cantidades es:

$$Q = n_{\text{KClO}_3} \cdot \Delta H_f^\circ \text{KClO}_3 = 0,67 \text{ mol} \cdot (-44,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -30,09 \text{ kJ} = -3 \times 10^4 \text{ J}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

La urea: $\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2$ es una sustancia soluble en agua que sintetizan multitud de organismos vivos, incluyendo los seres humanos, para eliminar el exceso de nitrógeno. A partir de los datos siguientes:

- Ajuste la reacción de formación de la urea: $\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2 (s)$, a partir de amoníaco: $\text{NH}_3 (g)$ y dióxido de carbono: $\text{CO}_2 (g)$, sabiendo que en la misma también se produce $\text{H}_2\text{O} (l)$. Obtenga la entalpía de formación de la misma.
- Calcule la entalpía del proceso de disolución de la urea en agua.
- Razone si un aumento de temperatura favorece o no el proceso de disolución de la urea.

Datos: Entalpías de formación estándar (en kJ/mol):

$\text{NH}_3 (g)$	=	-46,11
$\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2 (s)$	=	-333,19
$\text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2 (aq)$	=	-319,2
$\text{CO}_2 (g)$	=	-393,51
$\text{H}_2\text{O} (l)$	=	-285,83 .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2008)

SOLUCIÓN:-

La ecuación ajustada que representa la formación de la urea es:



Recordando que la entalpía es una de las funciones de estado, es decir, que su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos, dicha variación de entalpía de una reacción puede calcularse del siguiente modo:

$$\Delta H_R^\circ = \sum \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

Así, la entalpía estándar de formación de la urea vale:

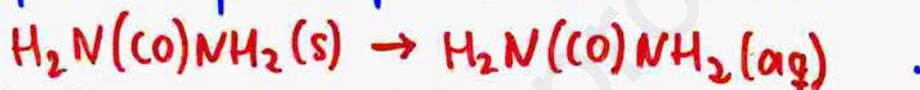
$$\Delta H_R^\circ = [\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2(\text{s}) + \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l})] - [2\Delta H_f^\circ \text{NH}_3(\text{g}) + \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g})]$$

$$\Delta H_R^\circ = [-333,19 + (-285,83)] - [2(-46,11) + (-393,51)] \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_R^\circ = -133,29 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -1,33 \times 10^5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

Vemos que estamos ante un proceso exotérmico: $\Delta H_R^\circ < 0$

La disolución de la urea en agua está representada, por otra parte, por la ecuación:



Se trata de un proceso físico cuya variación de entalpía vale:

$$\Delta H_{\text{dis}}^\circ = \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2(\text{aq}) - \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{N}(\text{CO})\text{NH}_2(\text{s})$$

$$\Delta H_{\text{dis}}^\circ = -319,2 - (-333,19) \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{dis}}^\circ = 13,99 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = 1,399 \times 10^4 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Al ser esta variación de entalpía de disolución positiva nos encontramos ahora ante un proceso endotérmico. Según el Principio de Le Châtelier, un incremento de la temperatura favorece los procesos en el sentido en que son endotérmicos (para oponerse a dicho aumento de la temperatura), por lo cual ese aumento de temperatura favorece la disolución de la urea en agua.

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

El proceso Deacon para la obtención de cloro (gaseoso) se basa en hacer reaccionar cloruro de hidrógeno y oxígeno (gaseosos).

