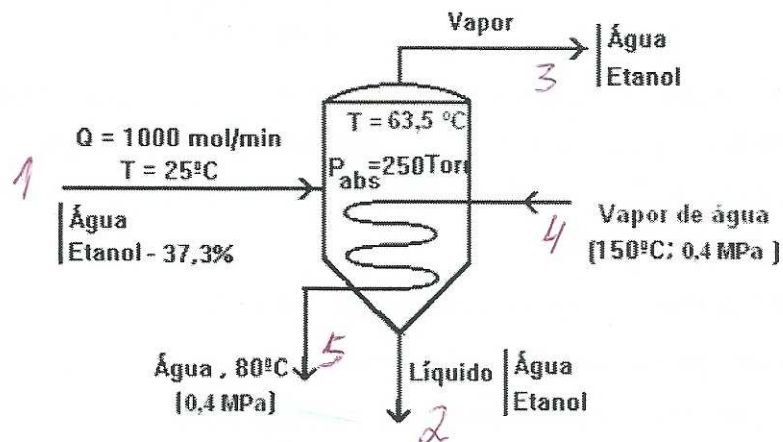


## Caso 1.12

Uma solução aquosa contendo 37,3% molar de etanol é alimentada, a 25°C e a um caudal de 1000 moles/min, a um evaporador operando a 63,5 °C e pressão absoluta de 250 mm Hg.



O aquecimento da solução é realizado pela condensação de vapor de água que circula numa serpentina imersa.

Determinar o caudal de vapor de água, a 150°C e 0,4 MPa, a alimentar ao circuito de aquecimento para manter o evaporador em funcionamento contínuo e estacionário. (R: 307 kg/h)

### Dados:

- Massa molar do etanol = 46,1
- Capacidade calorífica das soluções = 0,9 cal/g, K
- Considere desprezável a entalpia de mistura etanol-água.

A resolução deste problema terá que começar pela resolução do equilíbrio líquido-vapor

$P_v$  a 63,5°C do etanol = 400 mmHg

$P_v$  da H<sub>2</sub>O

T (°C)	1/T (K <sup>-1</sup> )	$P_v$ (mmHg)	ln $P_v$	$P_v$ a 63,5 /mmHg)
63	$2,975 \times 10^{-3}$	171,38	5,1439	
63,5	$2,970 \times 10^{-3}$		5,1663	175,27
64	$2,966 \times 10^{-3}$	179,31	5,1891	

Equação de Raoult -Dalton

$$X_{\text{água}} \times 175,27 = Y_{\text{água}} \times 250$$

$$X_{\text{etanol}} \times 400 = Y_{\text{etanol}} \times 250$$

Dividindo-se as equações fica-se com um sistema de 2 equações:

$$* X_{\text{água}} \times 175,27 = Y_{\text{água}} \times 250$$

$$* \frac{X_{\text{água}}}{1-X_{\text{água}}} \times \frac{175,27}{400} = \frac{Y_{\text{água}}}{1-Y_{\text{água}}}$$

Vem:  $X_{\text{água}} = 0,6675$   $Y_{\text{água}} = 0,4679$

$X_{\text{etanol}} = 0,3325$   $Y_{\text{etanol}} = 0,5321$

Seguidamente faz-se o Balanço mássico

Recorre-se aos Balanços de massa à água e ao etanol obtendo-se um sistema de 2 equações:

$$* Q_2 + Q_3 = 1000 \quad Q_3 = 202,906 \text{ mole/min}$$

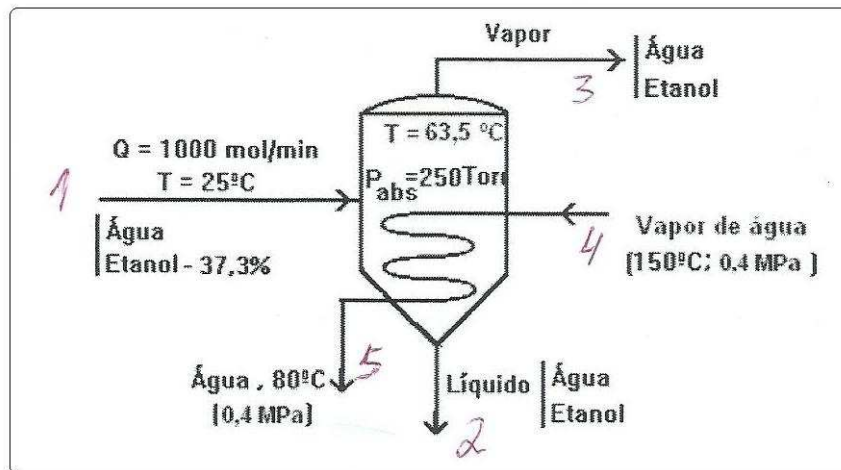
$$* 0,6675 \times Q_2 + 0,4679 \times Q_3 = 627 \quad Q_2 = 797,094 \text{ mole/min}$$

mole/min	1	2	3
H <sub>2</sub> O	627	532,060	94,940
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	373	265,034	107,966
Total	1000	879,094	202,906

