

TERMODINÁMICA QUÍMICA

6. Datos: $W = 460 \text{ J}$ $Q = -120 \text{ J}$

Calculamos la variación de la energía interna según el primer principio:

$$U = W + Q$$

$$\Delta U = 460 \text{ J} - 120 \text{ J} = 340 \text{ J}$$

El sistema ha aumentado su energía interna en **340 J**.

7. a) Corresponde a un proceso *isocórico*, ya que no hay trabajo de expansión porque el volumen no varía.

b) Corresponde a un proceso *adiabático*, ya que no hay transferencia de calor con el entorno.

c) Corresponde a un proceso *isotérmico*, ya que $\Delta U = 0$.

8. La entalpía de un sistema es: $H = U + pV$, y los términos U y pV tienen unidades de energía.

9. Con líquidos y sólidos, el trabajo de expansión cuando no hay cambio de estado es muy pequeño, de manera que:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$$

Como $\Delta(pV) \approx 0$

$$\Delta H = \Delta U$$

Quedan prácticamente iguales.

10. Datos: Adiabático $Q = 0$ $W = -150 \text{ J}$

Aplicamos el primer principio:

$$\Delta U = W + Q$$

$$\Delta U = -150 \text{ J} + 0$$

$$\Delta U = -150 \text{ J}$$

La energía interna del sistema **ha disminuido 150 J**.

3. REACCIONES QUÍMICAS A VOLUMEN O PRESIÓN CONSTANTES

11. La entalpía de un sistema es una magnitud extensiva porque depende de la cantidad de materia, ya que la energía interna del sistema depende de la cantidad de materia:

$$H = U + pV$$

12. Datos: $m(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 1,44 \text{ g}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 2000 \text{ g}$
 $V = \text{cte.}$ $t_0 = 20,2^\circ\text{C}$ $t = 25,8^\circ\text{C}$

Equivalente en agua del calorímetro: 430 g

Calculamos el calor necesario para elevar la temperatura del agua y del calorímetro:

$$Q = c m \Delta t$$

$$\Delta t = t - t_0 = 25,8^\circ\text{C} - 20,2^\circ\text{C} = 5,60^\circ\text{C} = 5,60 \text{ K}$$

$$Q = 4180 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}} (2,000 + 0,430) \text{ kg} \cdot 5,60 \text{ K}$$

$$Q = 56881,44 \text{ J}$$

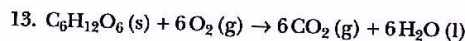
Calculamos el calor molar de combustión del naftaleno, ya que el calor absorbido por el agua corresponde al desprendido por la combustión de 1,44 g de naftaleno:

$$M_r(\text{C}_{10}\text{H}_8) = 128,164 \text{ u}$$

$$Q_v = \frac{-56881,44 \text{ J}}{1,44 \text{ g C}_{10}\text{H}_8} \cdot \frac{128,164 \text{ g C}_{10}\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_{10}\text{H}_8} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{1000 \text{ J}}$$

$$Q_v = -5,06 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

El calor de combustión del naftaleno es de **$-5,06 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$** .



La relación entre Q_v y Q_p es:

$$Q_p = Q_v + \Delta(pV)$$

Si despreciamos $\Delta(pV)$ para los gases y líquidos, y aplicamos la ecuación de estado de los gases ideales:

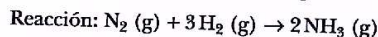
$$Q_p = Q_v + \Delta n RT$$

Donde Δn es la variación de los moles de gas en la reacción: $\Delta n = 0$

De manera que: $Q_p = Q_v$

14. Datos: $\Delta V = 0$ $Q = -41 \text{ kJ}$

$$t = 25^\circ\text{C} = 298 \text{ K} \quad p = 1 \text{ atm}$$



$$p \cdot \Delta V = 0 \quad \Delta U = Q_v = -41 \text{ kJ}$$

Para calcular el calor molar a $p = \text{cte.}$ $Q_p = \Delta H$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$$

Aplicando la ecuación de estado:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n RT$$

$$\Delta H = -41 \text{ kJ} + (-2) \text{ mol} \cdot 8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}$$

$$\Delta H = -45,95 \text{ kJ}$$

Calculamos el calor de combustión molar para 1 mol de N_2 :

$$Q_p = \Delta H = \frac{-45,95 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -45,95 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

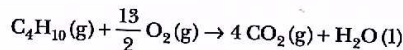
El calor de combustión molar es de **$-45,95 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$** .

4. ENTALPÍA ESTÁNDAR DE REACCIÓN

15. Datos: $E_{\text{obtenida}} = 350 \text{ kJ} = Q_p$

$$\Delta H^\circ = -2877 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Reacción de combustión:



Calculamos la masa de C_4H_{10} necesaria:

$$M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58,12 \text{ u}$$

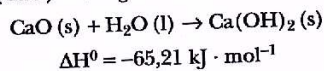
$$m(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 350 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{2877 \text{ kJ}} \cdot \frac{58,12 \text{ g C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}$$

$$m(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 7,07 \text{ g C}_4\text{H}_{10}$$

La masa de C_4H_{10} necesaria es de **7,07 g**.

