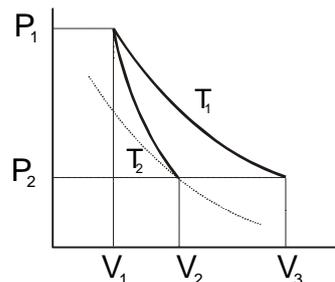


- 1.- C. La curva que representa una expansión adiabática tiene una pendiente mayor que la correspondiente expansión isoterma, como se puede comprobar en la figura. Como  $T_2 < T_1$  y la presión final es la misma en ambos casos, tenemos que  $V_2 < V_3$ .



- 2.- B La expresión para el rendimiento de una máquina reversible (máquina de Carnot) es

$$r = 1 - \frac{T_f}{T_c}$$

Esta expresión nos da el mayor rendimiento que es posible obtener para una máquina cualquiera trabajando entre estas dos temperaturas. Ninguna máquina puede tener un rendimiento mayor que la de Carnot, puesto que violaría el segundo principio de la Termodinámica.

- 3.- D

- 4.- A La energía que se obtiene de la condensación del agua es:

$$E = m \cdot Q_{VAP} = 10^4 \text{ g} \cdot 540 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \cdot \frac{4,18 \text{ J}}{1 \text{ cal}} = 225,72 \cdot 10^5 \text{ J}$$

Esa energía convertida en energía potencial permite elevar la masa de agua a una altura de:

$$E = m \cdot g \cdot h \Leftrightarrow h = \frac{E}{m \cdot g} = \frac{225,72 \cdot 10^5 \text{ J}}{10 \text{ Kg} \cdot 9,8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}} \cong 230.000 \text{ m} = 230 \text{ Km}$$

- 5.- A La variación de entropía se calcula de la integral:

$$\Delta S = \int \frac{dQ}{T}$$

En este caso de una transformación isoterma de un gas ideal la variación de energía interna es cero, ya que U sólo depende de la temperatura absoluta. Entonces del primer principio:

$$\Delta U = Q - W = 0 \Leftrightarrow Q = W \Leftrightarrow dQ = dW = p \cdot dV$$

Por otro lado la ecuación de los gases perfectos nos permite expresar la presión en función del volumen y la temperatura:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Leftrightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

Si llevamos esto a la primera integral queda:

$$\Delta S = \int_{V_o}^{V_f} \frac{p \cdot dV}{T} = \int_{V_o}^{V_f} \frac{n \cdot R \cdot T \cdot dV}{T} = n \cdot R \cdot \ln \frac{V_f}{V_o} \cong 1 \text{ mol} \cdot 2 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} \cdot \ln \frac{8}{2} = 2,77 \frac{\text{cal}}{\text{K}}$$

- 6.- B La energía cinética de las gotas se convierte en calor, de forma que la temperatura de las mismas sube:

$$E_c = Q \Leftrightarrow \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 = m \cdot C_e \cdot \Delta T \Leftrightarrow \Delta T = \frac{v^2}{2 \cdot C_e} = \frac{\left(30 \frac{\text{m}}{\text{s}}\right)^2}{2 \cdot 1000 \frac{\text{cal}}{\text{Kg} \cdot ^\circ \text{C}} \cdot 4,18 \frac{\text{J}}{\text{cal}}} = 0,108^\circ \text{ C}$$

- 7.- **D** El Primer Principio de la Termodinámica señala la relación entre la variación de energía interna, el calor y el trabajo:  $\Delta U = Q - W$ . Según el criterio de signos un calor absorbido es positivo y el trabajo realizado sobre el sistema al comprimirlo es negativo, entonces queda:

$$\Delta U = Q - W = 6000 \text{ cal} + 15000 \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ cal}}{4,18 \text{ J}} = 9600 \text{ cal}$$

- 8.- **B** Para elevar la temperatura de una masa  $m$  de  $T$  a  $T'$ , se necesita una cantidad de calor,  $Q = mc(T' - T)$

siendo  $c$  el calor específico. Despejando el calor específico se obtiene la expresión que aparece en el apartado B.

