Pontificia Universidad Católica de Chile
Escuela de Ingeniería
Departamento de Ingeniería Química y Bioprocesos
IIQ1003 - Termodinámica 2023-1

Control 1

Fecha de entrega: 03 de abril hasta las 16:30 en secretaría del DIQB.

El control debe ser realizado de forma individual. Recuerden escribir el nombre completo y sección del curso a la que pertenecen, el control debe ser entregado físicamente en secreteria del Departamento de Ingeniería Química y Bioporcesos (DIQB).

Pregunta 1 (1,5 pts)

Un sistema cilindro pistón que contiene 25 kg de agua se encuentra a 8 bar y ocupa un volumen de 28,7 L, posteriormente ocurre un proceso isobárico hasta llegar a un volumen final de 6,01 m^3. ¿Cuál es la diferencia de entalpía neta entre el estado inicial y final?

Pregunta 2 (2 pts)

Se tienen 12 kg de amoniaco (NH_3) a -45,67 °F y 1 bar, y se desea llevar a -9,67 °F isobáricamente. Usando la definición de capacidades caloríficas determine cuál es el calor neto que se debe agregar al sistema? Utilice las funciones de capacidad calorífica del amoniaco presentadas en el archivo "Capacidades Caloríficas de Gas y Liquido.pdf" de Canvas.

Nota: Para este ejercicio deberá utilizar Wolfram Mathematica o algún otro programa para resolver integrales.

Pregunta 3 (2,5 pts)

Un sistema cilindro-pistón contiene 8 kg de agua inicialmente a 40 bar y 200 °C. El agua es despresurizada isocóricamente hasta 2 bar. Finalmente, el agua es evaporada de forma isotérmica hasta ser completamente vapor saturado. Calcule el trabajo y calor neto realizado por el sistema en los dos procesos y el global.

Pregunta 1 (1,5 pts)

Un sistema cilindro pistón que contiene 25 kg de agua se encuentra a 8 bar y ocupa un volumen de 28,7 L, posteriormente ocurre un proceso isobárico hasta llegar a un volumen final de 6,01 m^3. ¿Cuál es la diferencia de entalpía neta entre el estado inicial y final?

$P = 8\,bar = 800.000\,Pa$

$V_i = 28,7\,L = 0,0287\,m^3$

$V_e = \frac{0,0287}{25}\frac{m^3}{kg} = 1,148 \cdot 10^{-3}\frac{m^3}{kg}$

$V_{ef} = \frac{6,01}{25}\frac{m^3}{kg} = 2,404 \cdot 10^{-1}\frac{m^3}{kg}$

A partir del volumen específico, podemos observar en las tablas la entalpía específica para ambos casos. Además, los volúmenes que buscamos son las instancias de líquido y vapor saturado, por lo que no es necesario interpolar nada.

Ojo que si bien $1,148 \cdot 10^{-3} \neq 1,1148 \cdot 10^{-3}$, consideramos que, debido a la similitud de los números y que no nos dan suficientes datos para interpolar, obviamos la diferencia, y usamos $1,148\frac{m^3}{kg}$, con $h = 721,11\frac{kJ}{kg}$

	v	h
Líquido Saturado a 8 bar:	$1,1148 \cdot 10^{-3}\frac{m^3}{kg}$	$721,11\frac{kJ}{kg}$
Vapor Saturado a 8 bar:	$2,404 \cdot 10^{-1}\frac{m^3}{kg}$	$2769,1\frac{kJ}{kg}$

$H_0 = \underbrace{721,11}_{h} \cdot \underbrace{25}_{kg} = 18.027,75\,kJ$

$H_f = 2769,1 \cdot 25 = 69.227,5\,kJ$

$\Delta H = 51.199,75\,kJ$

Pregunta 2 (2 pts)

Se tienen 12 kg de amoniaco (NH_3) a -45,67 °F y 1 bar, y se desea llevar a -9,67 °F isobáricamente. Usando la definición de capacidades caloríficas determine cuál es el calor neto que se debe agregar al sistema? Utilice las funciones de capacidad calorífica del amoniaco presentadas en el archivo "Capacidades Caloríficas de Gas y Liquido.pdf" de Canvas.