- Formule la ecuación ajustada del proceso, sabiendo que además de cloro se obtiene también vapor de agua.
- Determine la variación de entalpía por mol de cloro formado, interpretando el resultado obtenido, a partir de los valores siguientes de las entalpías de enlace:

Entalpía de enlace H-Cl: $432 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de enlace O=O: $499 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

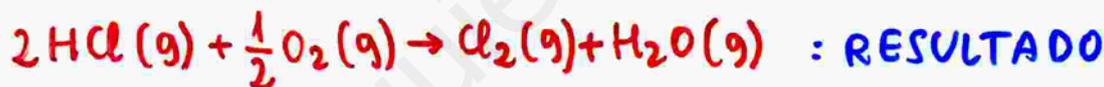
Entalpía de enlace Cl-Cl: $243 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de enlace O-H: $460 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 1999)

SOLUCIÓN-

La ecuación ajustada de este proceso de obtención de cloro gaseoso es:



Toda reacción química implica la ruptura de enlaces -en los reactivos iniciales-, para lo cual hay que dar energía: |Enlaces rotos| -positiva, proceso endotérmico- y la posterior formación de nuevos enlaces -en los productos finales-, desprendiéndose ahora energía: |Enlaces formados| (negativa, proceso exotérmico). El balance energético de la reacción, a presión constante, será entonces:

$$\Delta H_R = \sum |\text{Enlaces rotos}| - \sum |\text{Enlaces formados}|$$

Desarrollando las fórmulas, podemos escribir la ecuación ajustada anterior así:



haciendo balance.-

Enlaces rotos	{	2 moles de enlaces H-Cl $\rightarrow E = 2 \times 432 = 864 \text{ kJ}$
		$\frac{1}{2}$ mol de enlaces O=O $\rightarrow E = \frac{1}{2} \times 499 = 249,5 \text{ kJ}$
		$\Sigma E_{\text{enlaces rotos}} = 1.113,5 \text{ kJ}$

Enlaces formados	{	1 mol de enlaces Cl-Cl $\rightarrow E = 243 \text{ kJ}$
		2 moles de enlaces H-O $\rightarrow E = 2 \times 460 = 920 \text{ kJ}$
		$\Sigma E_{\text{enlaces formados}} = 1.163 \text{ kJ}$

Según lo expuesto anteriormente, la variación de entalpía es:

$$\Delta H_R = \Sigma |E_{\text{enlaces rotos}}| - \Sigma |E_{\text{enlaces formados}}|$$

$$\Delta H_R = 1.113,5 - 1.163 = -49,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -4,95 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Dado que esta variación de entalpía de reacción es negativa este proceso es exotérmico.

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

La entalpía de combustión del butano es: $\Delta H_c = -2.642 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, si todo el proceso tiene lugar en fase gaseosa.

- Calcule la energía media del enlace O–H.
- Determine el número de bombonas de butano (6 kg de butano por bombona) que hacen falta para calentar una piscina de 50 m^3 de 14 a 27°C .

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

Masas atómicas (u): H = 1 , C = 12 , O = 16

c_e (calor específico del agua) = $4,18 \text{ kJ}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

ρ (densidad del agua) = $1 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$

Energías medias de enlace: $E(\text{C}-\text{C}) = 346 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$E(\text{C}=\text{O}) = 730 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$E(\text{O}=\text{O}) = 487 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

$E(\text{C}-\text{H}) = 413 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

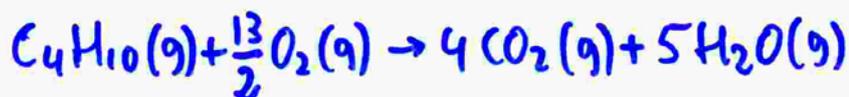
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2003)

SOLUCIÓN:-

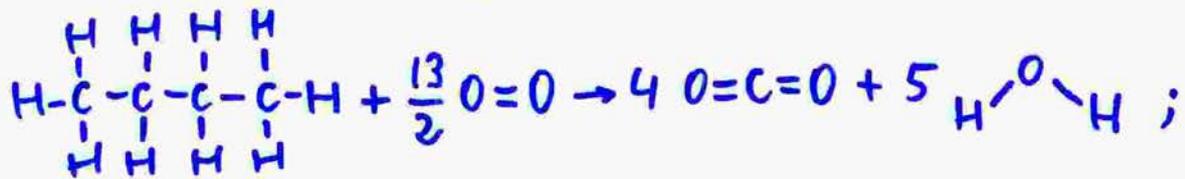
Toda reacción química implica la ruptura de enlaces -en los reactivos iniciales-, para lo cual hay que dar energía: $|E_{\text{enlaces rotos}}|$ -positiva, proceso endotérmico- y la posterior formación de nuevos enlaces -en los productos finales-, desprendiéndose ahora energía: $E_{\text{enlaces formados}}$ (negativa, proceso exotérmico). El balance energético de la reacción, a presión constante, será entonces:

$$\Delta H_R = \sum |E_{\text{enlaces rotos}}| - \sum |E_{\text{enlaces formados}}|.$$

