

Problemas de Termo

Primera Prueba

Propiedades de Fluidos: compresibilidad y expansibilidad del agua

Gas Ideal: cálculo de la constante R

Expansión en un recipiente cerrado

Calentamiento y evaporación de agua en un recipiente cerrado y rígido

Gas Ideal: calentamiento de un estanque rígido y cerrado

Cambio de entalpía y entropía

Entropía: cambio de entropía en un proceso cerrado

Calentamiento de agua en un cilindro a presión constante

Primera Ley: cambio de fase en un cilindro con pistón

Primera Ley: trabajo en un cilindro con pistón

Primera Ley: calor agregado a un cubo de agua hielo

Primera Ley: cambio de entalpía al poner dos cuerpos en contacto

Volumen de un líquido: influencia de la presión

Diagramas Termodinámicos: coeficiente de Joule-Thompson

Primera Ley: transferencia de calor de sólido a líquido

Propiedades de Fluidos: compresibilidad y expansibilidad del agua

Para cálculos en ingeniería, el volumen de los líquidos en función de P y T, puede ser determinado por la ecuación: $V = V^{sat} \cdot \exp[\beta(T - T^{sat}) - \alpha(P - P^{sat})]$, siendo β la expansibilidad del volumen y α es la compresibilidad isotérmica, definidas como:

$$\alpha = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T \quad \text{y} \quad \beta = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$$

Con la información que tiene en sus apuntes, haga la mejor estimación para α y β para el agua a 175 bar y 30°C.

Solución

Podemos aproximar el valor de los coeficientes β y α :

$$\beta \approx \frac{1}{\bar{V}_{(T)}} \left(\frac{\Delta V}{\Delta T} \right)_P \quad \text{y} \quad \alpha \approx -\frac{1}{\bar{V}_{(P)}} \left(\frac{\Delta V}{\Delta P} \right)_T$$

$$\bar{V}_{(\bar{T})} \approx \bar{V}_{(\bar{P})} \approx 1(\text{cm}^3/\text{gr})$$

Ahora buscamos valores para P, T y V a partir de los valores disponibles en los apuntes. El cálculo de ΔP y ΔT requiere dos valores de P y T; éstos se elegirán de manera que el intervalo entre ambos esté centrado en el valor a calcular. Una vez elegidos los valores para P y T, leemos el valor para V:

P	T	V
150	20	0.9950
	40	1.0013
200	20	0.9928
	40	0.9992

Reemplazando valores, se obtiene para α la compresibilidad isotérmica α y la expansibilidad del volumen β , lo siguiente:

$$\alpha = \frac{1}{1(\text{cm}^3/\text{gr})} \left(\frac{0.9980 - 0.9960}{150 - 200} \right) = 4 \times 10^{-5} \left(\frac{1}{\text{atm}} \right)$$

$$\beta = \frac{1}{1(\text{cm}^3/\text{gr})} \left(\frac{0.9937 - 1}{40 - 20} \right)_P = -3.15 \times 10^{-4} \left(\frac{1}{\text{K}} \right)$$

Gas Ideal: cálculo de la constante R

Si en el planeta Marte se determina el volumen a distintas T y P, se encuentra que:

P (atm)	1	2	3	30	50
T (K)	260	270	280	280	260
V (lt/mol)	42	22	15	1.5	1

La "constante del gas ideal" en Marte sería, aprox...

a) 82 (atm*cc/mol*K)	d) No existe gas ideal en Marte
b) 162 (atm*cc/mol*K)	e) Falta datos.
c) 6.3 (atm*cc/mol*K)	f) Ninguna de las anteriores.

Solución

La ecuación del "gas ideal" es:

$$P \cdot \hat{V} = R \cdot T$$

Si se despeja R, se tiene:

$$R = \frac{P \cdot \hat{V}}{T}$$

y se sabe que esta ecuación es aplicable para gases reales a presiones bajas. Si se usan los datos a 1,2 y 3 atmósferas, se obtiene:

$$\text{A 1 atm: } R_{1(atm)} = \frac{1 \cdot 42}{260} \left(\frac{\text{atm} \cdot \text{lt}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) = 161.5 \left(\frac{\text{atm} \cdot \text{cc}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right)$$

$$\text{A 2 atm: } R_{2(atm)} = \frac{2 \cdot 22}{270} \left(\frac{\text{atm} \cdot \text{lt}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) = 163 \left(\frac{\text{atm} \cdot \text{cc}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right)$$

$$\text{A 3 atm: } R_{3(atm)} = \frac{3 \cdot 15}{280} \left(\frac{\text{atm} \cdot \text{lt}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) = 161 \left(\frac{\text{atm} \cdot \text{cc}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right)$$

Se obtiene un promedio de 161.8... por lo que la respuesta correcta es la alternativa (b):

$$\underline{R \approx 162 \text{ (atm*cc/mol*K)}}$$

Expansión en un recipiente cerrado

Un cilindro con pistón suelto a la atmósfera contiene 30 gramos de aire a 300K. El calor requerido para que T se mantenga constante y V se duplique es, aprox.....:

a) 60 Kcal	d) 120 Kcal
b) 12 Kcal	e) Falta información.
c) 0.6 Kcal	f) Ninguna de las anteriores.

