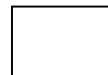


Alumno: _____ Mail: _____



Integración III

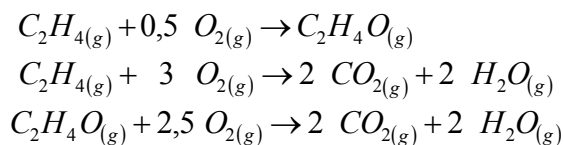
Parcial ° 2 (2023)

Tema B

Problema 1: Termoquímica

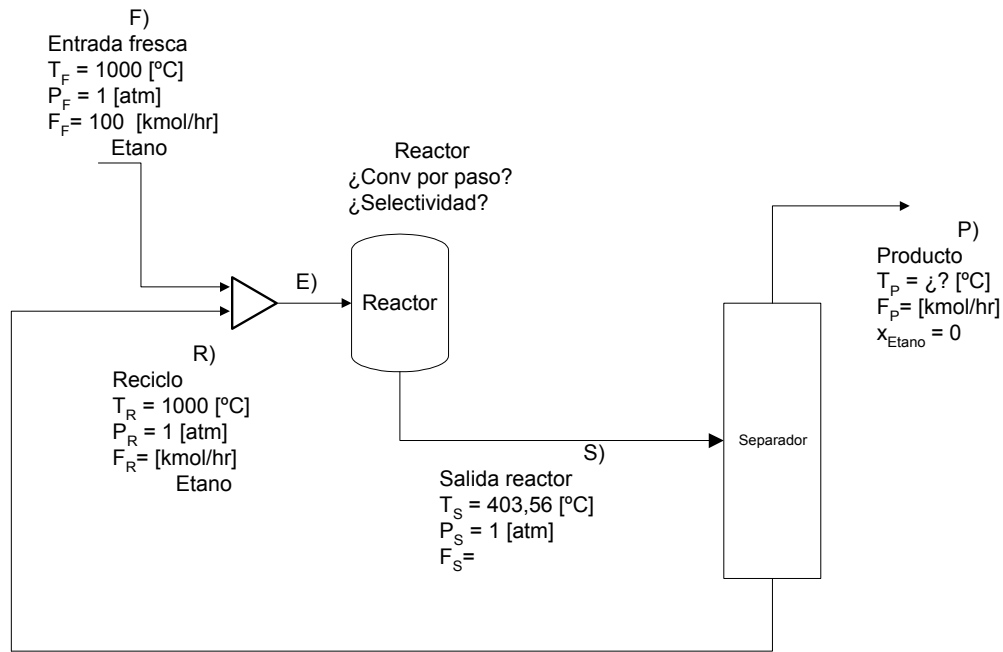
Para obtener óxido de etileno se hace reaccionar una corriente de 10 [kmol/h] de etileno a 200 [°C] y 20 [atm] con Oxígeno puro a la misma temperatura y presión. Los productos salen a 270 [°C] y 20 [atm] de presión y se retira $1,9811 \times 10^6$ [kcal/h]. En el reactor adiabático ocurren 3 reacciones. La conversión de etileno es del 90 % mientras que la de oxidación del óxido de etileno es 10 %.

- Selectividad de cada reacción de conversión de etileno.
- Flujos molares de salida de cada componente



Comp	ΔH_i : [kcal/kmol °K], T [°K]		
	a xT ²	bxT	C
Etileno	0	1.541E+01	1.541E+01
Oxígeno	0	7.535	7.535
Dióxido de carbono	0	19.846	19.846
Dióxido de carbono	0	10.948	10.948
Agua	-2.641E-02	-2.641E-02	-2.641E-02