- 9.- **A** Un gas no se puede licuar por simple compresión, ya que su temperatura es superior a la crítica para que esto suceda. Después de la compresión se enfría el gas con una expansión adiabática. Si no se ha alcanzado la temperatura crítica la posterior compresión isoterma no lo licuará, por lo que será necesaria otra expansión adiabática y se irá repitiendo el proceso hasta que una vez que se baje de la temperatura crítica ya sí que bastará con una última compresión isoterma para licuarlo.

- 10.- **C** El rendimiento en un Ciclo de Carnot reversible es

$$\xi = 1 - \frac{T_f}{T_c}$$

en donde  $T_f$  es la temperatura(en grados kelvin) del foco frío, y  $T_c$  la temperatura del foco caliente. Si sustituimos por los datos del problema, se obtiene un rendimiento de 0,25. Si queremos un rendimiento de 0,5 manteniendo la temperatura del foco caliente constante, la temperatura del foco frío se obtiene como:

$$T_f = (1 - \xi')T_c = (1 - 0,5)800 = 400 \text{ K}$$

- 11.- **D** Si suponemos que el hidrógeno en estas condiciones se comporta como un gas perfecto, aplicamos la ecuación

$$PV = nRT$$

despejando el número de moles,  $n$ , se obtiene

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ l}}{0,082006 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 273 \text{ K}} = 0,0447 \text{ moles}$$

- 12.- **A** El calor absorbido por la bola es igual a la energía potencial perdida por el bote:

$$Q = -\Delta E_p \Leftrightarrow m \cdot C_e \cdot \Delta T = m \cdot g \cdot \Delta h \Leftrightarrow \Delta T = \frac{g \cdot \Delta h}{C_e} = \frac{9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 0,5 \text{ m}}{110 \text{ cal/Kg} \cdot \text{C} \cdot 4,18 \text{ J/cal}} = 0,01^\circ \text{ C}$$

- 13.- **C** En un proceso adiabático no hay transferencia de calor y entonces no puede haber incremento de entropía que se define como:

$$\Delta S = \int \frac{dQ}{T}$$

En las transformaciones isoterms (a T constante) sí hay intercambio de calor, luego habrá variación de entropía. (Anula la A).

La B no sirve ya que el rendimiento depende sola y exclusivamente de las temperaturas absolutas de los focos:

$$\eta = 1 - \frac{T_{\text{FRIO}}}{T_{\text{CALIENTE}}}$$

14.- A Sabemos que  $dW = pdV$ , en nuestro caso  $P.V=K$ , es decir  $P=K/V$ ; si sustituimos en la expresión del trabajo,

$$dW = \frac{K}{V} dV$$

integrando en ambos miembros:

$$\int dW = \int \frac{K}{V} dV \Rightarrow W = K \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = K [\ln V_2 - \ln V_1] = K \ln \frac{V_2}{V_1}$$

15.- C Sabemos que el calor cedido por la lámina B tiene que ser igual al calor ganado por la lámina A (en valor absoluto) es decir:  $|Q_g| = |Q_c|$ ; sabiendo que el calor depende del calor específico, de la masa y de la diferencia de temperatura, podemos expresar la relación anterior como

$$C_A m(t - 0) = C_B 3m(100 - T)$$

si sustituimos t por su valor, 25°C, se obtiene:

$$C_A \cdot m \cdot 25 = C_B \cdot 3m \cdot 75$$

por lo tanto la relación que existe entre los calores específicos es:  $C_A = 9C_B$ .

16.- D La única opción aceptable. El calor específico es la capacidad térmica por unidad de masa, siendo la capacidad térmica, la energía térmica que se necesita para aumentar un grado la temperatura de la sustancia. a mayor calor específico mayor energía se necesita para variar en un grado su temperatura.