TERMODINÁMICA QUÍMICA

16. Datos: $m(\text{CaO}) = 25 \text{ kg}$



Calculamos el calor que se producirá:

$$M_r(\text{CaO}) = 56,08 \text{ u}$$

$$Q_p = 25 \cdot 10^3 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,08 \text{ g CaO}} \cdot \frac{-65,21 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaO}}$$

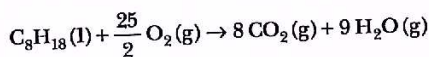
$$Q_p = -2,91 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

En la reacción de 25 kg de CaO se liberan **$2,91 \cdot 10^4 \text{ kJ}$** .

17. Datos: $V = 1 \text{ L}$ $d(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 800 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$

Condiciones estándar

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_8\text{H}_{18}) = -5471 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$



Calculamos la masa de 1 L de gasolina:

$$m(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 1 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ L}} \cdot \frac{800 \text{ kg}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$$m(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 800 \text{ g C}_8\text{H}_{18}$$

Calculamos el calor producido:

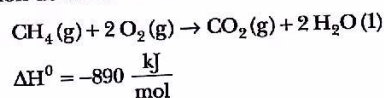
$$M_r(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 114,224 \text{ u}$$

$$800 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,224 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{-5471 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = -3,8 \cdot 10^4 \text{ kJ}$$

El calor producido por la combustión de 1 L es de **$3,8 \cdot 10^4 \text{ kJ}$** .

18. Datos: $Q_p = -2,7 \cdot 10^6 \text{ kJ}$ Rendimiento 75 %

Reacción de combustión:



Calculamos la masa de gas necesaria:

$$M_r(\text{CH}_4) = 16,042 \text{ u}$$

$$m(\text{CH}_4) = -2,7 \cdot 10^6 \text{ kJ} \cdot \frac{100}{75} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{-890 \text{ kJ}}$$

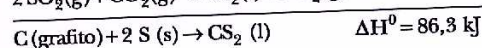
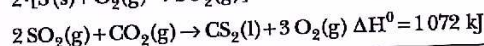
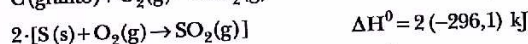
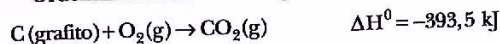
$$\cdot \frac{16,042 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g CH}_4} = 64,89 \text{ kg CH}_4$$

Deben quemarse **64,89 kg** de metano.

5. LEY DE HESS

19. Reacción: $\text{C (grafito)} + 2 \text{ S (s)} \rightarrow \text{CS}_2 \text{ (l)}$

Ordenamos las reacciones para obtener la anterior:



La entalpía estándar de formación es **86,3 kJ**.

20. Datos: $\Delta H_f^\circ[\text{CaCO}_3 \text{ (s)}] = -1206,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\Delta H_f^\circ[\text{CaO (s)}] = -635,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2 \text{ (s)}] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Reacción de descomposición:



$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_{f, \text{productos}}^\circ - \sum m \Delta H_{f, \text{reactivos}}^\circ =$$

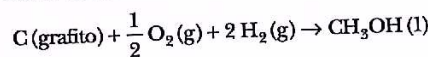
$$= 1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2 \text{ (g)}] + 1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CaO (s)}] - 1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CaCO}_3 \text{ (s)}] =$$

$$= 1 \text{ mol} \cdot \left(-393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) + 1 \text{ mol} \cdot \left(-635,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) +$$

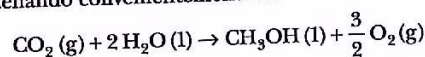
$$+ 1 \text{ mol} \cdot \left(-1206,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) = 177,8 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar es **177,8 kJ**.

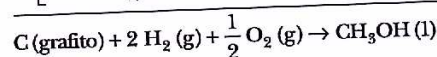
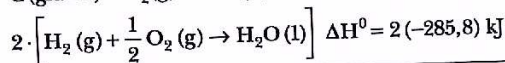
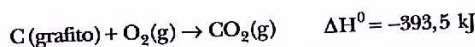
21. Reacción de síntesis:



Ordenando convenientemente las reacciones:



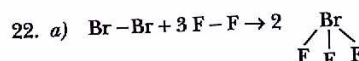
$$\Delta H^\circ = -(-726,4 \text{ kJ})$$



$$\Delta H^\circ = -238,7 \text{ kJ}$$

La entalpía de reacción es **-238,7 kJ**.

6. ENTALPÍA DE ENLACE



Datos (de la tabla):

$$\Delta H_{\text{Br-Br}}^\circ = 192,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{F-F}}^\circ = 150,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{Br-F}}^\circ = 197 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

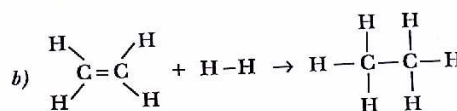
$$\Delta H_r^\circ = \sum m \Delta H_{c, \text{rotos}}^\circ - \sum n \Delta H_{c, \text{formados}}^\circ$$

$$\Delta H_r^\circ = 1 \cdot \Delta H_{\text{Br-Br}}^\circ + 3 \cdot \Delta H_{\text{F-F}}^\circ - 6 \Delta H_{\text{Br-F}}^\circ$$

$$\Delta H_r^\circ = 1 \text{ mol} \cdot 192,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 3 \text{ mol} \cdot 150,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} -$$

$$- 6 \text{ mol} \cdot 197 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -537,7 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar es **-537,7 kJ**.