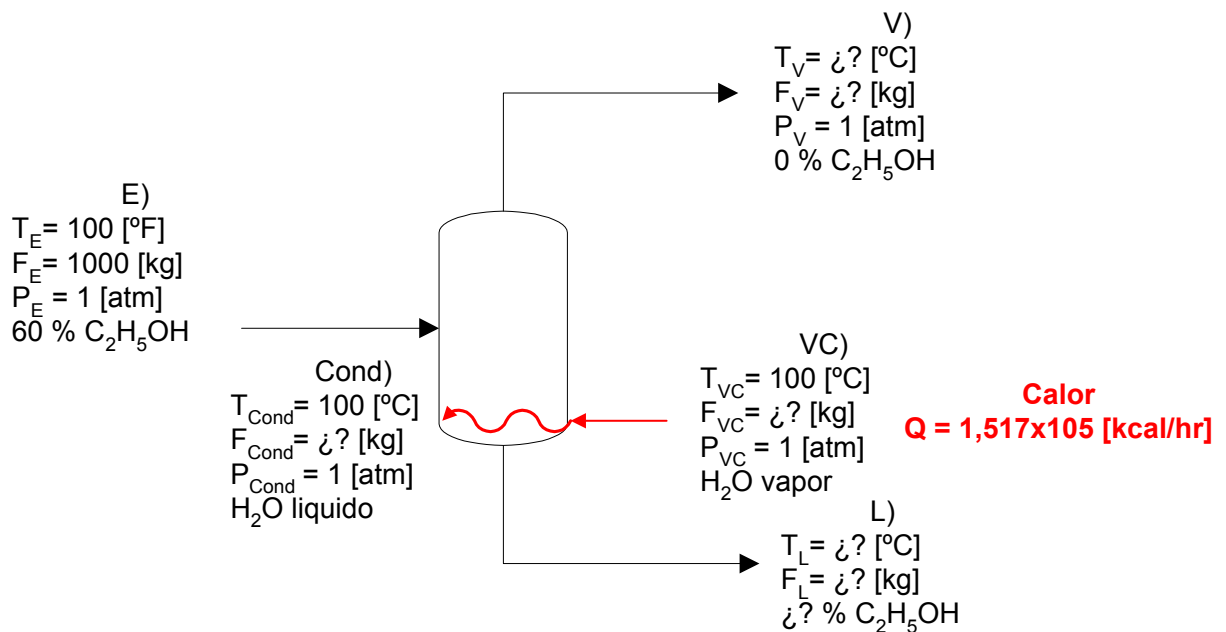
Nota: las entalpías ya incluyen los calores de formación de cada componente



Problema 2: Entalpía-composición

Se tienen 1000 [kg] de solución acuosa de etanol al 60 % con una temperatura 100 [°F]. Se le entrega un flujo de calor de $1,517 \times 10^5$ [kcal/hr]. Calcular:

- Entalpía y temperatura de la mezcla.
- Si la misma se encuentra en la zona de 2 fases determinar composición y flujo de ambas fases.
- Cantidad de vapor de agua requerida. El vapor ingresa a 100 [°C] y sale saturado.