17.- B Para convertir los °F en °C se emplea la fórmula:

$$\frac{T - T_1}{T_2 - T_1} = \frac{F - F_1}{F_2 - F_1}$$

en la que T es la temperatura en absoluta que queremos obtener y F la que tendría en la escala Fahrenheit. Los subíndices señalan las temperaturas de dos estados fijos o patrones, que en este caso serán los de la ebullición y fusión del agua.

$$\frac{T - 273}{373 - 273} = \frac{179,6 - 32}{212 - 32} \Leftrightarrow T = 355 \text{ K}$$

Si aplicamos la Ley de los Gases Ideales a volumen constante queda:

$$\frac{P}{T} = \frac{P'}{T'} \Leftrightarrow \frac{199,126 \text{ psi}}{355 \text{ K}} = \frac{P'}{(273+23) \text{ K}} \Leftrightarrow$$

$$P' = 168,28 \text{ psi} \cdot \frac{7,03 \text{ Kg/cm}^2}{100 \text{ psi}} = 11,83 \text{ Kg/cm}^2$$

**18.- A** En un proceso isotermo de un gas ideal se conserva la energía interna  $U$  ya que esta magnitud sólo varía con la temperatura de ese gas. Haciendo uso de la Primera Ley de la Termodinámica:

$$\Delta U = Q - W = 0 \Leftrightarrow Q = W = \int_{V_0}^{V_f} p \cdot dV$$

Si a esta ecuación añadimos la de los gases perfectos  $PV=nRT$  queda:

$$Q = \int_{V_0}^{V_f} \frac{nRT}{V} \cdot dV = nRT \cdot \ln \frac{V_f}{V_0} = 1 \text{ mol} \cdot 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K} \cdot \ln \frac{20 \text{ l}}{10 \text{ l}} = 1687,69 \text{ J}$$

**19.- A** El rendimiento de un ciclo de Carnot entre un foco frío a  $T_F$  y otro caliente a  $T_C$ , sigue la fórmula:

$$\eta = \frac{T_C - T_F}{T_C} = \frac{(273 + 398) - (273 + 175)}{(273 + 398)} = 0,332$$

**20.- D** Para calcular el intercambio de calor se sabe que en valor absoluto el calor absorbido por el agua fría es igual al cedido por la caliente:

$$M \cdot Ce \cdot |\Delta T| = M' \cdot Ce \cdot |\Delta T'| \Rightarrow M \cdot (68-18)^\circ\text{C} = 25000 \text{ Kg} \cdot (18-16)^\circ\text{C}$$

Despejando queda  $M=1000 \text{ Kg}$  que es  $1 \text{ m}^3$ , lo que con caudal de  $2 \text{ m}^3/\text{h}$  supone un tiempo de  $0,5 \text{ h}$ .

**21.- C** Es cierta ya que el calor a presión constante es igual al de volumen constante más el trabajo de expansión.

La A es falsa ya que la capacidad calorífica de un cuerpo es la cantidad de calor necesaria para elevar un grado centígrado su temperatura, o sea  $C = Q / \Delta T$ .

La B es falsa totalmente ya que lo que caracteriza a un gas ideal o perfecto es que su energía interna depende sólo y exclusivamente de su temperatura absoluta.

La D es absurda ya que en la expansión cambia el volumen, luego no hay las mismas condiciones al final que al principio.

**22.- D** Si aplicamos la fórmula para el cambio de un escala a otra:

$$\frac{C - C_1}{C_2 - C_1} = \frac{t - t_1}{t_2 - t_1}$$

en la que  $C$  es la temperatura en Celsius que queremos cambiar (en este caso la de la ebullición del agua a  $100^\circ\text{C}$ ) y  $t$  la que tendría en otra escala. Los subíndices señalan las temperaturas de dos estados fijos o patrones, que en este caso serán los de las ebulliciones de los dos gases.

$$\frac{100 + 246}{-210 - (-246)} = \frac{t - 36}{54 - 36} \Leftrightarrow \frac{346}{36} = \frac{t - 36}{18} \Leftrightarrow t = 209^\circ$$

**23.- B** Un proceso adiabático transcurre sin intercambio de calor y por tanto la entropía del sistema se mantiene constante. Si el proceso es irreversible la entropía de los alrededores aumenta, pero si es reversible se mantiene constante.

