



**UNIVERSIDADE FEDERAL  
DE LAVRAS**



**Departamento de Engenharia (DEG)**

# **Conservação de Massa e Energia**



**Graduação em Engenharia Química**

**Prof. Irineu Petri Júnior**

2017

# Capítulo 4

## Balanço de Energia – Sem reação química

### Introdução

Problemas típicos que podem ser resolvidos usando balanço de energia:

a) Quanta potência (energia/tempo) é necessário para bombear 1250 gal/min de água a partir de um tanque para uma unidade de processo?

A resposta determina as características do motor da bomba a ser usada.

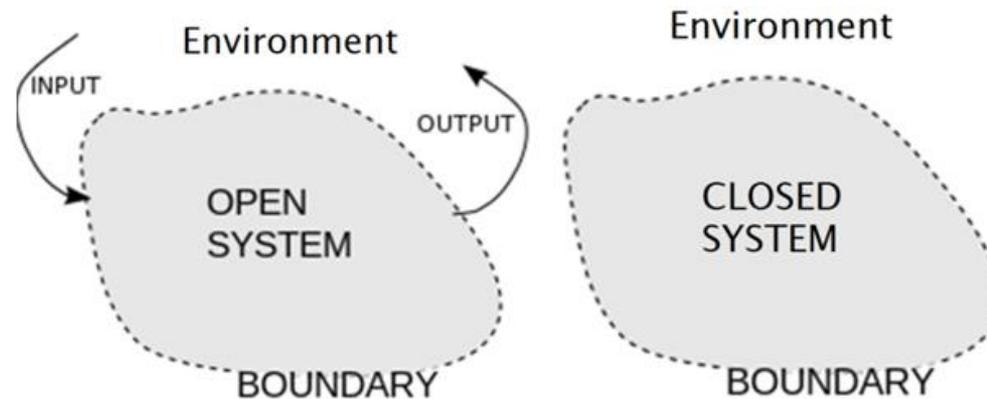
b) Quanto calor é necessário para converter 2000 lbm de água a 30°C para vapor a 180°C?

Nesta parte da matéria veremos como os balanços de energia são formulados e aplicados.

# Definições

**Sistema**: Qualquer massa arbitrária de material ou parte de um conjunto que nos interessa para um estudo ou análise particular. O sistema é separado das suas vizinhanças pela superfície ou pelo seu contorno ou fronteiras.

- **Sistema fechado**: aquele sistema onde não há massa (matéria) atravessando as fronteiras enquanto o processo ocorre. *Ex.: processo em batelada*
- **Sistema aberto**: Aquele sistema onde há matéria atravessando as fronteiras continuamente. *Ex.: processos contínuos e semi-contínuos*



# Definições

- **Propriedades intensiva:** É uma propriedade não aditiva, ou seja, que não varia com a quantidade de material. Por exemplo, temperatura, pressão, densidade de um material ou de partes desse material.
- **Propriedade extensiva:** Aquela propriedade cujo valor é dado pela somados valores das partes que formam o todo. É uma propriedades aditiva que depende da quantidade do material. Por exemplo, um sistema gasoso pode ser dividido em dois subsistemas com massas ou volumes diferentes do sistema original. Consequentemente massa ou volume são propriedades extensivas.
- **Estado:** Definido como um conjunto de propriedades de um material em um dado instante. O estado de um sistema não depende de sua forma ou configuração, mas comente das suas propriedades intensivas como temperatura, pressão e composição.

# Formas de Energia: 1ª Lei da Termodinâmica

## 1ª Lei da Termodinâmica (energia não é criada nem destruída, é transformada)

Para um sistema fechado, onde não há entrada e saída de massa, a variação de energia total (E) do sistema é igual ao fluxo de calor (Q) menos o trabalho (W) realizado pelo sistema nas vizinhanças.

$$dE = \delta Q - \delta W$$

Mas, a energia total é a soma da energia interna, energia cinética e energia potencial, ou seja:

$$E = U + E_c + E_p$$

$$E = U + \frac{u^2}{2} + gz$$

$$E = U + E_c + E_p$$

- **Ec (energia cinética)** – devido ao movimento do sistema como um todo relativo a uma referência (normalmente a superfície da terra).
- **Ep (energia potencial)** – devido a posição do sistema em um campo potencial (gravitacional ou magnético).
- **U (energia interna)** – energia devido ao movimento de moléculas relativo ao centro de massa do sistema, ao movimento rotacional e vibracional ou de interação eletromagnética de moléculas, e ao movimento e interação de constituintes atômicos e subatômicos das moléculas.