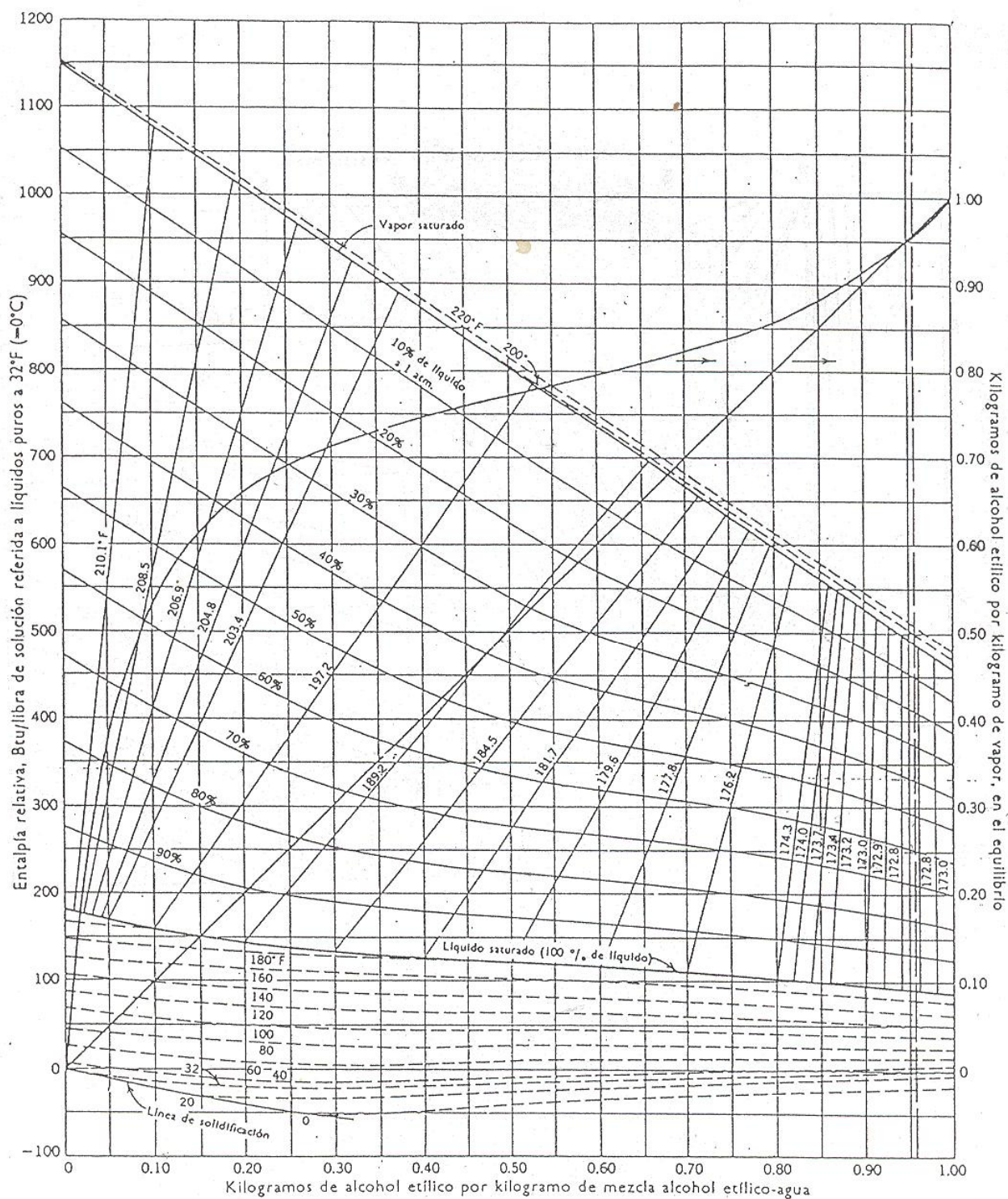
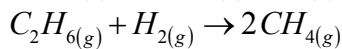
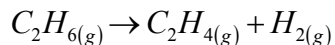


FIG. 330. Diagrama de entalpía-composición para el sistema alcohol etílico-agua, representativo del equilibrio líquido-vapor a 1 atm.

1 Btu/lb = 0,556 Kcal/Kg; °C = (°F - 32) 0,556.

Problema 1

Dadas las cinéticas:



Entradas

Etano)

$T_M = 1000$ [°C]

$P_M = 1$ [atm]

$F_M = 100$ [kmol/hr]

Comp	x_i	$\overline{\Delta H_i}$	ΔH_i
CH ₄	0	$0,005003 \times T^2 + 7,057 \times T - 20810$	0
C ₂ H ₆	1	$0,007899 \times T^2 + 13,16 \times T - 25880$	$0,007899 \times T^2 + 13,16 \times T - 25880$
H ₂	0	$7,229 \times T - 2281$	0
C ₂ H ₄	0	$0,006047 \times T^2 + 10,46 \times T + 8121$	0
Total	1		$0,007899 \times T^2 + 13,16 \times T - 25880$

$$\overline{\Delta H_E} = 0,007899 \times T_E^2 + 13,16 \times T_E - 25880 = 0,007899 \times 1273,15^2 + 13,16 \times 1273,15 - 25880 = 3678 \left[\frac{kcal}{kmol} \right]$$