Datos (de la tabla):

$$\Delta H_{\text{C-H}}^\circ = 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

TERMODINÁMICA QUÍMICA

$$\Delta H_{C-H}^0 = 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{H-H}^0 = 436,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{C-C}^0 = 347 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

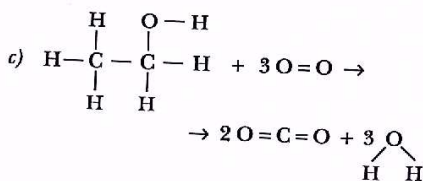
$$\Delta H_r^0 = \sum m \Delta H_{e. \text{ rotos}}^0 - \sum n \Delta H_{c. \text{ formados}}^0$$

$$\Delta H_r^0 = 4 \cdot \Delta H_{C-H}^0 + \Delta H_{C=C}^0 + \Delta H_{H-H}^0 - 6 \cdot \Delta H_{C-H}^0 - \Delta H_{C-C}^0$$

$$\Delta H_r^0 = 4 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 620 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 436,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 6 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1 \text{ mol} \cdot 347 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_r^0 = -118,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La entalpía estándar es **-118,6 kJ · mol⁻¹**.



Datos (de la tabla):

$$\Delta H_{C-H}^0 = 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{C-C}^0 = 347 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{O=O}^0 = 498,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{C=O}^0 = 351 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{C=O}^0 = 745 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{O-H}^0 = 460 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_r^0 = \sum m \Delta H_{e. \text{ rotos}}^0 - \sum n \Delta H_{c. \text{ formados}}^0$$

$$\Delta H_r^0 = 5 \cdot \Delta H_{C-H}^0 + 1 \cdot \Delta H_{C-C}^0 + 1 \cdot \Delta H_{C=O}^0 + 1 \cdot \Delta H_{O-H}^0 + 3 \cdot \Delta H_{O=O}^0 - 4 \cdot \Delta H_{C=O}^0 - 6 \cdot \Delta H_{O-H}^0$$

$$\Delta H_r^0 = 5 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 347 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 351 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 460 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 3 \cdot 498,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 4 \cdot 745 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 6 \text{ mol} \cdot 460 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta H_r^0 = -1015,9 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar es **-1015,9 kJ · mol⁻¹**.

7. ENTROPÍA

23. a) I₂ (g)

El desorden de 1 mol de gas es mucho mayor que el de un mol de sólido; por tanto, tendrá mayor entropía.

b) H₂O (g)

El desorden de 1 mol de gas es mucho mayor que el de un mol de líquido; por tanto, tendrá mayor entropía.

24. a) El paso de líquido a sólido es un aumento del orden; por tanto, disminuye la entropía.

b) Hay más desorden cuando un sólido está en disolución y, por tanto, aumenta la entropía.

25. La entropía del diamante es menor que la del grafito porque presenta enlaces más fuertes en su estructura.

26. Datos: Q_{vap} = 36,4 kJ · mol⁻¹

etanol (l) → etanol (g) t = 25 °C = 298 K

S⁰ [etanol (l)] = 161 J · mol⁻¹ · K⁻¹

Calculamos la variación de entropía que corresponde al proceso:

$$\Delta S = \frac{Q}{T} = \frac{36,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}}{298 \text{ K}} \cdot \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 122 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Calculamos la entropía estándar del vapor:

$$\Delta S = S^0 [\text{etanol (g)}] - S^0 [\text{etanol (l)}]$$

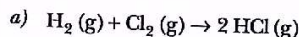
$$S^0 [\text{etanol (g)}] = \Delta S + S^0 [\text{etanol (l)}]$$

$$S^0 [\text{etanol (g)}] = 122 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} + 161 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$S^0 [\text{etanol (g)}] = 283 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

La variación de entropía es de **122 J · mol⁻¹ · K⁻¹** y la entropía estándar del vapor es **283 J · mol⁻¹ · K⁻¹**.

27. Datos (de la tabla):

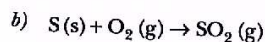


$$\Delta S_r^0 = \sum n S_{\text{productos}}^0 - \sum m S_{\text{reactivos}}^0$$

$$\Delta S_r^0 = 2 \cdot S^0 [\text{HCl (g)}] - 1 \cdot S^0 [\text{Cl}_2 (\text{g})] - 1 \cdot S^0 [\text{H}_2 (\text{g})]$$

$$\Delta S_r^0 = 2 \text{ mol} \cdot 187 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 1 \text{ mol} \cdot 223 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 1 \text{ mol} \cdot 131 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 20 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

La variación de la entropía es de **20 J · K⁻¹**.



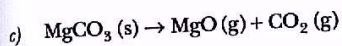
$$\Delta S_r^0 = \sum n S_{\text{productos}}^0 - \sum m S_{\text{reactivos}}^0$$

$$\Delta S_r^0 = 1 \cdot S^0 [\text{SO}_2 (\text{g})] - 1 \cdot S^0 [\text{S (s)}] - 1 \cdot S^0 [\text{O}_2 (\text{g})]$$

$$\Delta S_r^0 = 1 \text{ mol} \cdot 248,5 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 1 \text{ mol} \cdot 31,9 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} - 1 \text{ mol} \cdot 205 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 11,6 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

La entropía estándar de reacción es **11,6 J · K⁻¹**.

