

Solucionario Ejercicios Unidad 2. Termodinámica

①

a) Variables extensivas: son aquellas cuyo valor depende de la cantidad de sistema que se considere, y su valor no se puede definir en cualquier punto del sistema.

Variables intensivas: son aquellos cuyo valor no depende de la cantidad de sistema considerado, y su valor se puede determinar en cualquier punto del sistema.

b) Variables extensivas: volumen, masa, calor, energía interna, entalpía, entropía y energía libre de Gibbs.

Variables intensivas: temperatura, presión, densidad y calor específico.

②

Un sistema termodinámico es una parte del universo en la que centramos nuestro interés. El resto del universo se denomina entorno o exterior (es todo lo que rodea al sistema, pudiendo estar relacionado o no, con el mismo)

Dos tipos de sistemas termodinámicos atendiendo a los intercambios de materia y energía con el entorno son:

- Sistema abierto: es aquel sistema que puede intercambiar materia y energía con el entorno.
- Sistema cerrado: es aquel que intercambia energía con el entorno, pero no puede intercambiar materia.
- Sistema aislado: es aquel sistema que no puede intercambiar ni materia ni energía con el entorno.

En función de las características de un sistema:

- Vaso de precipitados: sistema abierto
- Cuerpo humano: sistema abierto, necesita materia para obtener energía. Por lo que intercambia con el ambiente materia orgánica e inorgánica, además de energía para su funcionamiento.
- Planta: sistema abierto. Intercambia materia (agua y nutrientes) y energía para llevar a cabo la fotosíntesis.
- Olla exprés: sistema cerrado. Intercambia energía con el entorno, pero no permite intercambiar materia, los gases generados en su interior no pueden escapar.
- Planeta Tierra: sistema abierto. Intercambia materia y energía con el exterior; la atmósfera terrestre deja escapar moléculas al exterior y recibe micrometeoritos, y recibe energía solar.

3

Datos

Q = 500 J
W = 280 J

Primer principio → ΔU = Q + W

Criterios de signos

Q > 0 → recibe del entorno el calor

W < 0 → el trabajo que realiza el sistema sobre el entorno

ΔU = 500 - 280 → |ΔU = 220 J|

4

Datos

Q = 135 kJ (se libera)
W = 54 kJ

Primer Principio → ΔU = Q + W

Criterios de signo

Q < 0 → libera calor al entorno

W < 0 → realiza trabajo sobre el entorno

ΔU = -135 - 54 → |ΔU = -189 kJ|

5

a) Para producir el cambio de estado K_F(s) a K_F(l), proceso de fusión, es necesario aportar energía al sistema, por lo tanto, se trata de un proceso endotérmico.

b) Para producir el cambio de estado H₂O(l) a H₂O(g), proceso de vaporización, es necesario aportar energía al sistema, por lo tanto, se trata de un proceso endotérmico.

c) Para producir el cambio de C(s, grafito) a C(g), proceso de sublimación directa, es necesario aportar energía al sistema, por lo tanto, se trata de un proceso endotérmico.

d) Para producir el cambio de estado H₂O(l) a H₂O(s), proceso de solidificación, el sistema debe transferir energía al entorno, por lo tanto, se trata de un proceso exotérmico.

6

Datos

Combustión etanol \rightarrow 1g desprende 29'8 kJ

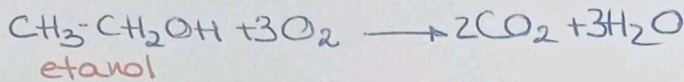
\hookrightarrow quiere decir que la reacción es exotérmica

Combustión ácido acético \rightarrow 1g liberan 14'5 kJ

\hookrightarrow reacción exotérmica

a) ΔH_c° (etanol) = ?

ΔH_c° (ác. acético) = ?