La A es falsa ya que en procesos isócoros ( $V=\text{cte.}$ ), el calor coincide con la variación de energía interna.

La C es falsa ya que en todos los procesos reversibles la entropía del universo se mantiene constante. Esto se puede deber a que aumente la del sistema y disminuya la de los alrededores o al revés.

La D es imposible por el segundo principio, ya que no se puede intercambiar calor de forma cíclica con un solo foco.

**24.- C** La ecuación de una adiabática para un gas ideal es:  $P_1 \cdot V_1^\gamma = P_2 \cdot V_2^\gamma$ . Sustituyendo queda:

$$P_2 = 1 \text{ atm} \cdot \left(\frac{1000}{10}\right)^{1,4} = 630,95 \text{ atm}$$

**25.- A** El calor intercambiado si no hay cambio de fase es:

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T.$$

De mezclar 100 g de A con 200 g de B sale:

$$100 \text{ g} \cdot C_A \cdot (20-17)^\circ\text{C} = 200 \text{ g} \cdot C_B \cdot (17-15)^\circ\text{C} \Rightarrow C_A = 4/3 C_B.$$

Al mezclar B con C se obtiene:

$$200 \text{ g} \cdot C_B \cdot (15-10)^\circ\text{C} = 300 \text{ g} \cdot C_C \cdot (10-6)^\circ\text{C} \Rightarrow C_B = 1,2 \cdot C_C.$$

Combinando estas dos expresiones se logra:

$$C_A = 1,6 \cdot C_C$$

que llevada a la mezcla entre A y C:

$$100 \text{ g} \cdot C_A \cdot (20-t)^\circ\text{C} = 300 \text{ g} \cdot C_C \cdot (t-6)^\circ\text{C}$$

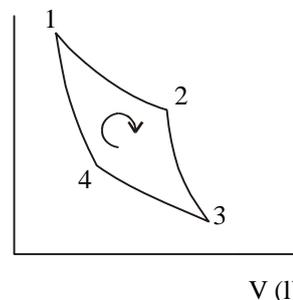
$$1,6 \cdot C_C \cdot (20^\circ\text{C}-t) = 3 \cdot C_C \cdot (t-6^\circ\text{C}) \Rightarrow t = 10,87^\circ\text{C}$$

**26.-A** Convertimos a Julios el calor suministrado:  $10.000 \text{ cal} \cdot 4,18 \text{ J/cal} = 41.800 \text{ J}$ .

Aplicamos el primer principio de la Termodinámica, teniendo en cuenta que el calor absorbido es positivo y el trabajo realizado por el sistema también:

$$\Delta U = Q - W = 41.800 \text{ J} - 4.000 \text{ J} = 37.800 \text{ J}$$

**27.- B** La energía interna en los gases ideales depende sola y exclusivamente de la temperatura absoluta del gas.



**28.- A** El ciclo de Carnot está formado por:

1-2: Expansión isotérmica

2-3: Expansión adiabática

3-4: Compresión isotérmica

4-1: Compresión adiabática.

- 29.- B El rendimiento de un ciclo de Carnot entre un foco frío a  $T_F$  y otro caliente a  $T_C$ , sigue la fórmula:

$$\eta = \frac{T_C - T_F}{T_C}$$

Un rendimiento de un 40% (o sea 0,4) entre un foco frío a  $7^\circ\text{C}$  ( $273+7=280\text{ K}$ ) y otro foco caliente  $T$  es:

$$0,4 = \frac{T - 280}{T} \Leftrightarrow 0,4 = 1 - \frac{280}{T} \Leftrightarrow T = 466,7\text{ K}$$

Si el rendimiento es del 50% (0,5) entre el foco frío a  $280\text{ K}$ , la temperatura del foco caliente será ahora  $466,7 + \Delta T$ :

$$0,5 = \frac{(466,7 + \Delta T) - 280}{(466,7 + \Delta T)} \Leftrightarrow 0,5 \cdot (466,7 + \Delta T) = (466,7 + \Delta T) - 280$$

Ecuación cuyo resultado es:  $\Delta T = 93\text{ K}$ .