Lembrando que para um sistema fechado, a energia pode ser transferida entre ele e suas vizinhanças de duas formas:

$$Q - W = U + E_c + E_p$$

- **Q (calor)** – energia que flui em função de uma diferença de temperatura entre o sistema e suas vizinhanças. A direção do fluxo é sempre maior para a menor temperatura. Calor é definido positivo quando é transferido ao sistema pelas vizinhanças
- **W (trabalho)** – energia que flui como resposta a qualquer força motriz “*driving force*” que não seja a diferença de temperatura (torque, voltagem, etc.). Por exemplo, se um gás em um cilindro expande e movimenta um pistão, o gás faz trabalho sobre o pistão (gás-sistema, pistão-vizinhanças).

Os termos  $Q$  e  $W$  se referem a energia transferida (fluxo). Não tem sentido se falar de calor ou trabalho possuído ou contido em um sistema.

Energia, como trabalho, tem unidade de força\*distância, por exemplo:

Joule (N.m); Erg (dyna.cm) e lbf.ft

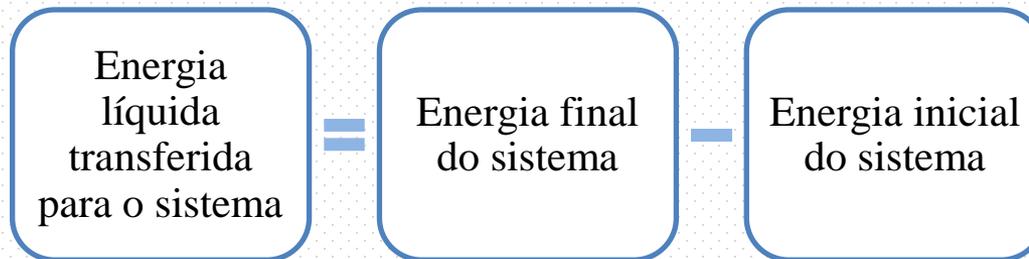
É também comum expressá-la em termos da quantidade de calor que deve ser transferida a uma massa definida de água para aumentar sua temperatura de um intervalo definido a uma pressão de 1 atm. As mais comuns são:

<b>Unidade</b>	<b>Massa (H<sub>2</sub>O)</b>	<b><math>\Delta T</math></b>
kilocaloria (kcal)	1 kg	15 a 16°C
Caloria (cal)	1 g	15 a 16°C
British Thermal Unit (BTU)	1 lbm	60 a 61°F

O princípio que rege o balanço de energia é a 1ª Lei de conservação de energia, também chamados de 1ª Lei da termodinâmica, que estabelece que a energia não pode ser criada nem destruída.

# Balanço de Energia em Sistemas Fechados

Desde que a energia não pode ser criada nem destruída, a equação geral do balanço de ENERGIA transforma-se em:



A energia inicial é dada por:  $U_i + E_{ci} + E_{pi}$

A energia final é dada por:  $U_f + E_{cf} + E_{pf}$

A energia transferida:  $Q - W$

$Q$  e  $W$  representam o trabalho realizado e o calor transferido para o sistema a partir de sua vizinhança;

Então,

$$\dot{Q} - \dot{W} = (U_f - U_i) + (E_{cf} - E_{ci}) + (E_{pf} - E_{pi})$$



$$\dot{Q} - \dot{W} = \Delta U + \Delta E_c + \Delta E_p$$

## HIPÓTESES:

$$\dot{Q} - \dot{W} = \Delta U + \Delta E_c + \Delta E_p$$

**Q** – Se um sistema e suas vizinhanças estão à mesma temperatura ou se o sistema é perfeitamente isolado (adiabático), então  $Q=0$ . **Dica:**  $Q$  (negativo) = perdas de calor do sistema  $\rightarrow$  vizinhança;  $Q$  (positivo) = recebe calor da vizinhança  $\rightarrow$  sistema

**W** – O trabalho feito sobre ou pelo sistema fechado é acompanhado pelo movimento da fronteira contra uma força de resistência, ou por uma geração de corrente ou radiação elétrica além das fronteiras do sistema. Se não há partes em movimento, nem geração de corrente, então, no sistema fechado,  $W=0$ . **Dica:**  $W$  (positivo) = trabalho realizado do sistema  $\rightarrow$  vizinhança;  $W$  (negativo) = recebe trabalho da vizinhança  $\rightarrow$  sistema

**$\Delta U$**  – A energia interna de um sistema depende quase completamente da composição química, estado de agregação e temperatura dos materiais do sistema.  $U$  é independente da pressão para gases ideais e praticamente independente da pressão para líquidos e sólidos. Portanto, se não houver mudanças de temperatura, de fase e composição química no processo, e se os materiais do processo são todos sólidos, ou líquidos, ou gases ideais, então  $\Delta U=0$ .