Por fim realiza-se o Balanço entálpico

Estado de referência: 25°C, H<sub>2</sub>O e C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH (l), H<sub>2</sub>O (líquida a 0°C), Pt

A zona de controle é a óbvia:



O balanço entálpico vem:  $\Delta H_1 + \Delta H_4 = \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_5$

$$\Delta H_1 = 0$$

$$PM_{\text{água}} = 18 \text{ g/mole} \quad PM_{\text{metanol}} = 46,1 \text{ g/mole} \quad C_{p\text{solução}} = 0,9 \text{ cal/g K}$$

$$\Delta H_2 = (532,06 \times 18 + 265,034 \times 46,1) \times 0,9 \times (63,5 - 25) = 7,552 \times 10^5 \text{ cal/min} = 3,1567 \times 10^6 \text{ J/min}$$

$$\Delta H_v \text{ do etanol a } 78,3 \text{ }^\circ\text{C} = 204,26 \text{ cal/g}$$

$$T_{c\text{etanol}} = 243,1^\circ\text{C}$$

Regra de Watson (para o etanol)

$$\Delta H_V^{25^\circ\text{C}} = \left( \frac{243,1 - 25}{243,1 - 78,3} \right)^{0,38} \times 204,26 \times 46,1 = 10474,41 \text{ cal/mole}$$

Água (Tabela da Página II.26, low range)

$$C_p = 7,7 - 0,04594 \times 10^{-2} T + 0,2521 \times 10^{-5} T^2 - 0,8587 \times 10^{-9} T^3$$

$$\bar{C}_p = \int_{T_{\text{ref}}}^T \frac{a + bT + cT^2 + dT^3}{T - T_{\text{ref}}} dt = \frac{a(T - T_{\text{ref}}) + \frac{b}{2}(T^2 - T_{\text{ref}}^2) + \frac{c}{3}(T^3 - T_{\text{ref}}^3) + \frac{d}{4}(T^4 - T_{\text{ref}}^4)}{T - T_{\text{ref}}}$$

$$C_p^{25,63,5^\circ\text{C}}_{\text{H}_2\text{O}}(\text{g}) = 8,073 \text{ cal/mole K}$$

Etanol

$$C_p = 4,75 + 5,006 \times 10^{-2} T - 2,479 \times 10^{-5} T^2 + 4,79 \times 10^{-9} T^3$$

$$C_p^{25,63,5^\circ\text{C}}_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}(\text{g}) = 18,292 \text{ cal/mole K}$$

O  $\Delta H_v$  da água a  $25^\circ\text{C}$  pode obter-se a partir das Tabelas termodinâmicas para vapor saturado

$$\Delta H_V^{25^\circ\text{C}} = h_V^{25^\circ\text{C}} - h_L^{25^\circ\text{C}} = 2546,5 - 104,84 = 2441,66 \text{ J/g} = 43949,88 \text{ J/mole} = 10514,33 \text{ cal/mole}$$

$$\begin{aligned} \Delta H_3 &= (94,94 \times 8,073 + 107,966 \times 18,292) \times (63,5 - 25) + \\ &+ 94,94 \times 10514,33 + 107,966 \times 10474,41 = 2,2347 \times 10^6 \text{ cal/min} = 9,3409 \times 10^6 \text{ J/min} \end{aligned}$$

Recorrendo-se às Tabelas termodinâmica de vapor sobreaquecido

$$- h_{v4}(150^\circ\text{C}, 0,4 \text{ Mpa}) = 2752,8 \text{ J/g}$$

Recorrendo-se às Tabelas termodinâmicas de vapor saturado

$$- h_{L5}(80^\circ\text{C}) = 334,95 \text{ J/g}$$

Substituindo-se

$$0 + 2752,8 \times M_{\text{vapor}} = 3,1567 \times 10^6 + 9,3409 \times 10^6 + 334,95 \times M_{\text{vapor}}$$

$$\text{Vem: } M_{\text{vapor}} = 5168,89 \text{ g/min} = 310 \text{ Kg/h}$$

Nota: Este problema pode ser resolvido de um modo mais simples. Em vez de se usar a equação de Watson para estimar a entalpia de vaporização do etanol a  $25^\circ\text{C}$  pode-se recorrer às entalpias de formação:

$$\Delta H_v \text{ do etanol a } 25^\circ\text{C} = \Delta H_f^0(\text{g}) - \Delta H_f^0(\text{l}) = -234 - (-277,1) = 43,1 \text{ kJ/mole} = 10311 \text{ cal/mole}$$

$$\text{Neste caso vinha } M_{\text{vapor}} = 308 \text{ Kg/h}$$

Só que o Caso 1.12 pertence ao Capítulo 1 e as entalpias de formação já pertencem ao Capítulo 2