Nota: Para este ejercicio deberá utilizar Wolfram Mathematica o algún otro programa para resolver integrales.

$P_0 = 1$ bar

$T_0 = -45{,}67\,°F = 230\,K$

$P_f = 1$ bar

$T_f = -9{,}67\,°F = 250\,K$

Notamos que el sistema se encuentra a presión constante

$\therefore C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_P \longrightarrow C_p\,dT = dH$

capacidad calorífica

Luego, si integramos entre los intervalos de temperatura pedidos:

$$\int_{T_1}^{T_2} dH = \int_{230K}^{250K} C_p\,dT$$

Para encontrar C_p del amoníaco, debemos primero calcular si en el intervalo de temperatura dado estamos trabajando con un gas o un líquido.

A partir de la tabla A-14, observamos que a 1 bar, un líquido saturado se encuentra a $-33{,}60°C = 239{,}55\,K$.

Por lo tanto, tenemos que dividir el proceso en tres partes:

$230\,K \longrightarrow 239{,}55\,K$ (líquido saturado, C_{pl}) $\xrightarrow{\text{evaporación}}$ ($\Delta H_{vap} = H_v - H_l$) $239{,}55\,K \longrightarrow 250\,K$ (vapor saturado, C_{pv})

① $C_{pl} = 20,1494 + 8,45765 \cdot 10^{-1} T - 4,06745 \cdot 10^{-3} T^2 + 0,66069 \cdot 10^{-5} T^3 \left[\frac{J}{mol \cdot K}\right]$

Tener cuidado que en la tabla no especifican si hay que multiplicar por la constante R, pero al fijarnos en las unidades de medida $\left(\frac{J}{mol \cdot K}\right)$, concluimos que ya está considerada.

② $H^{vap} = 1370.23 \frac{KJ}{Kg}$

③ $C_{pv} = 27,55 + 0,25628 \cdot 10^{-1} T + 0,099 \cdot 10^{-4} T^2 - 0,00669 \cdot 10^{-6} T^3 \left[\frac{J}{mol\ K}\right]$

① $\int_{230}^{239,55} C_{pl}\, dT \Rightarrow$ (Wolfram Mathematica) $\rightarrow 764,199 \frac{J}{mol}$

② $H^{vap} \cdot Kg = 1370,23 \cdot 12 = 16.442,76\ KJ$

③ $\int_{239,55}^{250} C_{pv}\, dT \rightarrow$ (Wolfram Mathematica) $\rightarrow 358,625 \frac{J}{mol}$

Con una masa molar de $17,031 g/mol$, $12kg = 12000g = 704,5975\ mol$

$\therefore \int C_{pl} = 764,199 \frac{J}{mol} \cdot 704,5975\ mol = 538.452,7049\ J = 538,4527\ KJ$

$\int C_{pv} = 358,625 \frac{J}{mol} \cdot 704,5975 mol = 252.686,2784\ J = 252,6863\ KJ$

$\therefore \Delta H_{230-250} = 16442,76 + 538,4527 + 252,6863\ KJ = 17.233,899\ KJ$

Ahora, notamos que al estar en un sistema cerrado a presión constante, entonces

$\Delta H = Q + \cancel{W}^{\rightarrow 0} \quad \therefore Q = 17.233,899 KJ$

Se le deben aplicar 17.233,899 KJ de calor al sistema.

Pregunta 3 (2,5 pts)

Un sistema cilindro-pistón contiene 8 kg de agua inicialmente a 40 bar y 200 °C. El agua es despresurizada isocóricamente hasta 2 bar. Finalmente, el agua es evaporada de forma isotérmica hasta ser completamente vapor saturado. Calcule el trabajo y calor neto realizado por el sistema en los dos procesos y el global.