TERMODINÁMICA QUÍMICA



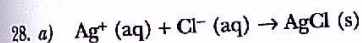
$$\Delta S_r^0 = \sum n S_{\text{productos}}^0 - \sum m S_{\text{reactivos}}^0$$

$$\Delta S_r^0 = 1 \cdot S^0 [\text{CO}_2 (\text{g})] + 1 \cdot S^0 [\text{MgO} (\text{s})] - 1 \cdot S^0 [\text{MgCO}_3 (\text{s})]$$

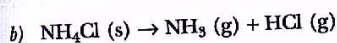
$$\Delta S_r^0 = 1 \text{ mol} \cdot 213,6 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} + 1 \text{ mol} \cdot 26,78 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} -$$

$$-1 \text{ mol} \cdot 68,69 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 174,7 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

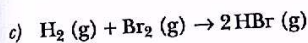
La entropía estándar de reacción es $174,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.



Hay una disminución de entropía, ya que hay más desorden en 1 mol de sólido disuelto que en esta-
do sólido.



Hay un aumento de entropía porque hay más de-
sorden en 2 moles de gas que en 1 mol de sólido.



La entropía no varía prácticamente, ya que al princi-
pio y al final tenemos 2 moles de un gas diatómico.

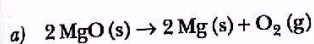
8. ENERGÍA LIBRE

29. Datos: $\Delta G_f^0 [\text{SO}_3 (\text{g})] = -370,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\Delta G_f^0 [\text{SO}_2 (\text{g})] = -300,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^0 [\text{MgO} (\text{g})] = -569,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

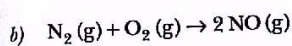
$$\Delta G_f^0 [\text{NO} (\text{g})] = 86,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\Delta G_r^0 = \sum n \Delta G_{\text{f productos}}^0 - \sum m \Delta G_{\text{f reactivos}}^0$$

$$\Delta G_r^0 = -2 \text{ mol} (-569,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = 1139 \text{ kJ}$$

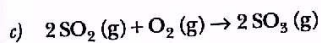
La reacción no será espontánea porque $\Delta G^0 > 0$.



$$\Delta G_r^0 = \sum n \Delta G_{\text{f productos}}^0 - \sum m \Delta G_{\text{f reactivos}}^0$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \text{ mol} (86,7 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) = 173,4 \text{ kJ}$$

La reacción no será espontánea porque $\Delta G^0 > 0$.



$$\Delta G_r^0 = \sum n \Delta G_{\text{f productos}}^0 - \sum m \Delta G_{\text{f reactivos}}^0$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \Delta G_f^0 [\text{SO}_3 (\text{g})] - 2 \Delta G_f^0 [\text{SO}_2 (\text{g})]$$

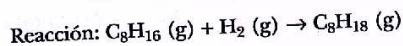
$$\Delta G_r^0 = 2 \text{ mol} \left(-370,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - 2 \text{ mol} \left(-300,4 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right)$$

$$\Delta G_r^0 = -140 \text{ kJ}$$

La reacción será espontánea porque $\Delta G^0 < 0$.

30. Datos: $\Delta S^0 = -130 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$

$$\Delta H^0 = -125,5 \text{ kJ}$$



Calculamos la variación de energía libre estándar:

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \Delta S^0$$

$$\Delta G^0 = -125,5 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (-130 \cdot 10^{-3}) \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

$$\Delta G^0 = -86,8 \text{ kJ}$$

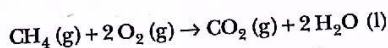
La variación de energía libre estándar es de $-86,8 \text{ kJ}$ y
la reacción será espontánea porque $\Delta G^0 < 0$.

31. Datos: $\Delta G_f^0 [\text{CH}_4 (\text{g})] = -50,8 \text{ kJ}$

$$\Delta G_f^0 [\text{CO}_2 (\text{g})] = -394,4 \text{ kJ}$$

$$\Delta G_f^0 [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] = -237,2 \text{ kJ}$$

Reacción:



$$\Delta G_r^0 = \sum n \Delta G_{\text{f productos}}^0 - \sum m \Delta G_{\text{f reactivos}}^0$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \Delta G_f^0 [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] + 1 \Delta G_f^0 [\text{CO}_2 (\text{g})] -$$

$$-1 \Delta G_f^0 [\text{CH}_4 (\text{g})]$$

$$\Delta G_r^0 = 2 \cdot (-237,2 \text{ kJ}) + 1 \cdot (-394,4 \text{ kJ}) - 1 \cdot (-50,8 \text{ kJ})$$

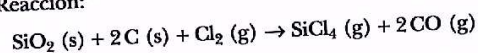
$$\Delta G_r^0 = -818,0 \text{ kJ}$$

La energía libre estándar de la reacción es -818 kJ .

32. Datos: $\Delta H^0 = +32,9 \text{ kJ}$

$$\Delta S^0 = 226,5 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

Reacción:



Para que sea espontánea, $\Delta G < 0$.