Solución

Considerando que el aire dentro del pistón constituye un sistema cerrado, la Primera Ley de la Termodinámica, aplicada al sistema, resulta: $\Delta U = Q - W$

Suponiendo que la presión de trabajo es baja, si la temperatura se mantiene constante, la energía interna se mantiene constante (depende esencialmente de la temperatura): $\Delta U = 0$
Entonces, la Primera Ley se reduce a: $Q = W$

El trabajo se encuentra a partir de la siguiente relación: $dW = P \cdot dV \Rightarrow W = \int P \cdot dV$

Debido a que la presión se mantiene constante (cilindro abierto a la atmósfera), se obtiene: $W = P \cdot \Delta V$, siendo V_o el volumen original y $\Delta V = V_f - V_i = 2V_o - V_o = V_o$

El volumen inicial puede encontrarse mediante la ecuación de gas ideal (ya que $P \approx 1$ atm.):

$$V_o = n_o R_o T_o / P_o$$

n_o , el número de moles, que se obtiene dividiendo la masa total por el peso molecular del aire (29): $n_o = 30/29 \approx 1$

Luego, reemplazando los datos en la expresión para V_o (utilizamos $R = 82$ atm*cc/mol*K), se obtiene:

$$V_o = 82 \cdot 300 / 1 = 24600(cc)$$

Finalmente, se calcula el trabajo realizado:

$$W = \frac{1(atm) \cdot 24600(cc)}{41\left(\frac{atm \cdot cc}{cal}\right)} \approx 600(cal) \approx 0.6(Kcal)$$

De la Primera Ley, se obtuvo que el calor añadido debe ser igual al trabajo realizado por el sistema, $Q = W = 0.6$ Kcal.

Por lo tanto, la alternativa (c) es la correcta: $Q = 0.6$ Kcal.

Calentamiento y evaporación de agua en un recipiente cerrado y rígido

La cantidad de calor necesaria para llevar agua líquida saturada a 1 atm., hasta vapor saturado en el punto crítico en una olla a presión, es aproximadamente:

a) 2140 Kcal/kg	d) 0.48 Kcal/kg
b) 1630 Kcal/kg	e) Falta información.
c) 356 Kcal/kg	f) Ninguna de las anteriores.

Solución

El agua está confinada en el interior de la olla a presión. Se trata de un sistema cerrado a volumen constante. La Primera Ley en forma diferencial, es: $dU = dQ - dW$

Utilizando las definiciones de entalpía y trabajo $H=U+PV$ y $dW=PdV$, se obtiene:

$$dH - P \cdot dV - V \cdot dP = dQ - P \cdot dV$$

Note la cancelación de los términos PdV a ambos lados de la ecuación, para dar, si consideramos $V \approx \text{cte.} = V_{(\text{agua sat., 1 atm})} \Rightarrow Q = \Delta H - V \Delta P$.

Los valores para la entalpía se obtienen de tablas de agua:

$$\Delta H = H_{\text{crit}} - H_{\text{liq.sat.,100}^\circ\text{C}} = 2100 - 400 = 1700 \left(\frac{\text{KJ}}{\text{kg}} \right)$$

Los cálculos se efectúan tomando como base 1 kg de agua. El volumen específico también se obtiene de tablas (agua saturada, 1 atm): $v=0.003155$ (lt/gr). Entonces:

$$V \cdot \Delta P = 0.003155(218 - 1) = 0.6867 \frac{\text{atm} \cdot \text{lt}}{\text{gr}}$$

Transformando unidades, se obtiene:

$$V \cdot \Delta P = \frac{686.7 \frac{\text{atm} \cdot \text{cc}}{\text{gr}}}{41.3 \frac{\text{atm} \cdot \text{cc}}{\text{cal}}} = 16.63 \left(\frac{\text{Kcal}}{\text{kg}} \right) \cdot 4.184 \left(\frac{\text{KJ}}{\text{Kcal}} \right) = 69.6 \left(\frac{\text{KJ}}{\text{kg}} \right)$$

$$V \cdot \Delta P = 69.6 \left(\frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right) \approx 70 \left(\frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right)$$

$$\text{Finalmente, se obtiene el calor necesario: } Q \approx 1700 - 70 \approx 1630 \left(\frac{\text{KJ}}{\text{kg}} \right)$$

Es decir, la respuesta correcta es la alternativa (b): $Q \approx 1630$ (kJ/kg)

Gas Ideal: calentamiento de un estanque rígido y cerrado

Un estanque de 0.82 m^3 está diseñado para resistir una presión de 10 atm. El estanque contiene 4.2 kg de nitrógeno, está inicialmente a una temperatura de 22°C y es calentado lentamente. ¿A qué temperatura se romperá el estanque?