La ecuación ajustada que representa la **combustión del butano** es:



Desarrollando las fórmulas tenemos:



haciendo balance.-

Enlaces rotos	{	3 moles de enlaces C-C $\rightarrow E = 3 \times 346 = 1.038 \text{ kJ}$
		10 moles de enlaces C-H $\rightarrow E = 10 \times 413 = 4.130 \text{ kJ}$
		$\frac{13}{2}$ moles de enlaces O=O $\rightarrow E = \frac{13}{2} \times 487 = 3.165,5 \text{ kJ}$

$$\Sigma |E_{\text{enlaces rotos}}| = 8.333,5 \text{ kJ}$$

Enlaces formados	{	8 moles de enlaces C=O $\rightarrow E = 8 \times 730 = 5.840 \text{ kJ}$
		10 moles de enlaces O-H $\rightarrow E = 10 \times E_{\text{media}}(\text{O-H}) \text{ kJ}$

$$\Sigma |E_{\text{enlaces formados}}| = 5.840 + 10 |E(\text{O-H})| \text{ kJ}$$

Según lo expuesto anteriormente, la entalpía de combustión del butano es:

$$\Delta H_c = \Sigma |E_{\text{enlaces rotos}}| - \Sigma |E_{\text{enlaces formados}}|$$

$$-2.642 = 8.333,5 - (5.840 + 10 |E(\text{O-H})|)$$

El valor absoluto de la energía media del enlace O-H es: $513,55 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 5,14 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$

RESULTADO

Agua de la piscina que hay que calentar:

- densidad: $\rho = 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1} = 1.000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$

- Volumen: $V = 50 \text{ m}^3$

- masa: $m = \rho V = 1.000 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} \times 50 \text{ m}^3 = 5 \times 10^4 \text{ kg}$

- calor específico: $c = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 4.180 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

- incremento de temperatura: $\Delta T = (27 - 14)^\circ \text{C} = (300 - 287) \text{ K} = 13 \text{ K}$

La energía que ha de recibir el agua de la piscina es:

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T = 5 \times 10^4 \text{ kg} \cdot 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 13 \text{ K} = 2,717 \times 10^6 \text{ kJ}$$

La masa molar del butano es:

$$1 \text{ mol } (\text{C}_4\text{H}_{10}) = (4 \times 12) + (10 \times 1) = 58 \text{ g} = 0,058 \text{ kg}$$

Si la combustión de un mol -0,058 kg- de butano aporta 2.642 kJ, la masa de butano necesaria para disponer de los $2,717 \times 10^6$ kJ necesarios para calentar el agua de la piscina es:

$$m = \frac{0,058 \times 2,717 \times 10^6}{2.642} = 59,65 \text{ kg}$$

y a razón de 6 kg de butano por bombona:

hacen falta: $\frac{59,65}{6} = 10$ bombonas de 6 kg de butano cada una para calentar los 50 m^3 de agua de la piscina desde 14°C hasta 27°C .