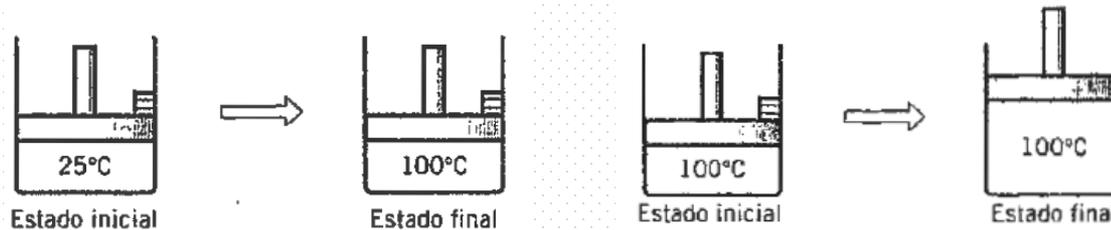
**$E_c$**  – quando há movimentação do fluido, o termo cinético deve ser considerado, se o processo está parado ou estagnado,  $E_c=0$ .

**$E_p$**  – Se ocorrem variações de energia potencial, que não sejam devido a diferença de cotas, campo elétrico ou magnético, os termos para contabilizá-la devem ser incluídas na variável  $E_p$ , caso contrário,  $E_p=0$ .

# Exemplo 1

Um gás está contido em um cilindro em que está acoplado um pistão móvel. A temperatura inicial do gás é  $25^{\circ}\text{C}$ . O cilindro é colocado em água fervente com o pistão fixo em uma determinada posição (travado). Calor na quantidade de 2 kcal é absorvido pelo gás, até o equilíbrio a  $100^{\circ}\text{C}$  (e uma pressão mais alta). O pistão é então liberado e o gás realiza um trabalho de 100 J para movimentar o pistão para uma nova posição de equilíbrio. A temperatura final do gás é  $100^{\circ}\text{C}$ .

Escreva o balanço de energia para cada um dos dois estágios do processo. Na resolução do problema considere o gás no cilindro como o sistema. Despreze as alterações de  $E_p$  e assuma que o gás comporta-se idealmente. Dê a resposta em Joules.



# Balanço de Energia em SISTEMAS ABERTOS no Estado Estacionário

Nos sistemas abertos, por definição, há massa atravessando as fronteiras quando ocorre um processo.

Trabalho pode então ser dividido entre **trabalho de eixo ( $W_s$ )** e **trabalho de fluxo ( $W_f$ )**, que é o trabalho necessário para colocar e retirar massa do sistema:

$$W = W_s + W_f \quad (1)$$

$W_s$  = trabalho de eixo, ou trabalho feito no fluido de processo por partes móveis dentro do sistema (por exemplo, agitador)

$W_f$  = trabalho de fluxo, ou trabalho feito no fluido na entrada do sistema, menos trabalho feito pelo fluido na saída do sistema.

Para derivar  $W_f$ , consideremos o sistema abaixo:





Então o  $W_{\text{entrada}}$  é igual ao produto de  $P_0$  e  $V_0$ , enquanto o  $W_{\text{saída}}$  é igual o produto  $P_s$  e  $V_s$ . A taxa líquida de trabalho de fluxo realizado no sistema é:

$$W_f = P_s V_s - P_0 V_0$$

Se várias correntes entram e saem do sistema, o produto  $Pv$  para cada uma deve ser somado para determinar o  $W_f$ .

$$W_f = \sum_i P_{is} V_{is} - \sum_i P_{i0} V_{i0} \quad (2)$$

## Energia interna

Para processos abertos, de acordo com a termodinâmica, a energia interna pode ser expressa como:

$$H = U + PV$$

Se várias correntes entram e saem do sistema, temos da mesma forma:

$$H = \sum_i (U_{is} + P_{is} V_{is}) - \sum_i (U_{i0} + P_{i0} V_{i0}) \quad (3)$$