Solución

La presión de 10 atm para el nitrógeno es baja comparada con su presión crítica, por lo que podemos utilizar la ecuación de gas ideal:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow T = \frac{P \cdot V}{n \cdot R}$$

Además:

$$n = \frac{M}{PM} = \frac{4200(\text{gr})}{28\left(\frac{\text{gr}}{\text{gmol}}\right)} = 150(\text{mol})$$

$$V = 0.82(\text{m}^3) \cdot 10^6\left(\frac{\text{cm}^3}{\text{atm}}\right) = 0.82 \times 10^6(\text{cm}^3)$$

Considerando el valor de la constante $R=82.057 \text{ (cm}^3 \cdot \text{atm/gmol} \cdot \text{K)}$, se obtiene:

$$T = \frac{10(\text{atm}) \cdot 0.82 \times 10^6(\text{cm}^3)}{150(\text{gmol}) \cdot 82.057\left(\frac{\text{cm}^3 \cdot \text{atm}}{\text{gmol} \cdot \text{K}}\right)} = 666.203(\text{K}) = 393.054(^\circ\text{C})$$

$$T = 393(^\circ\text{C})$$

El estanque se romperá cuando la temperatura sobrepase los 393°C .

Cambio de propiedades en cambio de fase sólido-líquido

Un cubo de hielo (supuestamente a 0°C) tiene un volumen de 2 cm³ y se derrite completamente en el interior de un cilindro cerrado con un pistón.

Calcule el cambio de entropía (ΔS), entalpía (ΔH), energía interna (ΔU) y volumen (ΔV) experimentado por el agua entre su estado inicial y final.

Solución

Durante el cambio de fase, $\Delta H = \Delta H_{\text{fusion}}$:

$$\Delta H_{\text{fusion}} = 6.009 \left(\frac{\text{KJ}}{\text{g mol}} \right) / 18 \left(\frac{\text{g mol}}{\text{g}} \right) = 0.3338 \left(\frac{\text{KJ}}{\text{g}} \right) = 333.8 \left(\frac{\text{KJ}}{\text{kg}} \right)$$

$$\text{También se sabe que: } \Delta S_{\text{fusion}} = \frac{\Delta H_{\text{fusion}}}{T_{\text{fusion}}} = \frac{333.8 \left(\frac{\text{KJ}}{\text{kg}} \right)}{273.15 \text{ (K)}} = 1.222 \left(\frac{\text{KJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}} \right)$$

Y durante el cambio de fase, tanto P como T permanecen constantes y ΔV es pequeño (ver densidad de agua liq y agua).

Para la energía interna, se tiene:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta(PV) \approx \Delta H = 333.8 \text{ (KJ/kg)}$$

Finalmente los cambios de entropía (ΔS), entalpía (ΔH), energía interna (ΔU) y volumen (ΔV), son:

$$\underline{\Delta S = 1.222 \text{ (kJ/kgK)}}$$

$$\underline{\Delta H = 333.8 \text{ (kJ/kg)}}$$

$$\underline{\Delta U = 333.8 \text{ (KJ/kg)}}$$

$$\underline{\Delta V \approx 0}$$

Entropía: cambio de entropía en un proceso cerrado

Seis moles de aire contenido en un cilindro se enfrían y comprimen empujando un pistón. Durante esta operación se registran los siguientes datos para el aire en el cilindro.

	T (°C)	V (litros)	P (atm)
Inicial	303	24	12
	189	21	11
	123	18	11
	63	14	12
final	63	12	14

El cambio de entropía del gas en el cilindro es aprox.:

a) 4.13 cal/K	d) cero
b) -4.13 cal/K	e) falta información
c) -24.8 cal/K	f) ninguna de las anteriores

Solución

Ya que la presión no es muy alta, podemos considerar aplicable el modelo de gas ideal. Para este modelo el cambio de entropía es:

$$\Delta S = C_p \cdot \ln\left(\frac{T_2}{T_1}\right) - R \cdot \ln\left(\frac{P_2}{P_1}\right)$$

El valor para C_p puede obtenerse de tablas: $C_p \approx 7.1$ (cal/mol K)

Entonces, con $T_1=576$ (K), $T_2=336$ (K), $P_1=14$ (atm) y $P_2=12$ (atm):

$$\Delta S = 7.1 \cdot \ln\left(\frac{336}{576}\right) - 1.987 \cdot \ln\left(\frac{14}{12}\right) = -4.13 \left[\frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$$

Para los seis moles participan en el proceso se tiene:

$$\Delta S_{total} = -4.13 \cdot 6 = -24.8 \left[\frac{\text{cal}}{\text{K}} \right]$$

Por lo tanto, la alternativa (c) es la correcta: $\Delta S_{total} = -24.8$ (cal/K)

Calentamiento de agua en un cilindro a presión constante

Se desea calentar 1 ton de agua líquida a 25°C hasta su temperatura de ebullición y luego calentar el vapor a 500°C, todo esto en un cilindro con pistón suelto a la atmósfera (1 atm). ¿Cuánto calor en Joules se necesitan para hacer esto?

$$\text{Datos: } \bar{C}_{p,liq} = 4.184 \left(\frac{cal}{gr \cdot K} \right), \bar{C}_{p,vap} = 0.48 \left(\frac{cal}{gr \cdot K} \right), \Delta H_{vap} = 40 \left(\frac{KJ}{gmol} \right)$$

Solución

El agua se somete a tres procesos definidos durante el calentamiento: 1) calentamiento desde 25°C hasta la temperatura de saturación; 2) cambio de fase (evaporación) del agua; y 3) calentamiento del vapor desde la temperatura de saturación hasta la temperatura indicada (500°C).