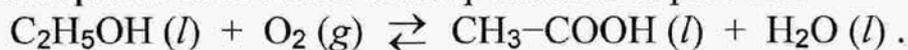
RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

Sabiendo que las entalpías de combustión del etanol y del ácido etanoico (ácido acético) en condiciones estándar son, respectivamente: $-1.372,9 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-870,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y que las entalpías normales de formación del agua líquida y del dióxido de carbono son, respectivamente: $-285,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-393,04 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, calcule:

a) La entalpía de la reacción correspondiente al proceso:

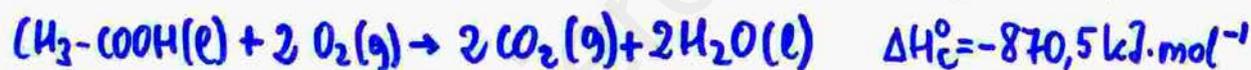
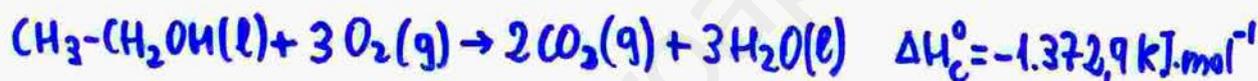


b) La entalpía de formación del etanol.

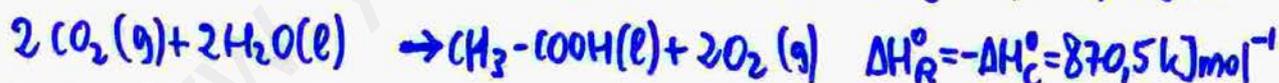
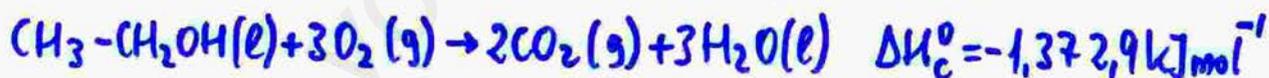
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2007)

SOLUCIÓN.-

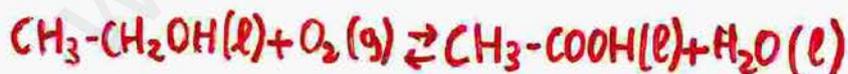
Las ecuaciones ajustadas que representan las **combustiones del etanol y del ácido etanoico** son, respectivamente:



Considerando la primera ecuación y la segunda -esta última en sentido contrario-, tenemos:



Sumando miembro a miembro encontramos:



$$\Delta H_R^\circ = \Delta H_c^\circ \text{ etanol} + (-\Delta H_c^\circ \text{ ácido etanoico})$$

$$\Delta H_R^\circ = -1.372,9 + 870,5 = -502,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -5,024 \times 10^5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

RESULTADO

Como $\Delta H_R^\circ < 0$ se trata de un proceso **exotérmico**.

Nos hemos basado en la Ley de Hess que, a su vez, se fundamenta en que la entalpía es una función de estado.

Para calcular ahora la entalpía estándar de formación del etanol la despejamos de la expresión de su entalpía de combustión estándar:

$$\Delta H_{\text{R}}^{\circ} = \sum \Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{productos}) - \sum \Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{reactivos})$$

$$\Delta H_{\text{c}}^{\circ} \text{ etanol} = [2\Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{O}_2(\text{g})) + 3\Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{H}_2\text{O}(\text{l}))] - [\Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l})) + 3\Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{O}_2(\text{g}))]$$

$$\Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l})) = 2\Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{O}_2(\text{g})) + 3\Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{H}_2\text{O}(\text{l})) - 3\Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{O}_2(\text{g})) - \Delta H_{\text{c}}^{\circ} \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})$$

$$\Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l})) = 2(-393,04) + 3(-285,5) - (3 \times 0) - (-1372,9) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{f}}^{\circ} (\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}(\text{l})) = -269,68 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -2,70 \times 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

De nuevo, estamos ante un proceso exotérmico: $\Delta H_{\text{f}}^{\circ} < 0$.

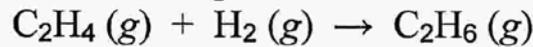
Nos hemos basado en que la entalpía es una función de estado, es decir, que su variación tan solo depende de los estados final e inicial, pero no de cuáles hayan podido ser los procesos seguidos; de ahí la expresión de $\Delta H_{\text{R}}^{\circ}$ en función de las entalpías de formación escrita arriba.