- 30.- A Si se usa el primer principio de la termodinámica, y se tiene en cuenta que el calor absorbido por el sistema es positivo y el trabajo realizado sobre el sistema es negativo:

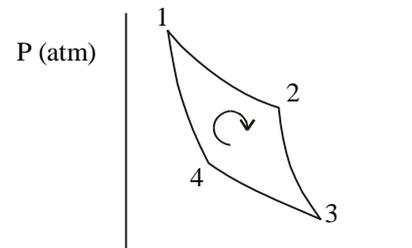
$$\Delta U = Q - W = 500\text{ cal} - (-100\text{ J} \cdot 0,24\text{ cal/J}) = 524\text{ cal}$$

- 31.- B La mitad del incremento de energía cinética se transforma en calor:

$$Q = -\frac{\Delta E_c}{2} \Leftrightarrow m \cdot C_e \cdot \Delta T = \frac{1/2 \cdot m \cdot (v_o^2 - v_F^2)}{2} \Leftrightarrow 4 \cdot C_e \cdot \Delta T = v_o^2 - v_F^2$$

$$v_F = \sqrt{v_o^2 - 4 \cdot C_e \cdot \Delta T} = \sqrt{400^2 - 4 \cdot 125 \cdot 4 \cdot 200} = 244\text{ m/s}$$

- 32.- B Dos procesos isotermos:  
(1-2) y (3-4)  
dos adiabáticos:  
(2-3) y (4-1)  
en un ciclo de Carnot.



- 33.- B El incremento de Energía potencial se convertirá en calor:

$$\Delta E_P = m \cdot g \cdot \Delta h = 1\text{ Kg} \cdot 9,8\text{ m/s}^2 \cdot 100\text{ m} = 980\text{ J} = 234,45\text{ cal}$$

$$\Delta T = \frac{Q}{m \cdot C_e} = \frac{234,45\text{ cal}}{1000\text{ g} \cdot 1\text{ cal/g} \cdot ^\circ\text{C}} \approx 0,24^\circ\text{C}$$

- 34.- B.  $\mu = \frac{T_C - T_F}{T_C} = 0,4 = \frac{T_C - 280}{T_C} = 1 - \frac{280}{T_C} \Rightarrow \frac{280}{T_C} = 0,6 \Rightarrow T_C = 467\text{ K}$   
 $\mu = \frac{T_C - T_F}{T_C} = 0,5 = \frac{T_C - 280}{T_C} = 1 - \frac{280}{T_C} \Rightarrow \frac{280}{T_C} = 0,5 \Rightarrow T_C = 560\text{ K}$

Restando ambas temperaturas da  $93\text{ K}$

- 35.- B En los procesos reversibles  $\Delta S=0$  y en los isotermos de un gas ideal  $\Delta U=0$

- 36.- C** El recipiente metálico debe tener un calor específico tan pequeño (no se da en el enunciado) que apenas absorbe calor. Si suponemos que todo el trabajo de rozamiento se convierte en calor para fundir el hielo se necesitarán:

$$Q = m_{\text{HIELO}} \cdot L_F = 100 \text{ g} \cdot 80 \text{ cal/g} \cdot 4,18 \text{ J/cal} = 33440 \text{ J} = W_{\text{ROZ.}}$$

$$W_{\text{ROZ}} = F_{\text{ROZ}} \cdot e = \mu \cdot (M_{\text{RECIPIENTE}} + m_{\text{HIELO}}) \text{ g} \cdot \cos 45 \cdot e$$