Considerando el agua calentada como un sistema cerrado, la 1ª Ley de la Termodinámica para este sistema es $\Delta U = Q - W$

De la definición de energía interna se obtiene la siguiente relación: $\Delta U = \Delta H - \Delta(PV)$

Y como P es constante: $W = P\Delta V$ y $\Delta U = \Delta H - P\Delta V$

Reemplazando esta expresión en la 1ª Ley, se tiene: $\Delta H = Q$

El valor de ΔH corresponde al cambio de entalpía total durante el proceso. Como éste se divide en tres partes, se tiene: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$

Para los procesos 1 y 3, que ocurren sin cambio de fase y a P constante: $\Delta H = \bar{C}_p \cdot \Delta T$

Entonces se calcula cada uno de los ΔH :

$$\Delta H_1 = m \cdot \bar{C}_{p,liq} \cdot \Delta T_1 = 1000000(g) \cdot 1 \left(\frac{cal}{gr \cdot K} \right) \cdot 4.184 \left(\frac{J}{cal} \right) \cdot (100 - 25)(K) = 313800000(J)$$

$$\Delta H_2 = m \cdot \Delta H_{vap} = 1000000(g) \cdot \frac{40(KJ/mol)}{18(gr/mol)} = 222222222(J)$$

$$\Delta H_3 = m \cdot \bar{C}_{p,vap} \cdot \Delta T_2 = 1000000(g) \cdot 0.48 \left(\frac{cal}{gr \cdot K} \right) \cdot 4.184 \left(\frac{J}{cal} \right) \cdot (500 - 100)(K) = 803328000(J)$$

El resultado es: $313800000 + 803328000 + 222222222 = 3339350222$

El calor necesario para producir el cambio indicado es $Q \approx 334 \cdot 10^7$ Joules

Primera Ley: cambio de fase en un cilindro con pistón

Agua a 20°C y 1 atm se pone en un recipiente con pistón suelto a la atmósfera. Calcule el calor necesario para que el agua líquida pase a vapor con una temperatura de 150°C. Considere los siguientes valores para algunas propiedades: $C_p(\text{liq})=1$ (cal/gr K), $C_p(\text{vap})=8$ (cal/mol K), $\Delta H_{\text{vap}}(1 \text{ atm})=2257$ (KJ/kg)

Solución

Aplicando la 1ª Ley, se obtiene: $\Delta U = Q - W = Q - P \cdot \Delta V$

Además, $\Delta U = \Delta H - \Delta(PV) = \Delta H - P(\Delta V)$ y a P constante: $\Delta U = \Delta H - P(\Delta V)$

Combinando las expresiones obtenidas: $\Delta H = Q$

El proceso puede ser dividido en tres partes; 1) calentamiento desde 20°C y 1 atm hasta la temperatura de saturación; 2) cambio de fase (evaporación), a presión y temperatura constantes; y 3) calentamiento del vapor hasta 150°C.

Por lo tanto, el valor de ΔH se descompone en tres términos, uno por cada parte en que se divide el proceso: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$. Para calcular los valores de ΔH_1 y ΔH_2 se usa:

$$dH = \left[V - T \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_{P,n} \right] dP + C_p dT \rightarrow \Delta H = \int \left[V - T \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_{P,n} \right] dP + \int C_p dT$$

Como P= constante, se obtiene finalmente: $\Delta H = \int C_p dT \approx \bar{C}_p \cdot \Delta T$

Entonces: $\Delta H_1 = \bar{C}_{p,\text{liq}} \cdot \Delta T_1$, $\Delta H_2 = \Delta H_{\text{vap}} = 2254$ (J/g) y $\Delta H_3 = \bar{C}_{p,\text{vap}} \cdot \Delta T_3$

A la presión de 1 atm se sabe que la temperatura de ebullición del agua es 100°C, por lo que $\Delta T_1 = 100 - 20 = 80$ °C. Igualmente, $\Delta T_3 = 150 - 100 = 50$ °C.