Puesto que entran 100 [kmol/hr] de etano y nada sale del proceso no queda que (siendo S_1 la selectividad de la 1ª reacción):

$$100 = S_1 + S_2 = S_1 + \frac{S_1}{3} = \frac{4 \times S_1}{3}$$

$$S_1 = \frac{3 \times 100}{4} = 75 \quad S_2 = \frac{S_1}{3} = 25$$

De esta manera, siendo R la cantidad de Etano que se recircula:

Comp	Entrada	Reacción	Salida
CH ₄	0	$2 \times S_2$	$2 \times S_2 = 50$
C ₂ H ₆	$100 + R$	-100	R
H ₂	0	$S_1 - S_2$	$S_1 - S_2 = 50$
C ₂ H ₄	0	S_1	$S_1 = 75$
Total	$100 + R$		$R + 175$

M)

$T_E = 100$ [°C] = 373.15 [°K]

$P_E = 1$ [atm]

$$F_E = [\text{kmol/hr}]$$

Salida)

$$T_S = 403,56 [^{\circ}\text{C}] = 844,30 [^{\circ}\text{K}]$$

$$P_S = 1 [\text{atm}]$$

$$F_S = [\text{kmol/hr}]$$

Comp	F _i	$\overline{\Delta H}_i$	ΔH_i
CH ₄	50	$0,005003 \times T^2 + 7,057 \times T - 20810$	$0,2502 \times T^2 + 352,9 \times T - 1,041 \times 10^6$
C ₂ H ₆	R	$0,007899 \times T^2 + 13,16 \times T - 25880$	$R \times (0,007899 \times T^2 + 13,16 \times T - 25880)$
H ₂	50	$7,229 \times T - 2281$	$361,5 \times T - 1.141 \times 10^5$
C ₂ H ₄	75	$0,006047 \times T^2 + 10,46 \times T + 8121$	$0,4535 \times T^2 + 784,5 \times T + 6.091 \times 10^5$
Total	R+175		$0,7037 \times T^2 + 1499 \times T - 5,455 \times 10^5$ $+ R \times (0,007899 \times T^2 + 13,16 \times T - 25880)$

$$FE_S = 0,7037 \times T^2 + 1499 \times T - 5,455 \times 10^5 + R \times (0,007899 \times T^2 + 13,16 \times T - 25880)$$

$$FE_S = 0,7037 \times 676,75^2 + 1499 \times 676,75 - 5,455 \times 10^5 + R \times (0,007899 \times 676,75^2 + 13,16 \times 676,75 - 25880)$$

$$FE_S = 7,912 \times 10^5 + R \times (-1,336 \times 10^4)$$

Balance de energía:

Al ser un reactor adiabático, el calor intercambiado es cero y siendo que los calores de formación ya están incluidos:

$$FE_E = FE_S$$

$$3678 \times (R+100) = 7,912 \times 10^5 + R \times (-1,336 \times 10^4)$$

$$3678 \times R + 3,678 \times 10^5 = 7,912 \times 10^5 + R \times (-1,336 \times 10^4)$$

