

SEGUNDO PARCIAL

25/11/2022

-
- Entreguen cada problema en hojas separadas (o documentos PDF separados)
 - Justifiquen con precisión sus razonamientos, argumentos y cálculos
 - Cuando sea necesario, usen $g = 10 \text{ m/s}^2$ para la aceleración gravitatoria

Problema 1 (3 ptos). Un trozo de cobre de 400 gramos se retira de un tanque de nitrógeno líquido cuando está a -180° C y se lo coloca rápidamente en un calorímetro que contiene una *masa de agua desconocida*. Considere que el calorímetro *ideal* tiene una masa de 300 gramos, que está hecho de aluminio y que tanto éste como el agua en su interior están inicialmente a 15° C . Sabiendo que el equilibrio se alcanza a una temperatura de 0° C , y que en el proceso una quinta parte de la masa inicial de agua se transforma en hielo:

- (a) Indique cuál es el sistema y cuál el entorno en este problema. ¿Interviene el entorno en el cambio de energía?
- (b) A partir del sistema definido en el ítem anterior, describa cuáles componentes del sistema entregan calor y cuáles absorben calor.
- (c) Determine el valor de la masa inicial de agua en el calorímetro.

$$C_p^{agua} = 1 \text{ KCal/Kg}^\circ\text{C}, C_p^{hielo} = 0.5 \text{ KCal/Kg}^\circ\text{C}, L_f^{agua} = 79.7 \text{ KCal/Kg}$$
$$C_p^{cobre} = 0.093 \text{ KCal/Kg}^\circ\text{C}, C_p^{aluminio} = 0.22 \text{ KCal/Kg}^\circ\text{C}$$

Problema 2 (3.5 ptos). 2,5 moles de un gas ideal diatómico ($\gamma = 7/5$) se encuentran en un recipiente con un pistón, inicialmente en equilibrio con la presión atmosférica a una temperatura de 300 K . En determinado momento se aísla adiabáticamente todo el recipiente, a excepción de su base que se pone en contacto térmico con una fuente a temperatura $T = 373 \text{ K}$, dejando que el gas evolucione hasta alcanzar nuevamente el equilibrio.

- (a) ¿La evolución es reversible o irreversible? Justifique adecuadamente e identifique claramente qué cantidades son dato a partir del enunciado.
- (b) Escriba los valores que toman la presión, temperatura y el volumen del gas en los instantes inicial y final del proceso. Fundamente.
- (c) Determine el trabajo realizado por el gas, el calor y la variación de energía interna. Justifique sus pasos.
- (d) Calcule la variación de entropía del sistema y del universo. Analice y discuta sus resultados según la respuesta que dio en el primer inciso.

Nota: sustituya los valores numéricos sólo al final de cada inciso.

Problema 3 (3.5 ptos.) Considere una máquina térmica de Carnot que opera en forma reversible. Durante la fase expansiva del ciclo, el trabajo realizado es $|W_1| = 100 \text{ kcal}$. Durante la fase compresiva, el mismo es $|W_2| = 50 \text{ kcal}$. La misma opera entre dos reservorios térmicos cuyas temperaturas verifican $T_1 - T_2 = 100^\circ\text{C}$. La máquina disipa 150 kcal al medio ambiente durante un ciclo.

- (a) Determine el trabajo neto entregado por la máquina y calcule su eficiencia.
- (b) Determine la temperatura de ambos reservorios térmicos.
- (c) Determine el cambio de entropía de ambos reservorios, de la máquina y del universo durante un ciclo.
- (d) Se utiliza dicha máquina para alimentar a una heladera que mantiene su contenido a 2°C siendo la temperatura ambiente igual a 27°C . Determine si esta última es reversible o no, sabiendo que su eficiencia es 2.

Resuelto Problema 1

Inciso (a)

Voy a definir a mi sistema como el calorímetro y todo lo que tengo adentro, y todo lo que queda afuera es el ambiente. Como el calorímetro es ideal no intercambia energía con el entorno, todos los intercambios suceden adentro del calorímetro.

Inciso (b)

El sistema avanza hasta el equilibrio, en el proceso el calor fluye desde las zonas de mayor temperatura hacia las zonas de menor temperatura. Sabiendo que la temperatura final es 0°C y sabiendo las temperaturas iniciales de cada componente, el calorímetro y el agua ($T_i = 15^\circ\text{C}$) entregarán calor mientras que el cobre ($T_i = -180^\circ\text{C}$) absorberá calor.