$$\bar{C}_{p,\text{vap},\text{molar}} = 8 \left(\frac{\text{cal}}{\text{gmol} \cdot \text{K}} \right) / 18 \left(\frac{\text{gmol}}{\text{gr}} \right) = 0.44 \left(\frac{\text{cal}}{\text{gr} \cdot \text{K}} \right) \cdot 4.184 \left(\frac{\text{J}}{\text{cal}} \right) = 1.86 \left(\frac{\text{J}}{\text{gr} \cdot \text{K}} \right)$$

$$\bar{C}_{p,\text{vap},\text{molar}} = 1 \left(\frac{\text{cal}}{\text{gr} \cdot \text{K}} \right) \cdot 4.184 \left(\frac{\text{J}}{\text{cal}} \right) = 4.184 \left(\frac{\text{J}}{\text{gr} \cdot \text{K}} \right)$$

$$\text{Finalmente: } Q = 4.184 \left(\frac{\text{J}}{\text{gr} \cdot \text{K}} \right) \cdot 80(\text{K}) + 2254 \left(\frac{\text{J}}{\text{g}} \right) + 1.86 \left(\frac{\text{J}}{\text{gr} \cdot \text{K}} \right) \cdot 50(\text{K}) = 2681 \left(\frac{\text{J}}{\text{g}} \right)$$

El calor necesario para que el agua líquida pase a vapor es $Q = 2681$ (J/gr)

Primera Ley: trabajo en un cilindro con pistón

Calcule el trabajo producido y el calor entregado al sistema (fluido dentro del cilindro) cuando 1 libra (454 gramos) de agua líquida se vaporiza totalmente a 100°C. La presión atmosférica es de 1.0 atm y el pistón se mueve de forma libre contra la atmósfera (sin roce). Dispone de los siguientes datos:

$V_{\text{liq.sat}}$ (ft ³ /lbm)	$V_{\text{vap.sat}}$ (ft ³ /lbm)	$H_{\text{liq.sat}}$ (Btu/lbm)	$H_{\text{vap.sat}}$ (Btu/lbm)
0.0167	26.789	180.17	1150.5

Solución

El pistón es un sistema cerrado que puede moverse libremente, por lo que $P=\text{cte}$. Para un sistema cerrado (fluido dentro del cilindro), la aplicación de la 1ª Ley de la Termodinámica es:

El trabajo puede encontrarse entonces como:

$$W = P \cdot \Delta V = 14.7 \left(\frac{\text{lbf}}{\text{pulg}^2} \right) \cdot 144 \left(\frac{\text{pulg}^2}{\text{pie}^2} \right) (26.8 - 0.0167) \left(\frac{\text{pie}^3}{\text{lbm}} \right) \cdot \frac{1}{778.2} \left(\frac{\text{Btu}}{\text{lbf} \cdot \text{pie}} \right)$$

$$W = 72.85 \text{ (Btu/lbm)}.$$

De la primera Ley: $\Delta U = Q - W$ o bien... $Q = \Delta U + W$

Además, $U = H - PV$ y entonces:

$$U_1 = H_1 - P_1 V_1 = 180.17 \left(\frac{\text{Btu}}{\text{lbm}} \right) - 14.7 \left(\frac{\text{lbf}}{\text{pulg}^2} \right) \cdot 144 \left(\frac{\text{pulg}^2}{\text{pie}^2} \right) \cdot 0.0167 \left(\frac{\text{pie}^3}{\text{lbm}} \right) \cdot \frac{1}{778.2} \left(\frac{\text{Btu}}{\text{lbf} \cdot \text{pie}} \right)$$

$$U_1 = 180.12 \left(\frac{\text{Btu}}{\text{lbm}} \right)$$

$$U_2 = H_2 - P_2 V_2 = 1150.5 \left(\frac{\text{Btu}}{\text{lbm}} \right) - 14.7 \left(\frac{\text{lbf}}{\text{pulg}^2} \right) \cdot 144 \left(\frac{\text{pulg}^2}{\text{pie}^2} \right) \cdot 26.8 \left(\frac{\text{pie}^3}{\text{lbm}} \right) \cdot \frac{1}{778.2} \left(\frac{\text{Btu}}{\text{lbf} \cdot \text{pie}} \right)$$

$$U_2 = 1077.6 \left(\frac{\text{Btu}}{\text{lbm}} \right)$$

Luego, $\Delta U = 1077.6 - 180.12 = 897.48$ (Btu/lbm). Despejando de la ecuación de la 1ª Ley:

$$Q = \Delta U + W = 897.48 \left(\frac{\text{Btu}}{\text{lbm}} \right) + 72.85 \left(\frac{\text{Btu}}{\text{lbm}} \right) = 970.33 \left(\frac{\text{Btu}}{\text{lbm}} \right)$$

Trabajo producido contra la atmósfera: $W = 72.85$ (Btu/lbm).

Calor entregado al sistema (fluido dentro del cilindro): $Q = 970.3$ (BTU/lbm).