Para sistemas abertos, Entrada = Saída:

$$\dot{Q} + E_{entra} = \dot{W} + E_{sai}$$

Considerando várias correntes de entrada e saída, temos:

$$\dot{Q} + \sum_i (U_{i0} + E_{ci0} + E_{pi0}) = \dot{W} + \sum_i (U_{is} + E_{cis} + E_{pis}) \quad (4)$$

Substituindo Eq. 1 e 2 em Eq. 4, obtém-se:

$$\dot{Q} + \sum_i (U_{i0} + E_{ci0} + E_{pi0}) = \dot{W}_s + \sum_i P_{is} V_{is} - \sum_i P_{i0} V_{i0} + \sum_i (U_{is} + E_{cis} + E_{pis})$$

Reorganizando:

$$\dot{Q} - \dot{W}_s = \sum_i \underbrace{(U_{is} + P_{is} V_{is})}_{H_{is}} - \sum_i \underbrace{(U_{i0} + P_{i0} V_{i0})}_{H_{i0}} + \sum_i \underbrace{(E_{cis} - E_{ci0})}_{\Delta E_c} + \sum_i \underbrace{(E_{pis} - E_{pi0})}_{\Delta E_p}$$

Chegamos em:

$$\dot{Q} - \dot{W}_s = \Delta H + \Delta E_c + \Delta E_p$$

Em termos de propriedade específica, temos:

$$\dot{Q} - \dot{W}_s = \dot{m} \cdot (\hat{H}_s - \hat{H}_0) + \dot{m} \left( \frac{u_s^2}{2} - \frac{u_0^2}{2} \right) + \dot{m} g (z_s - z_0)$$

# Exemplo 2

Em um processo, 500 kg/h de vapor acionam uma turbina. O vapor entra na turbina a 44 atm e 450°C, a uma velocidade de 60 m/s e deixa a turbina em um ponto de 5 m abaixo da entrada, à pressão atmosférica e a uma velocidade de 360 m/s. A turbina libera trabalho de eixo a um taxa de 700 kW, e as perdas de calor na turbina são estimadas em 100.000 kcal/h. Calcule a variação de entalpia específica associada ao processo.

**R.**



# Balço de Energia em SISTEMAS ABERTOS transiente

A equação geral do balanço de energia o estado estacionário desde que não há geração de energia é:

$$Acúmulo = Entra - Sai$$

Suponha que  $E_{sistema}$  é a energia total do sistema (interna + cinética + potencial) e  $m_e$  e  $m_s$  são vazões mássicas das correntes de entrada e saída do sistema. Podemos escrever então:

$$Acúmulo: \frac{dE_{sistema}}{dt} = \frac{dU_{sistema}}{dt} + \frac{dE_{c,sistema}}{dt} + \frac{dE_{p,sistema}}{dt}$$

$$Entra: \dot{m}_0 \left( \hat{H}_0 + \frac{u_0^2}{2} + gz_0 \right) + \dot{Q} - \dot{W}_s$$

$$Sai: \dot{m}_s \left( \hat{H}_s + \frac{u_s^2}{2} + gz_s \right)$$

$$Então: \frac{dU_{sistema}}{dt} + \frac{dE_{c,sistema}}{dt} + \frac{dE_{p,sistema}}{dt} = \dot{Q} - \dot{W}_s + \dot{m}_0 \left( \hat{H}_0 + \frac{u_0^2}{2} + gz_0 \right) - \dot{m}_s \left( \hat{H}_s + \frac{u_s^2}{2} + gz_s \right) \quad 15$$

## Considerações:

- Se há mais de uma corrente de entrada e ou saída, o mesmo deve ser incluído na equação para cada corrente.
- Qualquer uma das variáveis  $m$ ,  $H$ ,  $u$ ,  $z$ ,  $Q$  e  $W$ , podem variar com o tempo.
- É bastante difícil resolver a equação geral anterior a menos que um número de simplificações seja realizado.

Restringimos nossas análises ao sistema que satisfaçam as seguintes condições:

- a) Uma única corrente de entrada e uma única corrente de saída, ambos com a mesma vazão mássica ( $m_e = m_s = m$ )
- b) As variações de energia cinética e potencial ocorridos no sistema entre as correntes de entrada e saída podem ser desprezadas.