Inciso (c)

Calculo el calor de cada componente:

$$Q_{al} = m_{al} * C_p^{al} * (T_i^{al} - T_f^{al}) = 0.3\text{Kg} * 0.22\text{KCal/Kg}^\circ\text{C} * (-15^\circ\text{C}) = -0.99\text{KCal} \quad (1)$$

$$Q_{cu} = m_{cu} * C_p^{cu} * (T_i^{cu} - T_f^{cu}) = 0.4\text{Kg} * 0.093\text{KCal/Kg}^\circ\text{C} * (180^\circ\text{C}) = 6.696\text{KCal} \quad (2)$$

$$Q_{agua} = M * C_p^{agua} * (T_i^{agua} - T_f^{agua}) = M * 1\text{KCal/Kg}^\circ\text{C} * (-15^\circ\text{C}) = -15\text{KCal} * M \quad (3)$$

$$Q_{sol} = -\frac{M}{5} * L_f = -\frac{M}{5} * 79.7\text{KCal/Kg} = -15.94\text{KCal/Kg} * M \quad (4)$$

Donde la masa M es la masa inicial del agua que quiero despejar. Algo muy importante para remarcar es que tengo como dato el calor latente de **fusión**, pero inicialmente tengo agua líquida y parte de ella pasa a ser hielo, por lo tanto estoy viendo un proceso de **solidificación**, por ende Q_{sol} tiene signo negativo.

Como el calorímetro es ideal, la suma de los calores va a ser igual a 0, entonces:

$$Q_{al} + Q_{cu} + Q_{agua} + Q_{sol} = 0 \quad (5)$$

$$-0.99\text{KCal} + 6.696\text{KCal} - 15\text{KCal} * M - 15.94\text{KCal/Kg} * M = 0 \quad (6)$$

Finalmente: $M = 0.184\text{Kg}$

Resuelto Problema 2

Tengo una expansión del gas en un recipiente adiabático (diferencia finita y "brusca" de temperatura respecto de la condición inicial).

Inciso (a)

Expansión irreversible. La diferencia brusca de temperatura entre la temperatura del gas y de la fuente hace que el flujo de calor le dé energía al gas, el cual se va a expandir contra una presión externa constante ($p_{ext} = p_{atm}$). Los datos del problema son: n (cantidad de moles del gas), $T_0 = 300K$, $T_f = 373K$, $P_0 = p_{atm}$, $P_f = p_{atm}$.

Inciso (b)

Algunas cantidades son datos identificados en (a). Para el resto, vale la ecuación de gas ideal (V_i , V_f).

$$V_i = 61.5L, V_f = 76.5L$$

Inciso (c)

Acá se pone un poco más interesante la cosa. Empiezo pensando en primera Ley: $\Delta U = Q - W$, donde Q es el calor absorbido por el gas y W el trabajo que el gas va a realizar sobre el sistema. Para la expansión contra una presión externa constante vale:

$$W = \int_{V_i}^{V_f} p_{ext} dV \quad (7)$$

y

$$\Delta U = n c_V \Delta T \quad (8)$$

c_V no es dato, pero uso que es un gas ideal: $c_V = \frac{R}{\gamma-1} = \frac{5}{2}R$

Con esto calculo, y me queda que:

$$\Delta U = n \frac{5}{2} R \Delta T = 2.5 \text{mol} \frac{5}{2} 0.082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}} (373K - 273K) = 37.4 \text{atmL} \quad (9)$$

$$W = \int_{V_i}^{V_f} p_{ext} dV = p_{ext} (V_f - V_i) = 1 \text{atm} (76.5L - 61.5L) = 15 \text{atmL} \quad (10)$$

y, finalmente:

$$\Delta U + W = Q = 52.4 \text{atmL} \quad (11)$$

lo cual tiene sentido pues $Q > 0$ significa que el calor fluye al sistema.

Inciso (d)

Variación de entropía S del sistema y del universo. Mi universo es el gas ideal + la fuente. Como el proceso es irreversible, tengo que plantear un proceso reversible que me una los estados inicial y final. En este caso, como la presión inicial y final son la misma, me conviene pensar en un proceso isobárico que una los dos estados inicial y final:

$$\Delta S_{gas} = \int_i^f \frac{\delta Q_{rev}}{T} = \int_i^f \frac{n c_p dT}{T} = n c_p \ln \left(\frac{T_f}{T_i} \right) \quad (12)$$

$$\Delta S_{fuente} = - \frac{Q_{fuente}}{T_0} \quad (13)$$

donde el signo negativo implica que la fuente entregó calor. Haciendo las cuentas y usando que c_p para el gas ideal diatomico es $c_p = \frac{7}{2}R$, obtengo: $\Delta S_{gas} = 0.156 atmL$, y $\Delta S_{fuente} = -0.140 atmL$. Entonces:

$$\Delta S_{Universo} = \Delta S_{gas} + \Delta S_{fuente} = 0.016 atmL \quad (14)$$

con lo cual $\Delta S_{Universo} > 0$, lo cual era esperable pues es un proceso irreversible. Fin.