Según: $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$

$$\Delta H - T \Delta S < 0$$

$$-T \Delta S < -\Delta H$$

$$T \Delta S > \Delta H$$

$$T > \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

Si suponemos que ΔH y ΔS no varían significativamen-
te con la temperatura, podemos utilizar los valores es-
tándar:

$$T > \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0}$$

$$T > \frac{32,9 \text{ kJ}}{226,5 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K}}}$$

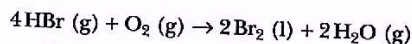
$$T > 145 \text{ K}$$

La reacción será espontánea para temperaturas mayo-
res a 145 K .

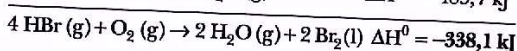
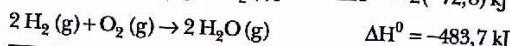
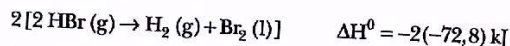
TERMODINÁMICA QUÍMICA

RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS

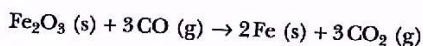
33. Reacción:



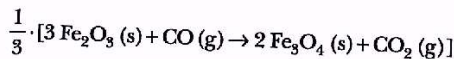
Ordenando convenientemente las reacciones, obtenemos la anterior:



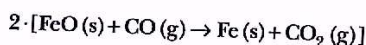
34. Reacción:



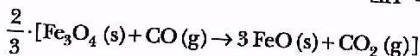
Ordenando convenientemente las reacciones, obtenemos la anterior:



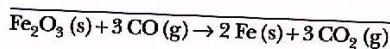
$$\Delta H^\circ = \frac{1}{3} (-46,4 \text{ kJ})$$



$$\Delta H^\circ = 2 \cdot 9,0 \text{ kJ}$$

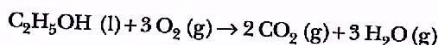


$$\Delta H^\circ = \frac{2}{3} (-41,0 \text{ kJ})$$



$$\Delta H^\circ = -24,8 \text{ kJ}$$

35. Datos:



$$\Delta H_c^\circ = -1365,6 \text{ kJ}$$

Datos necesarios: $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O (g)}] = -241,8 \text{ kJ}$

$$\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 \text{ (g)}] = -393,5 \text{ kJ}$$

Tenemos:

$$\Delta H_c^\circ = 3 \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O (g)}] + 2 \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 \text{ (g)}] - \Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}]$$

Despejamos la entalpía de formación del etanol:

$$\Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}] = 3 \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O (g)}] +$$

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

$$\Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}] = 3 \cdot (-241,8 \text{ kJ}) + 2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) - (-1365,6 \text{ kJ})$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}] = -146,8 \text{ kJ}$$

La entalpía de formación del etanol es de **-146,8 kJ**.

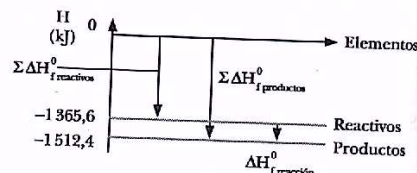
Para representar el diagrama de la reacción de combustión:

$$\Sigma m \Delta H_{f, \text{reactivos}}^\circ = \Delta H_f^\circ [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH (l)}]$$

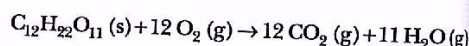
$$\Sigma m \Delta H_{f, \text{reactivos}}^\circ = -1365,6 \text{ kJ}$$

$$\Sigma n \Delta H_{f, \text{productos}}^\circ = 3 \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O (g)}] +$$

$$+ 2 \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 \text{ (g)}] = -1512,4 \text{ kJ}$$



36. Datos:



$$\Delta H_c^\circ = -5160,2 \text{ kJ}$$

Según la ecuación, tenemos:

$$\Delta H_c^\circ = \Sigma n \Delta H_{f, \text{productos}}^\circ - \Sigma m \Delta H_{f, \text{reactivos}}^\circ$$

$$\Delta H_c^\circ = 11 \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O (g)}] + 12 \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 \text{ (g)}] - \Delta H_f^\circ [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ (s)}]$$

Despejamos la entalpía estándar de formación de la sacarosa:

$$\Delta H_f^\circ [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ (s)}] = 11 \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O (g)}] + 12 \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 \text{ (g)}] - \Delta H_c^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ (s)}] = 11 \cdot (-241,8 \text{ kJ}) + 12 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) - (-5160,2 \text{ kJ}) = -2221,6 \text{ kJ}$$

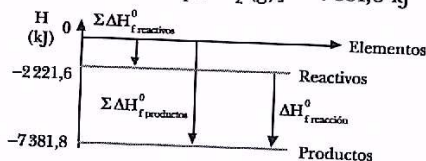
La entalpía estándar de formación de la sacarosa es de **-2221,6 kJ**.