Assim:

$$\frac{dE_{c,sistema}}{dt} = \frac{dE_{p,sistema}}{dt} = 0$$



$$\frac{dU_{sistema}}{dt} = m(\hat{H}_0 - \hat{H}_s) + \dot{Q} - \dot{W}_s$$

# Tabelas de dados termodinâmicos

## *Entalpia e Energia Interna*

- Não é possível conhecer o valor absoluto de  $U$  para um material, somente a variação ( $\Delta U$ ) específica de estado (temperatura, pressão e fase).

Como é feito o calculo de  $\Delta U$ ?

**R.:** variando e conhecendo os parâmetros  $Q$ ,  $W$ ,  $\Delta E_p$  e  $\Delta E_c$ .

- Dai conhecemos  $\Delta U$  e  $\Delta H$ , pois:  $\Delta H = \Delta U + \Delta PV$

Conhecendo estes parâmetros através de uma condição ( $T$ ,  $P$  e fase), define-se como condições de referência, então para encontrar os valores de  $\Delta U$  e  $\Delta H$  em outras condições basta tomar como base a variação de  $\Delta U$  e  $\Delta H$  do ponto de referência até o ponto desejado.

Ex.:

T(°C)	H (J/mol)
0	0
100	2919
500	15060

$$\Delta H = H_s - H_0 = (H^0 + H_s) - (H^0 + H_0) = H_s - H_0$$

→ Não quer dizer que a entalpia neste ponto seja 0, somente que a referência foi 0,

# Exemplo 3

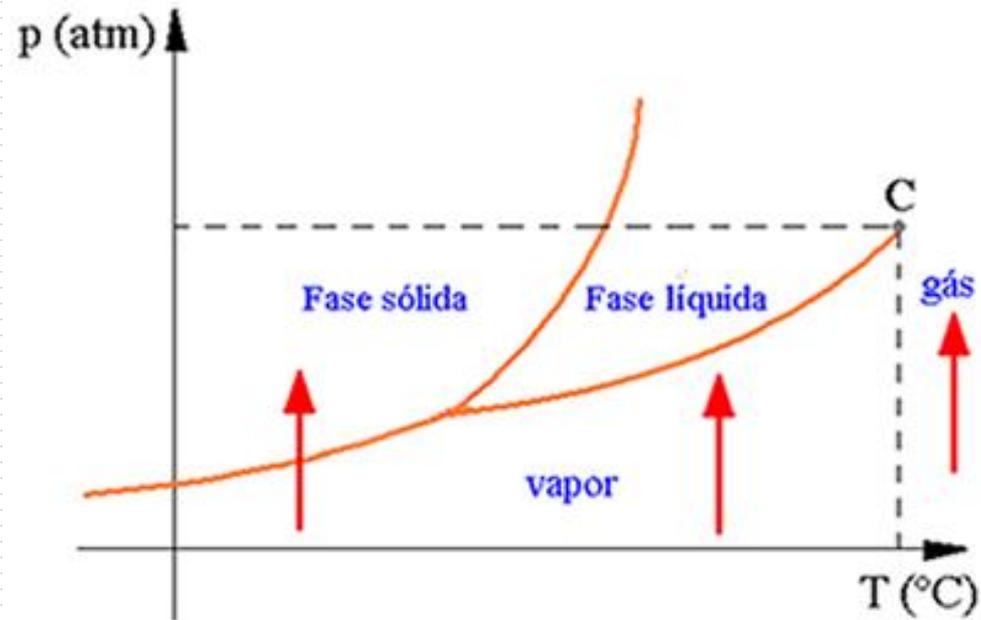
Calcular a variação de entalpia e de energia interna específicas para a transição do vapor de cloreto de metila saturado a 50°F para 0°F.

Dados:

<b>Estado</b>	<b>T(°C)</b>	<b>P (Psi)</b>	<b>V (ft<sup>3</sup>/lbm)</b>	<b>H (BTU/lbm)</b>
Vapor	0	18,90	4,969	196,23
Vapor	50	51,99	1,920	202,28

# Tabelas de dados termodinâmicos

## *Tabelas de Vapor*



- Líquido sub-resfriado
- Líquido saturado
- Vapor saturado
- Vapor superaquecido

**Tabela B5, B6 e B7**

# Exemplo 4

Vapor a 10 bar, com 190°C (superaquecido), alimenta uma turbina com uma vazão  $\dot{m} = 2000$  kg/h. A operação da turbina é adiabática e o efluente é vapor saturado a 1 bar. Calcule o trabalho exercido pela turbina em (kW), desprezando as variações nas energias cinética e potencial.