Ya que la fuerza normal depende del peso del recipiente y del hielo. Despejando queda:

$$e = \frac{33440}{\mu \cdot (M + m) \cdot \text{g} \cdot \cos 45} = \frac{33440}{0,4 \cdot (0,1 \cdot \sqrt{2} + 0,2 \cdot \sqrt{2}) \cdot 10 \cdot \cos 45} = 27880 \text{ m}$$

- 37.-C** La variación de energía interna vale según el primer principio de la termodinámica:

$$\Delta U = Q - W$$

Para calcular el calor hay que hacerlo en dos etapas : la de calentamiento de hielo y la de fusión del mismo:

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T + m \cdot L_F.$$

Para lo cual se necesita la masa del hielo:

$$M = d \cdot V = 0,9 \text{ g/cc} \cdot 2777 \text{ cc} = 2499,3 \text{ g}$$

$$Q = 2499,3 \text{ g} \cdot 0,5 \text{ cal/g}^\circ\text{C} \cdot 10^\circ\text{C} + 2499,3 \text{ g} \cdot 80 \text{ cal/g}$$

$$Q = 212441 \text{ cal} = 212,4 \text{ Kcal}.$$

Si se calcula el trabajo, se observa que es despreciable frente al valor del calor:

$$W = p(V_F - V_O) = 1 \text{ atm} \cdot (2,4993 - 2,777) \text{ l}$$

$$W = -0,2777 \text{ atm.l} \cdot 24,2 \text{ cal/atm.l} = -6,72 \text{ cal}$$

$$\Delta U = Q - W = 212,4 \text{ Kcal} + 6,72 \text{ cal} = 212,4 \text{ Kcal}$$

- 38.- ¿?.** Sin solución. Si suponemos que el gas es ideal, aquí hay dos defectos en el enunciado:

1º) No se dice el nº de moles del gas, ni tampoco se advierte que la transformación sea reversible.

2º) En una transformación reversible e isóbara de un gas ideal el cociente entre el calor y la variación de energía interna vale:

$$\frac{Q_p}{\Delta U} = \frac{n \cdot C_p \cdot \Delta T}{n \cdot C_v \cdot \Delta T} = \frac{C_p}{C_v} = \frac{7/2}{5/2} = \frac{7}{5}$$

en el problema este cociente vale

$$(60-40) / 60 = 1/3$$

- 39.- A.** Si no hay cambio de estado  $Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T$  y al despejar

$$\Delta T = \frac{Q}{m \cdot C_e}$$

Si el foco es el mismo,  $Q$  es igual y  $\Delta T$  aumenta si  $C_e$  disminuye.

- 40.- C** Efectivamente un proceso cuasiestático y adiabático verifica que:  $P \cdot V^\gamma = cte$ .

La variación de entropía del Universo (sistema+alrededores) es la suma de la del sistema más la del entorno que lo rodea:

$$\Delta S_{\text{UNIVERSO}} = \Delta S_{\text{SISTEMA}} + \Delta S_{\text{ALREDEDORES}}$$

Esta variación es siempre positiva en un proceso irreversible (todo aquel que sea posible en la realidad). Si el sistema absorbe calor su entropía aumenta y la del entorno disminuye pero total  $\Delta S$  es positivo. Si el sistema cede calor, su entropía disminuye, pero la del entorno aumenta y en conjunto, también aumenta la del universo.

La definición A es incorrecta pues no se dice qué sufre el incremento de entropía, si el sistema o el sistema-entorno (Universo).

La definición B es incorrecta puesto que debería decir  $\Delta S$  positivo, ya que el cero es un número no negativo que corresponde a procesos reversibles que no son posibles al ser ideales.

La D es falsa ya que la variación de entropía sería en este proceso isoterma:

$$\Delta S = \int \frac{dQ}{T} = \frac{Q}{T} = \frac{6000 \text{ J}}{300 \text{ K}} = 20 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$

- 41.- D.** De todos los ciclos posibles que realice una máquina térmica para sacar calor de un foco caliente y dar calor a un foco frío, la que más rendimiento obtiene produciendo trabajo es una máquina ideal o de Carnot que realiza dos transformaciones adiabáticas y dos isotermas.