Primera Ley: calor agregado a un cubo de agua hielo

Un calentador de 1500 watts es encendido por 1000 segundos para calentar 5 kg de hielo a 0°C. Si no hay pérdidas de calor hacia el ambiente, encontrar el estado final de este hielo. ¿Es vapor, líquido o sólido? ¿O es una mezcla de sólido-líquido, líquido-gas? También encuentre la temperatura final de los 5 kg de agua. Considere $\Delta H_{\text{fusión}}(1 \text{ atm})=6(\text{KJ/gr mol})$:

Solución

La aplicación de la 1ª Ley a un sistema cerrado es: $\Delta U = Q - W = Q - P \cdot \Delta V$

Además: $\Delta U = \Delta H - \Delta(PV)$

Como P es constante, queda: $\Delta H = Q$

Para saber si el hielo se derrite o no con el calor entregado por el calentador, se determina el calor necesario para que ocurra la fusión. En ese caso, el proceso correspondería a:

$$Q_{\text{fusión}} = \Delta H_{\text{fusión}} = m \cdot \Delta h_{\text{fusión}}$$

Además, convirtiendo unidades:

$$\Delta h_{\text{fusión}} = 6(\text{kJ/mol})/18(\text{g/mol}) = 0.333 \left(\frac{\text{kJ}}{\text{g}} \right) \cdot \frac{1000}{1} \left(\frac{\text{g}}{\text{kg}} \right) = 333 \left(\frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right)$$

$$\text{Luego: } Q_{\text{fusión}} = m \cdot \Delta h_{\text{fusión}} = 5(\text{kg}) \cdot 333 \left(\frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right) = 1665(\text{kJ})$$

El calor entregado por el calentador es 1500 watts=1500 (J/seg). Por lo tanto en 1000 segundos: $Q=1500$ (kJ)

Como el calor entregado por el calentador (1500 kJ) es menor que el calor requerido para derretir el hielo (1665 kJ), el estado final del hielo es una mezcla líquido-sólido, y su temperatura es 0°C, ya que durante el cambio de fase, que aún no ha concluido, la temperatura se mantiene constante.

Estado final del hielo: mezcla líquido-sólido

Temperatura final: 0°C

Primera Ley: cambio de entalpía al poner dos cuerpos en contacto

Un trozo de metal de 2 kg ($C_p=0.1$ kcal/gr K), inicialmente a 200°C , se deja caer en un estanque con agua a 27°C . Después de algún tiempo la temperatura de ambos (metal y agua), es de 75°C .

- a) ¿Cuánto ha cambiado la entalpía del metal durante este proceso?;
- b) ¿ Cuánta agua contenía el estanque?

Solución

a) El cambio de entalpía del metal puede encontrarse mediante la siguiente fórmula, ya que éste no sufre cambio de fase:

Debido a que el proceso ocurre a presión constante:

$$dH = \int C_p dT \rightarrow \Delta H = \bar{C}_p \Delta T$$

Luego:

$$\Delta H = 0.1(\text{kcal/kgK}) \cdot (348 - 473)\text{K} = 12.5\text{kcal/kg}$$

Como el metal arrojado tiene una masa de 2 kg.

El cambio de entalpía del metal es: $\Delta H_{\text{metal}}=25$ kcal

b) Si el sistema (agua + metal) se considera adiabático, la aplicación de la 1ª Ley a un sistema cerrado es: $\Delta U = Q - W = Q - P \cdot \Delta V$ y además: $\Delta U = \Delta H - \Delta(PV)$. Y como P es constante, queda: $\Delta H_{\text{total}} = Q = 0$

$$\Delta H_{\text{total}} = \Delta H_{\text{agua}} + \Delta H_{\text{metal}} = 0$$

$$\Delta H_{\text{agua}} = mC_p \Delta T$$

Con $C_p=1$ (kcal/kg K) y $\Delta T=75-27=48\text{C}=48\text{K}$:

$$\Delta H_{\text{agua}} = m \cdot 1 \cdot 48 = 48m$$

$48m-25=0$ y despejando: $m=25/48 \approx 0.52$ kg

La masa de agua es: $m=520$ gr

Volumen de un líquido: influencia de la presión

4.- Para cálculos en ingeniería, el volumen de los líquidos es función de P y T puede ser expresado por la ecuación:

$$\text{Log}_{10}(V/V^*) = a(T - T^*) + b(P - P^*)$$

Para el amoníaco líquido, el valor de "a" es aprox...