# Procedimento para cálculos de B.E.

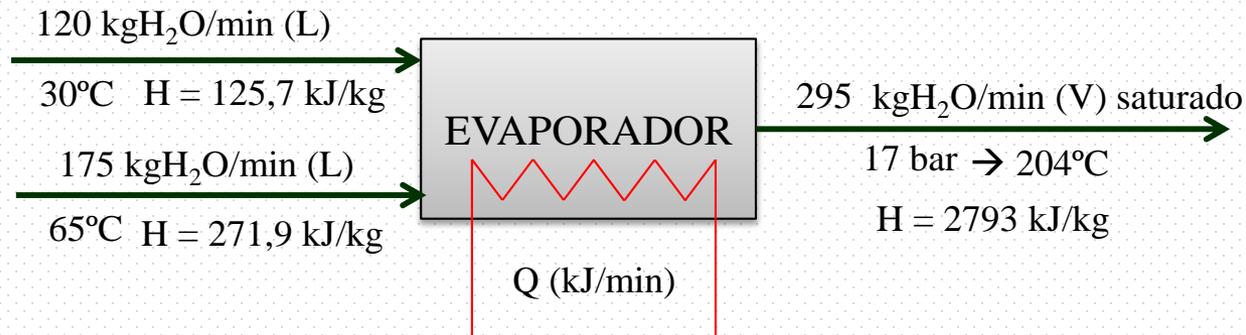
1. Desenho do fluxograma com as informações dos correntes: temperatura, pressões, estado, vazão, entalpia, etc.
2. Realizar o B.M. para determinar as vazões dos componentes.
3. Determinar a entalpia específicas de cada componente.
4. Simplificar a equação geral de sistema não isotérmicos (fechado/aberto (estacionário ou transiente)).

Sistema aberto regime estacionário:

$$\dot{Q} - \dot{W}_s = \Delta H + \Delta E_c + \Delta E_p$$

↓

$$\dot{Q}_s = \Delta H + \Delta E_c$$



Avaliação de  $\Delta H$ :

$$\Delta H = \sum_{saída} \dot{m}_i \hat{H}_i - \sum_{entrada} \dot{m}_i \hat{H}_i$$

$$\Delta H = 295 * 2793 - 120 * 125,7 - 175 * 271,9 = 7,61.10^5 \text{ kJ/min}$$

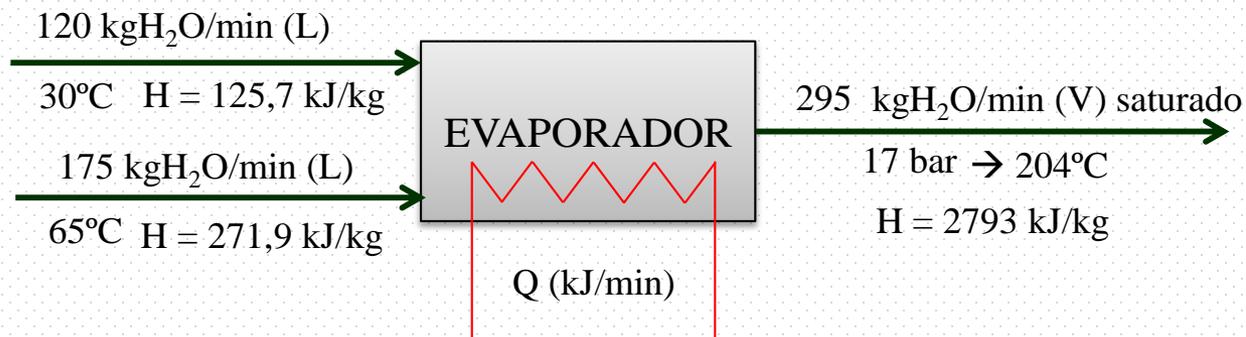
Avaliação de  $\Delta E_c$ :

- O volume específico do vapor saturado a 17 bar é 0,1166 m<sup>3</sup>/kg (tabela B6) e o diâmetro da tubulação é de 60 mm (dado).

$$u_s = 0,1166 \frac{\text{m}^3}{\text{kg}} * \frac{1}{\pi 0,06^2} \frac{1}{4} * 295 \frac{\text{kg}}{\text{min}} = 201,7 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