$$R \times (3678 + 1,336 \times 10^4) = 7,912 \times 10^5 - 3,678 \times 10^5$$

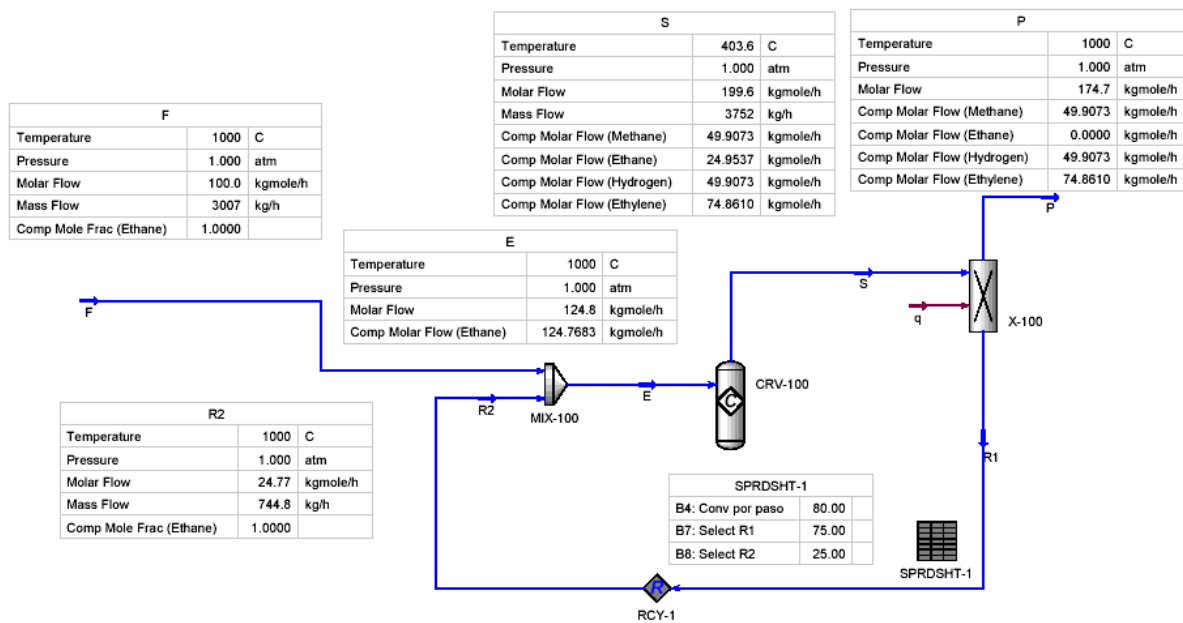
$$R = \frac{4,234 \times 10^5}{1,704 \times 10^4} = 24,85 \left[\frac{\text{kmol}}{\text{hr}} \right]$$

Como al reactor ingresan 124,85 [kmol/hr] y reaccionan 100 [kmol/hr] la conversión por paso es de :

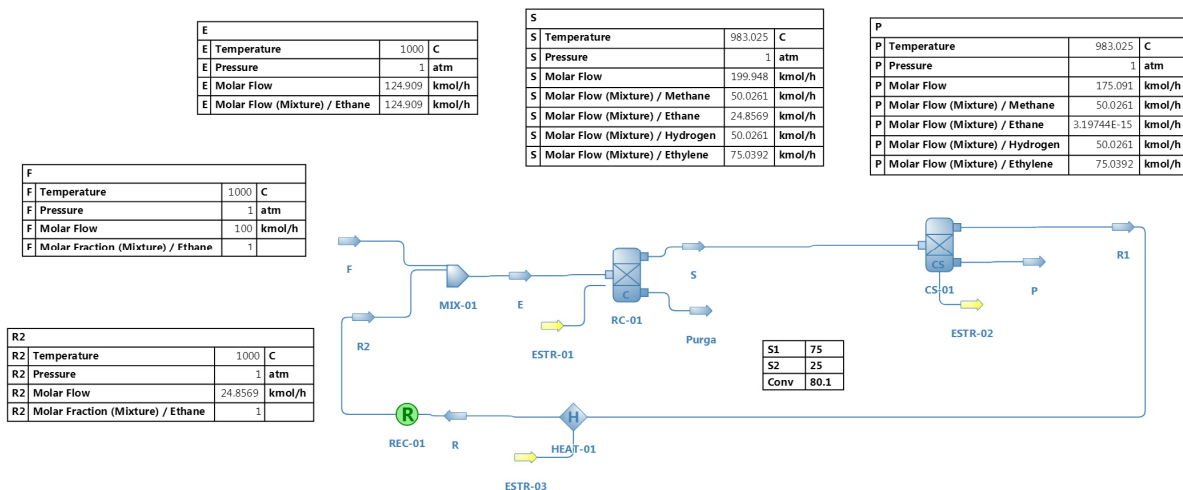
$$Conv = \frac{Entrada - Salida}{Entrada} \times 100 = \frac{124,85 - 24,85}{124,85} \times 100 = 80,10 \%$$

Resultados:

- La primera reacción tiene una selectividad del 75 % mientras que la segunda es de 25 %.
- La conversión por paso es del 80,10 %.
- Se recirculan 24,85 [kmol/hr] de Etano.