La opción A no sirve ya que en primera aproximación el Calor específico de una sustancia depende de la Temperatura según una función polinómica de 2º grado.

La opción B debería decir que  $C_v$  es la derivada de la energía interna respecto a la temperatura dividida por el nº de moles:

$$C_v = \frac{1}{n} \cdot \frac{dU}{dT}$$

La imposibilidad de evolucionar cíclicamente para realizar trabajo tomando calor de un solo foco la da el 2º principio de la Termodinámica (opción C).

- 42.- A.** El rendimiento máximo será el que consiga un mismo trabajo a partir de absorber el mínimo de calor del foco caliente. Esto se consigue con una máquina de Carnot cuyo rendimiento  $\eta$  vale:

$$\eta = \frac{W}{Q_C} = \frac{Q_C - Q_F}{Q_C} = \frac{T_C - T_F}{T_C} \Leftrightarrow Q_C = W \cdot \frac{T_C}{T_C - T_F}$$

$$Q_C = 200 \text{ J} \cdot \frac{(273 + 220) \text{ K}}{(273 + 220) \text{ K} - (273 + 120) \text{ K}} = 986 \text{ J}$$

- 43.- D.** La temperatura del punto triple del agua (donde coexisten agua, hielo y vapor a una presión de 4,58 mm de Hg) es de 0,01 °C, o sea 273,16 K.

- 44.- A.** En el Primer Principio de la Termodinámica se relaciona la variación de energía interna  $\Delta U$  de un sistema en función del calor  $Q$  que absorbe (positivo) o cede (negativo) al exterior y el trabajo  $W$  que hace el sistema (positivo) o hace un agente exterior sobre él (negativo):

$$\Delta U = Q - W$$

Al ser una transformación adiabática,  $Q$  vale cero por definición, entonces:

$$\Delta U = -W$$

Como el trabajo se realiza sobre el sistema su signo es negativo y así la variación de energía interna queda positiva. O sea aumenta la energía interna del sistema.

45.- A. El calor no es una función de estado sino de proceso. Sin embargo la energía interna sí es función de estado.

46.- D. Si no hay pérdidas de calor entre el termo y el exterior, todo el calor que cede el metal lo absorbe el agua:

$$|Q_{METAL}| = |Q_{AGUA}| \Leftrightarrow m.C_e.\Delta T = m'.C_e'.|\Delta T'|$$

$$75.C_e.(120-40) = 150.1.(40-20)$$

$$75.C_e.80 = 3000$$

$$C_e = 0,5 \text{ cal/(g.}^\circ\text{C)}$$

47.- C. En cualquier pareja de escalas termométricas se cumple

$$\frac{C - C_1}{C_2 - C_1} = \frac{F - F_1}{F_2 - F_1}$$

donde  $C$  y  $F$  son las temperaturas en las dos escalas. Los subíndices 1 y 2 se refieren a las temperaturas de dos puntos fijos, en este caso los de fusión y ebullición normal del agua. En este problema se pide calcular la temperatura que coincide en las dos escalas:

$$C = F \Rightarrow \frac{C - 0}{100 - 0} = \frac{C - 32}{212 - 32} \Rightarrow C = 40^\circ$$

48.- A. Dado que el calorímetro es un sistema cerrado, se cumple que :

$$|Q_{absorbido}| = |Q_{cedido}|$$

donde el calor lo ceden los 100 g de agua a  $50^\circ\text{C}$  y lo absorben cuatro sumandos: los 20 g de hielo, los 20 g de agua a que dan lugar, los otros 200 g de agua que había y los 50 g del equivalente en agua del calorímetro. O sea:

$$100.1.(50-t) = 20.80 + 20.1.t + 200.1.t + 50.1.t$$

$$5000 - 100.t = 1600 + 270.t \Rightarrow 3400 = 370.t$$

$$t = 9,19^\circ\text{C}$$