- Velocidade de alimentação desprezível.

$$\Delta H = 295 * \frac{u_s^2}{2} - \sum_{entrada} \dot{m}_i \hat{H}_i \quad \rightarrow \quad \Delta H = 295 * \frac{201,7^2}{2} = 6.10^6 \text{ J/min}$$



# Exemplo 5

Uma corrente de gás contendo 60% em peso de etano e 40% de n-butano deve ser aquecida de 150 até 200K à pressão de 50 bar. Calcule o calor requerido por kg de mistura, desprezando as variações na energia potencial e cinética. Usando dados tabelados de entalpia para o  $C_2H_6$  e o  $C_4H_{10}$  e admitindo que as entalpias dos componentes na mistura são as mesmas das espécies puras à mesma temperatura.

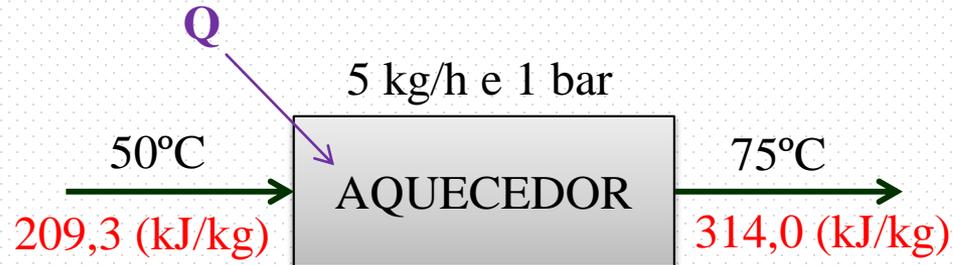
# Exemplo 6

Uma turbina descarta vapor saturado a 1 atm com uma vazão de 1150 kg/h. Precisa-se de vapor superaquecido a 300°C e 1 atm para alimentar um trocador de calor; para produzi-lo, a corrente de vapor descartado pela turbina se mistura com vapor superaquecido proveniente de outra fonte a 400°C e 1 atm. A unidade de mistura opera de forma adiabática. Calcule a quantidade de vapor superaquecido a 300°C produzida e a vazão volumétrica requerida do vapor a 400°C.

# Balanço de Energia

## Calcule:

O calor necessário para aquecer uma corrente de 5 kg/h de água líquida à 50°C até 75°C, a 1 bar.



$$\cancel{Q} - \cancel{W_s} = \cancel{\Delta H} + \cancel{\Delta E_c} + \cancel{\Delta E_p}$$

$$Q = \Delta H$$

$$\Delta H = \dot{m} [\hat{H}_f - \hat{H}_i]$$

$$\Delta H = 5 \frac{\text{kg}}{\text{h}} [314,0 - 209,3] \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} = 523,5 \frac{\text{kJ}}{\text{h}}$$

$$\Delta H = 523,5 \frac{\text{kJ}}{\text{h}} \text{ ou } 145,42 \text{ W}$$

# Balço de Energia

## Calor sensível

### Calcule:

O calor necessário para aquecer uma corrente de 5 kg/h de ar de  $-50^{\circ}\text{C}$  até  $-30^{\circ}\text{C}$ , a 1 bar.

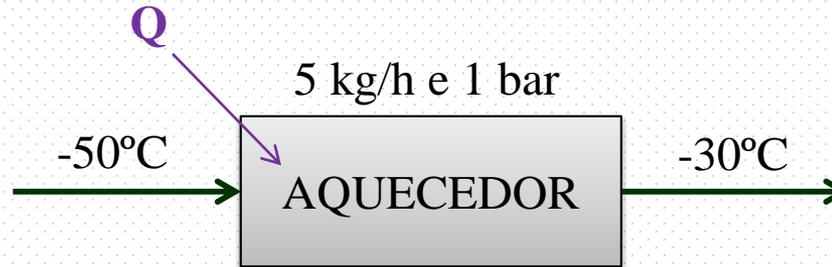


Tabela B8:

$$H_{\text{ar}}(298 \text{ K}) = 0 \text{ kJ/mol}$$

$$H_{\text{ar}}(223 \text{ K}) = ? \text{ kJ/mol}$$

$$H_{\text{ar}}(243 \text{ K}) = ? \text{ kJ/mol}$$

**Calor sensível:** calor que deve ser transferido para elevar ou diminuir a temperatura de uma substância. (Termodinâmica 1 e 2)