También hemos recordado que, por convenio, la entalpía estándar de formación de los elementos en su forma más estable en esas condiciones es nula.

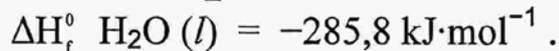
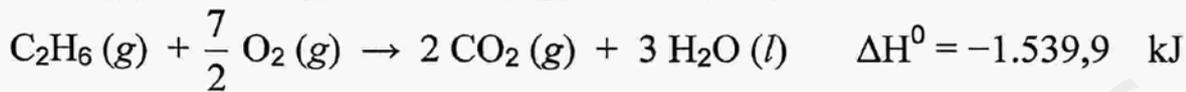
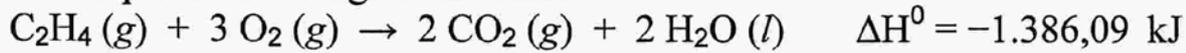
QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

a) Calcule la variación de entalpía de la reacción:



a partir de los siguientes datos:

b) Calcule el calor puesto en juego cuando 11,2 litros de $\text{H}_2(\text{g})$ a 1 atm y 0°C hidrogenan la correspondiente cantidad de etileno.*(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1996)*SOLUCIÓN:-

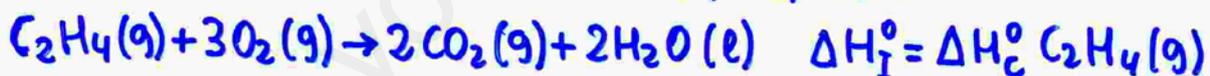
La ecuación ajustada que representa la formación del agua es:



Podemos escribir la ecuación:



-obtención de etano por hidrogenación de eteno-
como suma, miembro a miembro, de:



$$\Delta H_R^\circ = \Delta H_I^\circ + \Delta H_{II}^\circ + \Delta H_{III}^\circ = \Delta H_c^\circ \text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H_c^\circ \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$$

$$\Delta H_R^\circ = -1.386,09 - 285,8 - (-1.539,9) = -131,99 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -1,32 \times 10^5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

RESULTADO

Se trata de un proceso **exotérmico**, al ser $\Delta H_R^\circ < 0$.

Nos hemos basado en la **Ley de Hess** que, a su vez, se fundamenta en que la **entalpía** es una **función de estado**.

Para el **hidrógeno**, considerado como gas ideal, tenemos, aplicando la ecuación de Clapeyron:

- presión: $p = 1 \text{ atm}$
- volumen: $V = 11,2 \text{ L}$
- temperatura: $T = 0^\circ \text{C} = 273 \text{ K}$

Si en estas condiciones - **condiciones normales** - un mol ocupa $22,4 \text{ l}$ - **volumen molar**: $V = \frac{nRT}{p}$.

el número de moles que ocupan $11,2 \text{ L}$ es $0,5 \text{ mol}$.

Admitiendo que la variación de entalpía de obtención de etano por hidrogenación de eteno es la misma en condiciones **estándar** (1 atm y 25°C) que en condiciones **normales** (1 atm y 0°C), y de acuerdo a la estequiometría de esa reacción, si cuando un mol de $\text{H}_2(\text{g})$ reacciona con eteno se desprenden $131,99 \text{ kJ}$ ($|\Delta H_R^\circ|$),

cuando reaccionen $11,2 \text{ L}$ - $0,5 \text{ moles}$ - de $\text{H}_2(\text{g})$ el calor puesto en juego será:

$$Q = n\Delta H_R^\circ = 0,5 \text{ mol} (-131,99 \text{ kJ mol}^{-1}) = -66 \text{ kJ} = -65.995 \text{ J}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

Sabiendo que las entalpías estándar de combustión del hexano (líquido), carbono (sólido) e hidrógeno (gas) son: $-4.192,0 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, $-393,1 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente, calcule:

- la entalpía de formación del hexano (líquido) a $25 \text{ }^\circ\text{C}$;
- el número de moles de hidrógeno consumidos en la formación del hexano (líquido) cuando se han liberado 30 kJ .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2000)