$V_0 = V$

$P_0 = 40\ bar = 4.000.000\ Pa$ | $T_1 = ?$

$T_0 = 200°C = 473,15\ K$ | $P_1 = 2\ bar$

$P_1 = 2\ bar = 200.000\ Pa$ | $T_2 = T_1$

$T_1 = ?$ | $P_2 = ?$

$V_1 = V$

A 40 bar, la temperatura de saturación es 250,4°C. Como estamos a 200°C, vamos a la tabla de líquido subenfriado.

A 200°C tenemos datos de 25 bar y 50, por lo que hay que interpolar para encontrar el volumen inicial del fluido.

$$V_e = \frac{(40-25)}{(50-25)} \cdot (1,1530 - 1,1555) \cdot 10^{-3} + 1,1555 \cdot 10^{-3}$$

$$V_e = -0,6 \cdot 2,5 \cdot 10^{-6} + 1,1555\ 10^{-3} = 1,154 \cdot 10^{-3}\ \frac{m^3}{kg}$$

Notamos que a 2 bar y 120,2°C el volumen del líquido saturado es menor que el de la mezcla que tenemos. Por lo tanto, al disminuir la presión no sólo baja la temperatura de 200°C a 120,2°C, sino que parte del fluido se empieza a evaporar. Calculamos exactamente qué porcentaje del H_2O se evapora

$$X = \frac{v_e - v_l}{v_v - v_l} = \frac{1,154 \cdot 10^{-3} - 1,0605 \cdot 10^{-3}}{8.857 \cdot 10^{-1} - 1,0605 \cdot 10^{-3}} = \frac{9,35 \cdot 10^{-5}}{8,8464 \cdot 10^{-1}} = 1,0569 \cdot 10^{-4} = 0,01057\ \%$$

Es decir, el 0,01057% del H_2O es vapor a 2 bar y 120,2°C

Como el volumen es constante, el sistema no hace trabajo sobre el ambiente ni el ambiente sobre el sistema. Por lo tanto

$Q = \Delta U$.

$U_0 = \left(\frac{40-25}{50-25}\right) \cdot (848,1 - 849,9) + 849,9$

$= 848,82 \frac{kJ}{kg}$

$U_f = \frac{u_l \cdot 99,98943 + u_v \cdot 0,01057}{100} = \frac{504,49 \cdot 99,98943 + 2529,5 \cdot 0,01057}{100}$

$= 504,704 \frac{kJ}{kg}$

$\therefore \Delta U = 504,704 - 848,82 = -344,116 \frac{kJ}{kg} \cdot 8 kg = -2.752,928 kJ$

Ahora, para el segundo proceso tenemos que, al estar a una isoterma, la presión se mantiene igual mientras estamos pasando de líquido a vapor. Como presión y temperatura se mantienen iguales, lo único que varía es el volumen. Por lo tanto, el cambio en energía interna lo da el W.



Primero, notamos que el volumen específico del vapor saturado es de $0,8857 \frac{m^3}{kg}$.

2bar = 200000 Pa

$V_f = 0,8857 \cdot 8 = 7,0856 m^3$

$V_i = 1,154 \cdot 10^{-3} \cdot 8 = 9,232 \cdot 10^{-3} m^3$

$W = -\int_{9,232 \cdot 10^{-3}}^{7,0856} 200.000 \, dV = -1415273,6 J$

$= -1.415,2736 kJ$

En conclusión, el primer proceso ocurre sin trabajo, por lo que el cambio neto en energía interna ΔU es sólo calor Q, el cual es transferido del sistema al entorno en magnitud de (-) 2752,928 kJ. Por otro lado, en el segundo proceso no hay intercambio de calor, y la diferencia de energía interna se debe al trabajo que realiza el sistema sobre el entorno, a medida que el volumen del fluido aumenta. Este trabajo ocurre en magnitud de (-) 1.415,2736 kJ.

La energía total transferida del sistema al entorno es de (-) 4.168,2016 kJ.