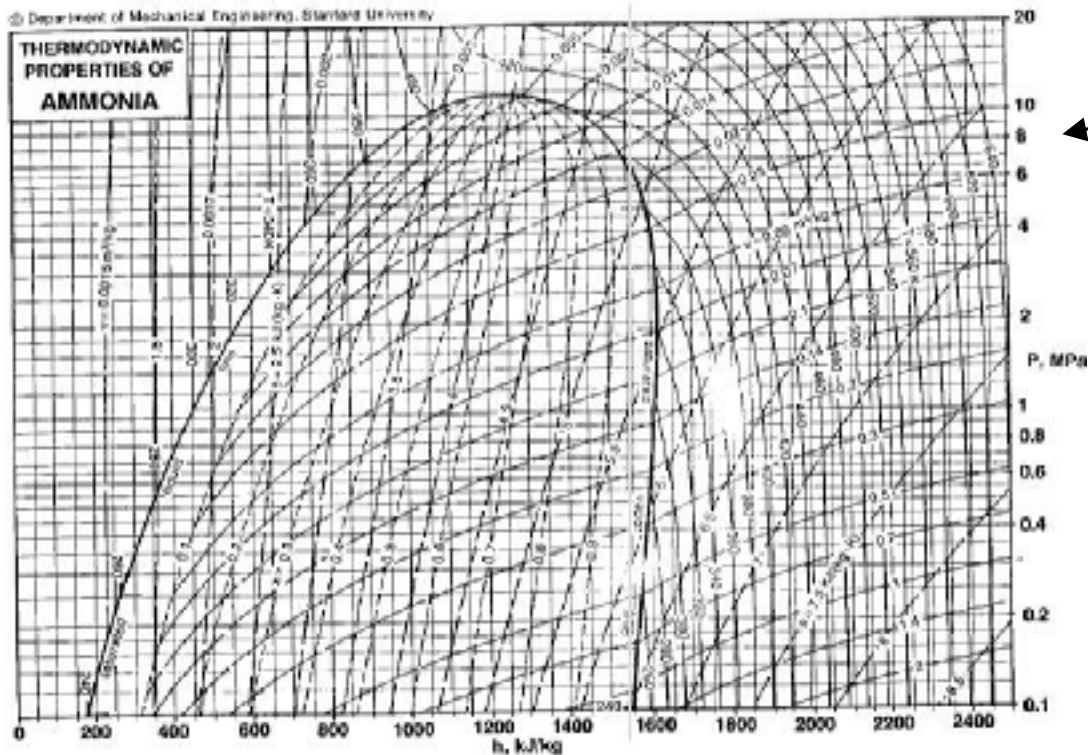
a) 0.00125 K ⁻¹	d) 2.42 K ⁻¹
b) 12.15 K ⁻¹	e) No se puede calcular.
c) 0.245 K ⁻¹	f) Ninguna de las anteriores.

Solución

El valor de "a" puede calcularse mediante datos de P, T y V disponibles en una tabla o diagrama de propiedades para el amoníaco. Si se toman valores de T y V a presión constante, se puede eliminar el valor de b, pues el segundo término de la ecuación se hace cero. Por ejemplo, a 8 Mpa: T=260 K, V=0.0015 (m³/kg) y T=360 K, V=0.002 (m³/kg)

$$\text{Luego: } a = \frac{\log(V/V^*)}{T - T^*} = \frac{\log(0.0015/0.002)}{260 - 360} = -0.00125 \left(\frac{1}{K} \right)$$

Las unidades son K⁻¹ ya que el logaritmo es adimensional. Es decir, la respuesta correcta es la alternativa (a).



Diagramas Termodinámicos: coeficiente de Joule-Thompson

Para el aire, haga la mejor estimación del coeficiente Joule-Thompson a 40°F (4.4°C) y a dos presiones, $P_1 = 100 \text{ atm}$ y $P_2 = 700 \text{ atm}$. Compare discuta los valores μ_{P1} y μ_{P2} .

Solución

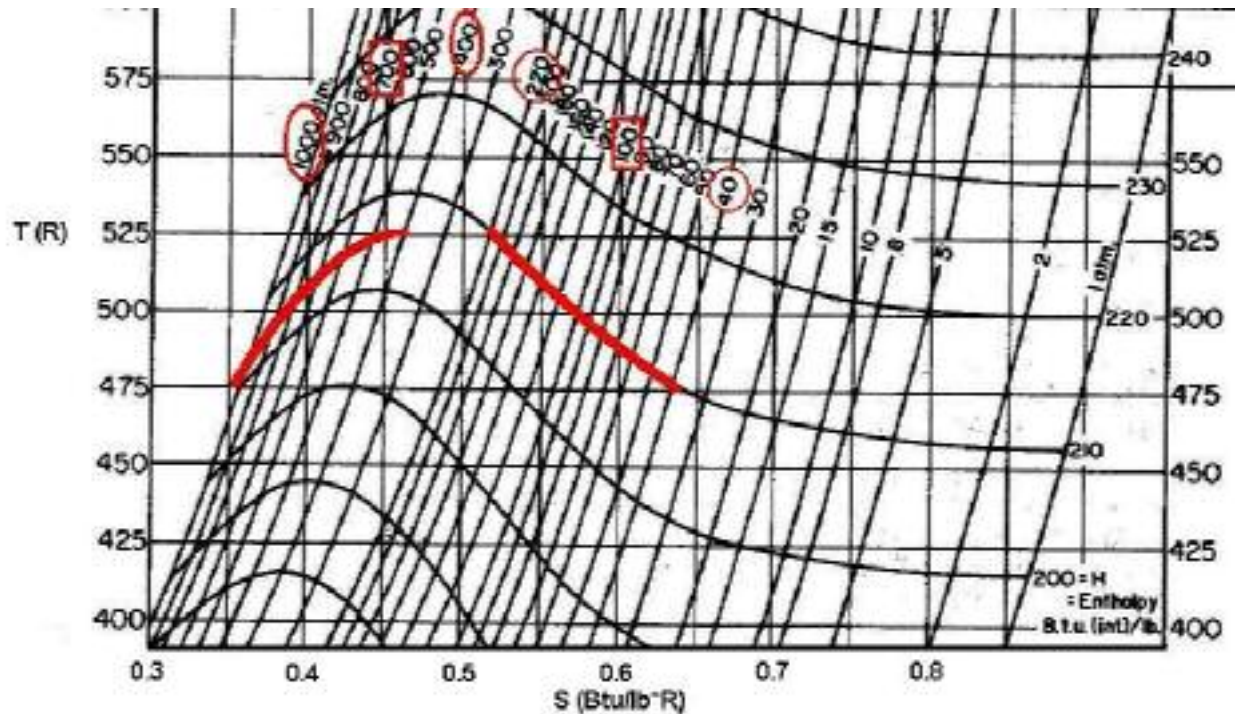
Recordamos la definición del coeficiente Joule-Thompson:

$$\mu = \left(\frac{\partial T}{\partial P} \right)_H \approx \left(\frac{\Delta T}{\Delta P} \right)_H$$

Los valores para ΔT y ΔP se buscan en un gráfico T-S, siguiendo la línea de entalpía constante partiendo desde la temperatura original:

$$\text{A } 100 \text{ atm: } \frac{\Delta T}{\Delta P} = \frac{525 - 475}{220 - 40} = \frac{5}{18} = 0.278 \text{ (R/atm)}$$

$$\text{A } 700 \text{ atm: } \frac{\Delta T}{\Delta P} = \frac{520 - 475}{400 - 1000} = \frac{-3}{40} = -0.075 \text{ (R/atm)}$$



Entonces: a 100 atm: $\mu = 0.278 \text{ (R/atm)}$ y a 700 atm: $\mu = -0.075 \text{ (R/atm)}$

Comentario: Observamos que hay cambio de signo, lo que significa que a 100 atm. el aire se calienta al comprimirlo, pero a 700 atm. se enfría.

Primera Ley: transferencia de calor de sólido a líquido

Un estanque contiene 100 lts de agua a 25°C y 1 atm. Un bloque de hierro de 5 kg a 1200 K es arrojado al agua, produciendo una evaporación súbita de aproximadamente 200 gr agua. Determine como se determina la temperatura que alcanza el agua y el bloque después de un tiempo suficientemente largo.

Solución

En resumen, ocurren tres procesos simultáneos cuando el bloque es arrojado al agua: 1) el agua aumenta su temperatura; 2) el bloque disminuye su temperatura; y 3) Parte del agua (200 gr) se condensa.

El bloque, que se enfría desde 1200 K hasta la temperatura final, T_2 , desconocida. El agua que se evapora súbitamente (200 gr), desde la temperatura de 25°C hasta la de vapor saturado a la presión ambiente. El agua restante en el tanque (99.8 kg), que se calienta desde 25°C hasta la temperatura final T_2 .

Para los procesos de calentamiento y enfriamiento descritos, aplicando la 1ra Ley para sistemas cerrados, se tiene lo siguiente (no hay trabajo): $\Delta U = Q = \Delta H - \Delta(P \cdot V)$

Así, para cada uno de los procesos, se tiene:

$$\Delta U_1 = m_{Fe} \cdot C_{p,Fe}(T_2 - T_{1,Fe}) + \Delta(PV)_1$$

$$\Delta U_2 = m_2 \cdot C_{p,H_2O}(T_2 - T_{1,H_2O}) + \Delta(PV)_2$$

$$\Delta U_3 = m_3 \cdot C_{p,H_2O}(T_{ebullición} - T_{1,H_2O}) + \Delta(PV)_3$$

$$\Delta U_4 = m_3 \cdot \Delta H_{temp,ebullición}^{vap} + \Delta(PV)_4$$

El valor del término $\Delta(PV)$ es cercano a cero para los procesos 1, 2 y 3 debido a que se trata de sólido (1) y líquido (2 y 3), y para éstos la variación del volumen específico con la presión es muy baja. Esto no es así para el caso del proceso 4, ya que en este caso, al tratarse de vapor, la variación de V con respecto a la presión es muy significativa. Entonces:

$$\Delta U_1 = m_{Fe} \cdot C_{p,Fe}(T_2 - T_{1,Fe})$$

$$\Delta U_2 = m_2 \cdot C_{p,H_2O}(T_2 - T_{1,H_2O})$$

$$\Delta U_3 = m_3 \cdot C_{p,H_2O}(T_{ebullición} - T_{1,H_2O})$$

$$\Delta U_4 = m_3 \cdot \Delta H_{temp,ebullición}^{vap} + \Delta(PV)_4$$

$$\Delta(PV)_4 = (PV)^{vap} - (PV)^{liq} = P(V^{vap} - V^{liq})$$

Se reemplazan valores y se obtiene la temperatura final alcanzada por el agua y el bloque (que es la misma)