Para representar el diagrama de entalpías:

$$\Sigma m \Delta H_{f, \text{reactivos}}^\circ = \Delta H_f^\circ [\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \text{ (s)}]$$

$$\Sigma m \Delta H_{f, \text{reactivos}}^\circ = -2221,6 \text{ kJ}$$

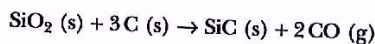
$$\Sigma n \Delta H_{f, \text{productos}}^\circ = 11 \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O (g)}] + 12 \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2 \text{ (g)}] = -7381,8 \text{ kJ}$$



37. Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{SiO}_2 \text{ (s)}] = -910,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\Delta H_f^\circ [\text{CO (g)}] = -110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Reacción:



De la reacción tenemos: $\Delta H^\circ = 624,6 \text{ kJ}$

$$\Delta H_r^\circ = 1 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{SiC (s)}] + 2 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{CO (g)}] - \Delta H_f^\circ [\text{SiO}_2 \text{ (s)}]$$

Despejamos la entalpía de formación del SiC:

$$\Delta H_f^\circ [\text{SiC (s)}] = -2 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{CO (g)}] +$$

$$+ \Delta H_f^\circ [\text{SiO}_2 \text{ (s)}] + \Delta H_r^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{SiC (s)}] = -2 \text{ mol } (-110,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) +$$

$$+ 1 \text{ mol } (-910,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) + 624,6 \text{ kJ} = -65,3 \text{ kJ}$$

La entalpía estándar de formación del SiC es **-65,3 kJ · mol⁻¹**.

TERMODINÁMICA QUÍMICA

38. Datos: $\Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\text{WO}_3(\text{s}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{W}(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \quad \Delta H^\circ = 114,9 \text{ kJ}$
 De la ecuación:

$$\Delta H_r^\circ = 3 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] - \Delta H_f^\circ [\text{WO}_3(\text{s})]$$

 Despejamos la entalpía de formación del WO_3 :

$$\Delta H_f^\circ [\text{WO}_3(\text{s})] = 3 \cdot \Delta H_f^\circ [\text{H}_2\text{O}(\text{g})] - \Delta H_r^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{WO}_3(\text{s})] = 3 \cdot \text{mol} \left(-241,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - 114,9 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{WO}_3(\text{s})] = -840,3 \text{ kJ}$$

 La entalpía estándar de formación del WO_3 es $-840,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

39. Reacción:
 $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H_r^\circ = 177,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 Datos necesarios:

$$\Delta H_f^\circ [\text{CaO}(\text{s})] = -635,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

De la ecuación:

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

Despejamos la entalpía de formación del carbonato de calcio:

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

$$\Delta H_f^\circ [\text{CaCO}_3(\text{s})] = -393,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 635,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 177,8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -1206,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

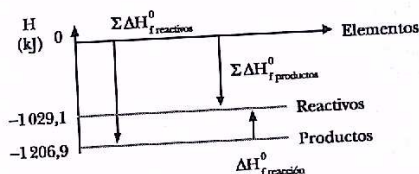
La entalpía estándar de formación del CaCO_3 es $-1206,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Para obtener el diagrama de entalpía:

$$\sum m \Delta H_{f, \text{reactivos}}^\circ = \Delta H_f^\circ [\text{CaCO}_3(\text{s})]$$

$$\sum m \Delta H_{f, \text{reactivos}}^\circ = -1206,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\sum n \Delta H_{f, \text{productos}}^\circ = \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] + \Delta H_f^\circ [\text{CaO}(\text{s})] = -1029,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$



40. Datos:
 $\text{PbO}(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H_r^\circ = -65,69 \text{ kJ}$

Datos necesarios:

$$\Delta H_f^\circ [\text{CO}(\text{g})] = -110,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] = -395,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

De la ecuación:

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] - \Delta H_f^\circ [\text{CO}(\text{g})] - \Delta H_f^\circ [\text{PbO}(\text{s})]$$

Despejamos la entalpía de formación del PbO :

$$\Delta H_f^\circ [\text{PbO}(\text{s})] = \Delta H_f^\circ [\text{CO}_2(\text{g})] - \Delta H_f^\circ [\text{CO}(\text{g})] - \Delta H_r^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ [\text{PbO}(\text{s})] = -395,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \left(-110,5 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right) - (-65,69 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}) = -217,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

La entalpía estándar de formación del óxido de plomo (II), PbO es $-217,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

41. Una función de estado es una variable termodinámica cuyo valor sólo depende del estado actual del sistema y no del procedimiento por el que el sistema llegó a dicho estado.

Ejemplos: presión, volumen, temperatura.

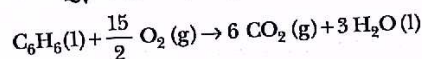
42. Una reacción endotérmica puede ser espontánea si hay aumento de entropía y la temperatura es alta, de forma que se cumpla:

$$|\Delta H| < |T \Delta S|$$

43. Datos: $m(\text{C}_6\text{H}_6) = 2,4 \text{ g}$ $p = \text{cte.}$

$$\Delta U = 0 \quad t = 25^\circ\text{C}$$

$$Q_v = \Delta U = 98,40 \text{ kJ}$$



Calculamos el calor desprendido para 1 mol de benceno:

$$M_r(\text{C}_6\text{H}_6) = 78,108 \text{ u}$$

$$Q_v = \Delta U = \frac{-98,40 \text{ kJ}}{2,4 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{78,108 \text{ g C}_6\text{H}_6}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}$$

$$Q_v = -3202,43 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

El calor a presión constante es ΔH :