Hysys



dwsim

Problema 2

Resolución:

Entrada E

$$F_E = 1000 \text{ [kg/hr]} = 2204,62 \text{ [lb/hr]}$$

$$w_E = 0,6$$

$$T_E = 100 \text{ [°F]} = 37,78 \text{ [°C]}$$

$$\overline{\Delta H}_E = 26,29 \left[\frac{BTU}{lb} \right] = 14,60 \left[\frac{kcal}{kg} \right]$$

Si le entregamos calor la llevamos al punto C:

$$F_E \times \overline{\Delta H}_E + Q = F_C \times \overline{\Delta H}_C$$

$$\overline{\Delta H}_C = \frac{F_E \times \overline{\Delta H}_E + Q}{F_C} = \frac{F_E \times \overline{\Delta H}_E + Q}{F_E} = \frac{1000 \times 14,60 + 1,517 \times 10^5}{1000} = 166,3 \left[\frac{kcal}{kg} \right] = 299,6 \left[\frac{BTU}{lb} \right]$$

En el diagrama queda en la zona de 2 fases, más precisamente en la isoterma de $179,6 \text{ [°F]} = 82,00 \text{ [°C]}$. Las composiciones de equilibrio son

$$x_L = 0,500$$

$$x_V = 0,765$$

Balance de materia global:

$$F_L + F_V = F_E$$

Balance de materia por componente:

$$F_L \times w_L + F_V \times w_V = F_E \times w_E$$

Planteando el balance de materia global:

$$F_L + F_V = F_E$$

Por componente:

$$F_L = \frac{F_E \times w_E - F_V \times w_V}{w_L}$$

$$\frac{F_E \times w_E - F_V \times w_V}{w_L} + F_V = F_E$$

$$\frac{F_E \times w_E - F_V \times w_V}{w_L} + F_V = F_E$$

$$F_V \times \left(1 - \frac{w_V}{w_L}\right) = F_E \times \left(1 - \frac{w_E}{w_L}\right)$$

$$F_V = \frac{F_E \times \left(1 - \frac{w_E}{w_L}\right)}{\left(1 - \frac{w_V}{w_L}\right)} = \frac{1000 \times \left(1 - \frac{0,60}{0,50}\right)}{\left(1 - \frac{0,765}{0,50}\right)} = 377,4 \left[\frac{kg}{hr} \right]$$

$$F_L = F_E - F_V = 1000 - 377,4 = 622,6 \left[\frac{kg}{hr} \right]$$

Como se calefacciona con vapor saturado a 100 [°C] cuyo λ es:

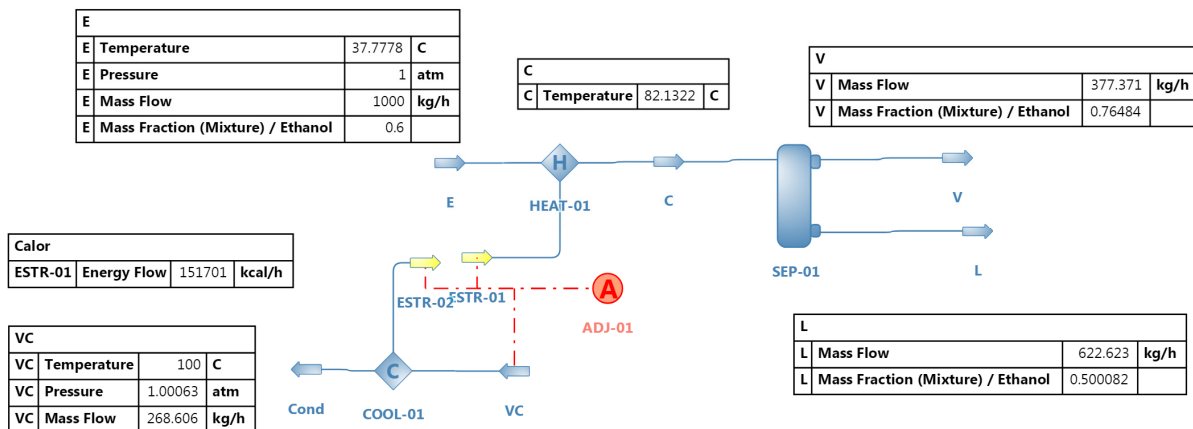
$$\bar{\lambda}_{VC} = \bar{\Delta H}_V - \bar{\Delta H}_L = 2675,57 - 419,166 = 2256 \left[\frac{kJ}{kg} \right] = 538,9 \left[\frac{kcal}{kg} \right]$$