SOLUCIÓN.-

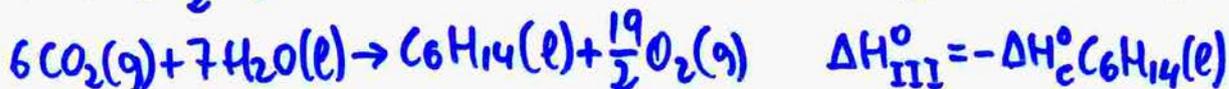
Las ecuaciones ajustadas que representan las **combustiones del hexano, carbono-combustión completa- e hidrógeno** son, respectivamente:



Por otra parte, la ecuación ajustada que representa la **formación del hexano (líquido)** es:



Podemos escribir esta ecuación como suma, miembro a miembro, de:



$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{14}(\text{l})) = \Delta H_{\text{I}}^\circ + \Delta H_{\text{II}}^\circ + \Delta H_{\text{III}}^\circ = 6 \Delta H_c^\circ \text{C}(\text{s}) + 7 \Delta H_c^\circ \text{H}_2(\text{g}) - \Delta H_c^\circ \text{C}_6\text{H}_{14}(\text{l})$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{14}(\ell)) = 6(-393,1) + 7(-285,8) - (-4.192,0) \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{14}(\ell)) = -167,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -1,672 \times 10^5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

RESULTADO

Como $\Delta H_f^\circ < 0$ estamos ante un proceso exotérmico. Nos hemos basado en la Ley de Hess que, a su vez, se fundamenta en que la entalpía es una función de estado.

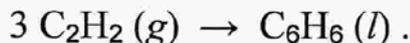
Según la estequiometría de la reacción de formación del hexano, para obtener un mol de éste se necesitan 7 moles de $\text{H}_2(\text{g})$, y se desprenden 167,2 kJ; luego si se han liberado 30 kJ al formarse hexano el número de moles de hidrógeno consumidos será:

$$n[\text{H}_2(\text{g})] = \frac{30 \text{ kJ} \cdot 7 \text{ moles}}{167,2 \text{ kJ}} = 1,26 \text{ moles} \quad : \text{ RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

TERMOQUÍMICA

El benceno (C_6H_6) se puede obtener a partir del acetileno (C_2H_2) según la reacción siguiente:



Las entalpías de combustión, a $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm, para el acetileno y el benceno son, respectivamente: $-1.300\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $-3.267\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

- Calcule ΔH^0 de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno y deduzca si es un proceso endotérmico o exotérmico.
- Determine la energía (expresada en kJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno.

Datos: Masas atómicas (u): H = 1,0 , C = 12,0.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2001)

SOLUCIÓN.-

Las ecuaciones ajustadas que representan las **combustiones del acetileno y del benceno** son, respectivamente:



Podemos escribir la ecuación ajustada de **obtención del benceno a partir del acetileno** como suma, miembro a miembro, de:



$$\Delta H_R^0 = 3(-1.300) - (-3.267) = -633\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -6,33 \times 10^5\text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Al ser $\Delta H_R^0 < 0$ se trata de un proceso **exotérmico**.

RESULTADO

La masa de un mol de benceno es:

$$1 \text{ mol} = 6(12,0) + 6(1,0) = 78,0 \text{ g} .$$

Por consiguiente, si en la combustión de un mol -78,0 g- de benceno se liberan 3.267 kJ (entalpía de combustión -en valor absoluto-),

en la combustión de un gramo de benceno se liberarán:

$$\frac{3.267 \text{ kJ}}{78,0} = 41,88 \text{ kJ}$$

$$Q = -41,88 \text{ kJ}\cdot\text{g}^{-1}$$

RESULTADO

Nota: Para el cálculo de la entalpía estándar de formación del benceno a partir del acetileno nos hemos basado en la Ley de Hess que, a su vez, se fundamenta en que la entalpía es una función de estado.