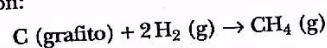
$$Q_p = \Delta H = \Delta U + \Delta n R T$$

$$\Delta H = -3202,43 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1,5 \text{ mol} \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}$$

$$\Delta H = -3206,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

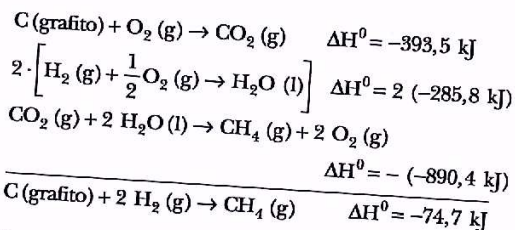
El calor de combustión molar del benceno es $-3206,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

44. Reacción:

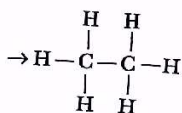
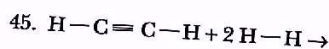


Para obtener la ecuación anterior, sumamos la primera, dos veces la segunda y la inversa de la tercera.

TERMODINÁMICA QUÍMICA



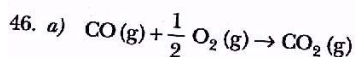
La entalpía estándar de la reacción es de **-74,7 kJ**.



Datos necesarios: $\Delta H_{\text{C-H}}^\circ = 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\Delta H_{\text{C=C}}^\circ = 812 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\Delta H_{\text{H-H}}^\circ = 436,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\Delta H_{\text{C-C}}^\circ = 347 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

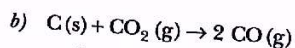
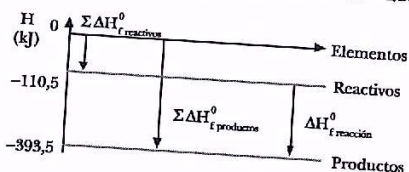
$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= \sum m \Delta H_{\text{e. rotos}}^\circ - \sum n \Delta H_{\text{e. formados}}^\circ \\ \Delta H_r^\circ &= 2 \Delta H_{\text{C-H}}^\circ + \Delta H_{\text{C=C}}^\circ + 2 \Delta H_{\text{H-H}}^\circ - \\ &\quad - 6 \Delta H_{\text{C-H}}^\circ - \Delta H_{\text{C-C}}^\circ \\ \Delta H_r^\circ &= \Delta H_{\text{C=C}}^\circ + 2 \Delta H_{\text{H-H}}^\circ - 4 \Delta H_{\text{C-H}}^\circ - \Delta H_{\text{C-C}}^\circ \\ \Delta H_r^\circ &= 1 \text{ mol} \cdot 812 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 2 \text{ mol} \cdot 436 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - \\ &\quad - 4 \text{ mol} \cdot 414 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1 \text{ mol} \cdot 347 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -318,2 \text{ kJ} \end{aligned}$$

La entalpía estándar de la reacción es **-318,2 kJ**.



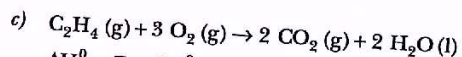
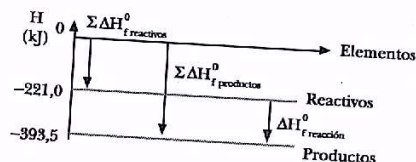
$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= \sum n \Delta H_{\text{f productos}}^\circ - \sum m \Delta H_{\text{f reactivos}}^\circ \\ \Delta H_r^\circ &= \Delta H_{\text{f}}^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] - \Delta H_{\text{f}}^\circ [\text{CO} (\text{g})] \\ \Delta H_r^\circ &= -393,5 \text{ kJ} - (-110,5 \text{ kJ}) = -283,0 \text{ kJ} \end{aligned}$$

La entalpía estándar de la reacción es **-283,0 kJ**.



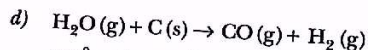
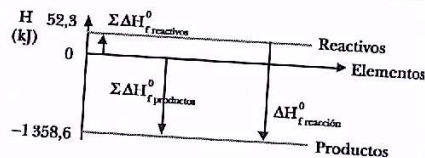
$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= \sum n \Delta H_{\text{f productos}}^\circ - \sum m \Delta H_{\text{f reactivos}}^\circ \\ \Delta H_r^\circ &= 2 \cdot \Delta H_{\text{f}}^\circ [\text{CO} (\text{g})] - \Delta H_{\text{f}}^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] \\ \Delta H_r^\circ &= 2 \cdot (-110,5 \text{ kJ}) - (-393,5 \text{ kJ}) \\ \Delta H_r^\circ &= -221,0 \text{ kJ} - (-393,5 \text{ kJ}) = 172,5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

La entalpía estándar de la reacción es **172,5 kJ**.