$$Q = \bar{\lambda}_{VC} \times F_{VC} = 1,365 \times 10^5 \left[\frac{kcal}{hr} \right]$$

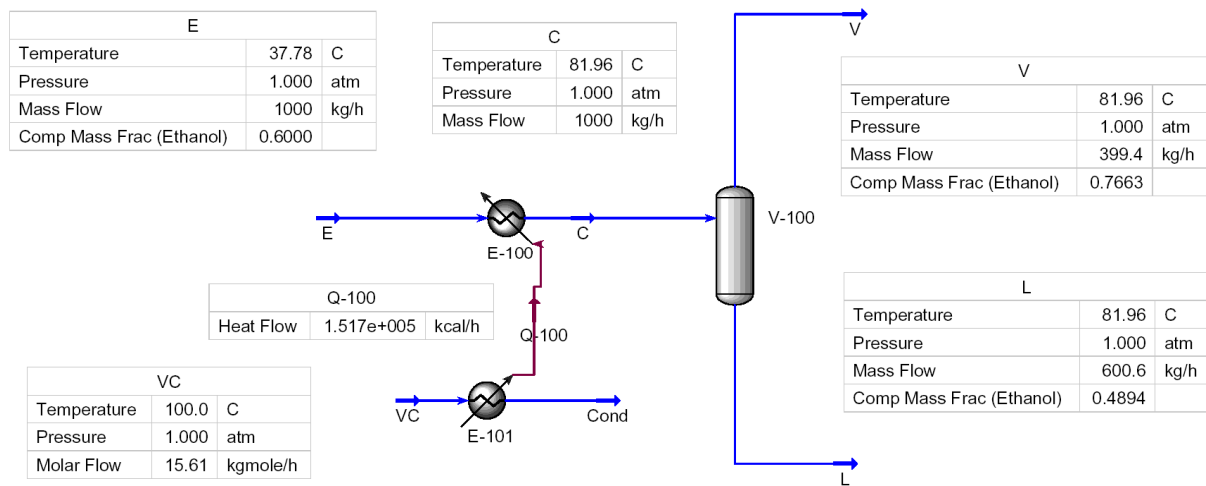
$$F_{VC} = \frac{Q}{\lambda_{VC}} = \frac{1,517 \times 10^5 \left[\frac{kcal}{hr} \right]}{538,9 \left[\frac{kcal}{kg} \right]} = 281,5 \left[\frac{kg}{hr} \right] = 620,6 \left[\frac{lb}{hr} \right]$$

Respuestas:

- La entalpía de la mezcla es de 166,3 [kcal/kg] o 299,6 [BTU/lb] que con una concentración de 60 % le corresponde una temperatura de 179,6 [°F] o 82,00 [°C].
- La mezcla se encuentra en la zona de 2 fases: una líquida de 50,0 % y una vapor 76,5 %. El flujo de vapor es de 377,4 [kg/hr] = 832,0 [lb/hr] y el de líquido es de 622,6 [kg/hr] = 1373 [lb/hr].
- Se requiere 281,5 [kg/hr] = 620,6 [lb/hr] de vapor saturado a 100 [°C].



dwsim



Hysys