$M_m(\text{etanol}) = 2 \cdot 12 + 1 \cdot 16 + 6 \cdot 1 = 46 \text{ g/mol}$

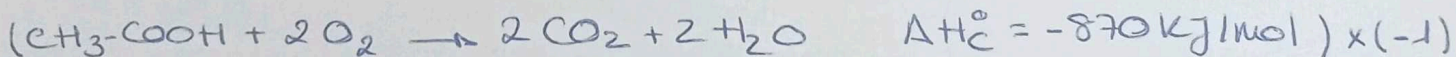
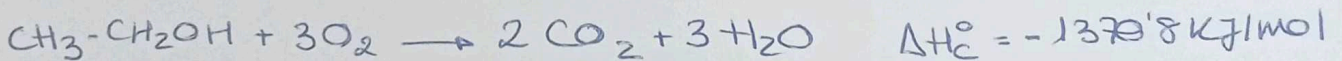
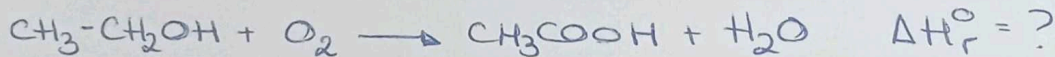
$\Delta H_c^\circ(\text{etanol}) = \frac{-29'8 \text{ kJ}}{1 \text{ g}} \cdot \frac{46 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \Rightarrow \Delta H_c^\circ(\text{etanol}) = -1370'8 \text{ kJ/mol}$



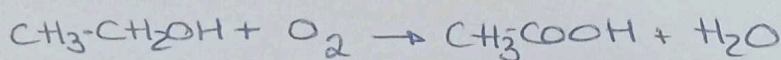
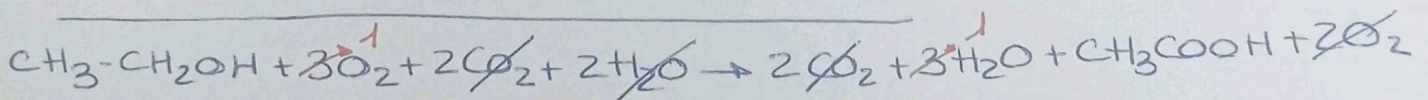
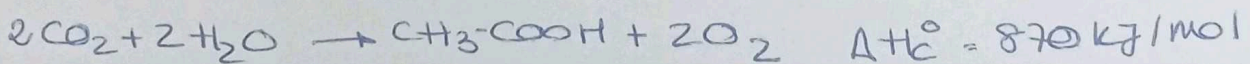
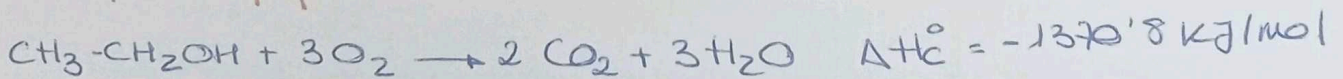
$M_m(\text{ác. acético}) = 2 \cdot 12 + 2 \cdot 16 + 4 \cdot 1 = 60 \text{ g/mol}$

$\Delta H_c^\circ(\text{ác. acético}) = \frac{-14'5 \text{ kJ}}{1 \text{ g}} \cdot \frac{60 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \Rightarrow \Delta H_c^\circ(\text{ác. acético}) = -870 \text{ kJ/mol}$

b)



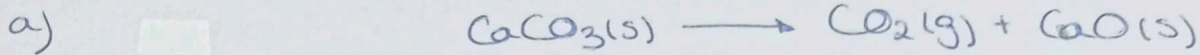
En la reacción que me dan el ácido acético está en los productos, por lo que hay que darle la vuelta a la reacción



$\Delta H_r^\circ = \Delta H_c^\circ(\text{etanol}) + \Delta H_c^\circ(\text{ác. acético})$

$\Delta H_r^\circ = -1370'8 + 870 \Rightarrow \Delta H_r^\circ = -500'8 \text{ kJ/mol}$

7



Datos

$\Delta H_r^\circ = ?$

$\Delta H_f^\circ(\text{CaCO}_3) = -1206 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393.5 \text{ kJ/mol}$

$\Delta H_f^\circ(\text{CaO}) = -635.6 \text{ kJ/mol}$

Como nos dan entalpías de formación, utilizamos la siguiente fórmula:

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

$\Delta H_r^\circ = [(1 \cdot (-393.5)) + (1 \cdot (-635.6))] - (1 \cdot (-1206)) \rightarrow \underline{\underline{\Delta H_r^\circ = 176.9 \text{ kJ/mol}}}$

b) $Q = ?$

$m_{\text{CaO}} = 3 \text{ kg} = 3000 \text{ g}$

$M_{\text{CaO}} = 40 + 16 = 56 \text{ g/mol}$

$3000 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} = 53.57 \text{ mol CaO}$

$53.57 \text{ mol} \cdot \frac{176.9 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = \underline{\underline{9476.78 \text{ kJ}}}$

c)