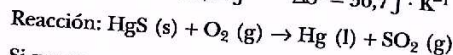
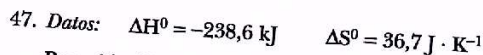
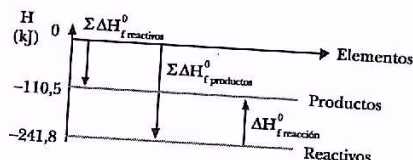


$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= \sum n \Delta H_{\text{f productos}}^\circ - \sum m \Delta H_{\text{f reactivos}}^\circ \\ \Delta H_r^\circ &= 2 \cdot \Delta H_{\text{f}}^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] + 2 \cdot \Delta H_{\text{f}}^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] - \\ &\quad - \Delta H_{\text{f}}^\circ [\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})] \\ \Delta H_r^\circ &= 2 \cdot (-393,5 \text{ kJ}) + 2 \cdot (-285,8 \text{ kJ}) - \\ &\quad - (+52,3 \text{ kJ}) \\ \Delta H_r^\circ &= -1358,6 \text{ kJ} - (+52,3 \text{ kJ}) = -1410,9 \text{ kJ} \end{aligned}$$

La entalpía estándar de la reacción es **-1410,9 kJ**.



$$\begin{aligned} \Delta H_r^\circ &= \sum n \Delta H_{\text{f productos}}^\circ - \sum m \Delta H_{\text{f reactivos}}^\circ \\ \Delta H_r^\circ &= \Delta H_{\text{f}}^\circ [\text{CO} (\text{g})] - \Delta H_{\text{f}}^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{g})] \\ \Delta H_r^\circ &= -110,5 \text{ kJ} - (-241,8 \text{ kJ}) = 131,3 \text{ kJ} \end{aligned}$$



Si suponemos que ΔH y ΔS no varían significativamente con la temperatura, podemos utilizar los valores estándar:

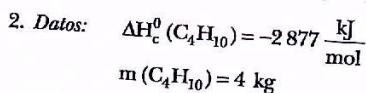
$$\Delta G = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

Puesto que $\Delta H^\circ < 0$ y $\Delta S^\circ > 0$, la reacción será espontánea a cualquier temperatura.

ΔG será negativa para cualquier valor de temperatura.

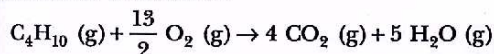
EVALUACIÓN

1. Aquellas reacciones en las que no hay variación en el número de moles de reactivos y de productos.



TERMODINÁMICA QUÍMICA

Reacción de combustión:

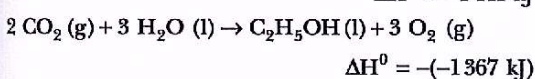
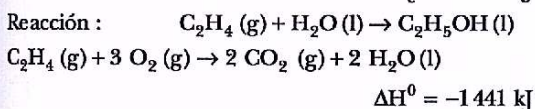
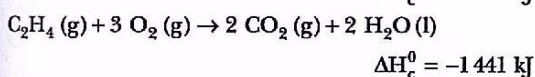
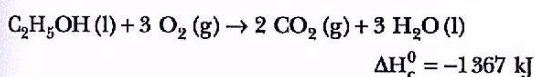


Calculamos el calor que se puede obtener:

$$\begin{aligned} M_r (\text{C}_4\text{H}_{10}) &= 58,84 \text{ u} \\ 4 \text{ kg C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,84 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{-2877 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} &= \\ &= -1,96 \cdot 10^5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

En la combustión de los 4 kg de butano se obtienen $1,96 \cdot 10^5 \text{ kJ}$ de calor.

3. Ecuaciones de combustión:



La entalpía estándar de la reacción es **-44 kJ**.

4. a) $2 \text{KClO}_4 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{KClO}_3 (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Pasar de 2 mol de sólido a 2 mol de sólido y uno de gas significa un aumento del desorden; por tanto, la entropía aumenta.

La variación es positiva.

b) $\text{H}_2\text{O} (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Pasar de 1 mol de gas a 1 mol de líquido significa una disminución del desorden molecular; por tanto, la entropía disminuye.

La variación es negativa.

c) $\text{N}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{N} (\text{g})$

Pasar de 1 mol de gas diatómico a 2 mol de gas monoatómico significa un aumento del desorden; por tanto, la entropía aumenta.

La variación es positiva.

5. $\text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S_{\text{productos}}^\circ - \sum m S_{\text{reactivos}}^\circ$$

$$\Delta S_r^\circ = 2 \cdot S^\circ [\text{H}_2\text{O} (\text{l})] + 1 \cdot S^\circ [\text{CO}_2 (\text{g})] -$$

$$- 2 \cdot S^\circ [\text{O}_2 (\text{g})] - 1 \cdot S^\circ [\text{CH}_4 (\text{g})]$$

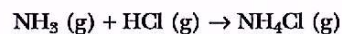
$$\Delta S_r^\circ = 2 \text{ mol} \cdot 69,9 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 1 \text{ mol} \cdot 213,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} -$$

$$- 2 \text{ mol} \cdot 205 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 1 \text{ mol} \cdot 186,19 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$\Delta S_r^\circ = -242,8 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

El cambio de entropía es de **-242,8 J · K⁻¹**.

6. Datos: $\Delta S^\circ = -284,6 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ $\Delta H^\circ = -176,9 \text{ kJ}$



Calculamos la energía libre estándar:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -176,9 \text{ kJ} + 298 \text{ K} \cdot 284,6 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{K}}$$

$$\Delta G^\circ = -92,09 \text{ kJ}$$

Puesto que la variación de energía libre es negativa, la reacción será espontánea.