$$\hat{H}(T_1) = \hat{H}_{\text{ar}}^{\circ}(T_r) + \int_{T_r}^{T_1} c_p(T) dT \quad \begin{array}{l} \text{Gás-ideal: exata} \\ \text{Sólido ou líquido: boa aproximação } (\Delta P \text{ pequeno}) \\ \text{Gás não-ideal: válida apenas se P é constante} \end{array}$$

$$\hat{U}(T_1) = \hat{U}_{\text{ar}}^{\circ}(T_r) + \int_{T_r}^{T_1} c_v(T) dT \quad \begin{array}{l} \text{Gás-ideal: exata} \\ \text{Sólido ou líquido: boa aproximação} \\ \text{Gás não-ideal: válida apenas se V é constante} \end{array}$$

Então:

$$\hat{H}(223K) = \hat{H}_{ar}(298K) + \int_{298}^{223} c_p(T) dT$$

$$\hat{H}(243K) = \hat{H}_{ar}(298K) + \int_{298}^{243} c_p(T) dT$$

Calculando a variação de entalpia:

$$\Delta \hat{H} = \hat{H}(243K) - \hat{H}(223K) = \hat{H}_{ar}(298K) + \int_{298}^{243} c_p(T) dT - \hat{H}_{ar}(298K) - \int_{298}^{223} c_p(T) dT$$

$$\Delta \hat{H} = \int_{298}^{243} c_p(T) dT - \int_{298}^{223} c_p(T) dT \longrightarrow \boxed{\Delta \hat{H} = \int_{223}^{243} c_p(T) dT}$$

Analogamente:  $\boxed{\Delta \hat{U} = \int_{223}^{243} c_v(T) dT}$

### Tabelas de Cp (B2) e Cv (?):

Gases ideais

$$c_p - c_v = R \longrightarrow \int_{T_1}^{T_2} c_v dT = \int_{T_1}^{T_2} c_p dT - R$$

Líquidos e sólidos

$$c_v \approx c_p$$

$$R = 0,082 \left[ \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}} \right] = 83,14 \left[ \frac{\text{mbar.L}}{\text{mol.K}} \right] = 8,314 \left[ \frac{\text{Pa.m}^3}{\text{mol.K}} \right] \text{ ou } \left[ \frac{\text{J}}{\text{mol.K}} \right] = 1,987 \left[ \frac{\text{cal}}{\text{mol.K}} \right] \text{ ou } \left[ \frac{\text{BTU}}{\text{lbmol.R}} \right] = 62,364 \left[ \frac{\text{mmHg.L}}{\text{mol.K}} \right] = 10,73 \left[ \frac{\text{atm.ft}^3}{\text{lbmol.R}} \right]$$

# Exemplo 7

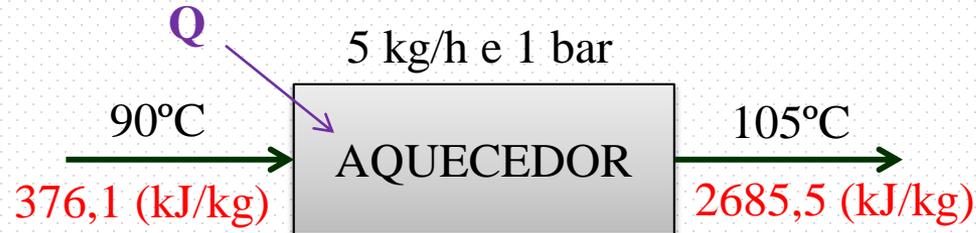
Uma corrente de 15 kmol/min de ar são resfriados de 430°C até 100°C. Calcule a taxa de remoção de calor necessária usando (1) as fórmulas de capacidade calorífica da Tabela B.2 e (2) as entalpias específicas da Tabela B.8.

# Balanço de Energia

## Calor latente

### Calcule:

O calor necessário para aquecer uma corrente de 5 kg/h de água líquida à 90°C até 105°C, a 1 bar.



$$\cancel{Q} - \cancel{W_s} = \cancel{\Delta H} + \cancel{\Delta E_c} + \cancel{\Delta E_p}$$

$$Q = \Delta H$$

$$\Delta H = \dot{m} [\hat{H}_f - \hat{H}_i]$$

$$\Delta H = 5 \frac{\text{kg}}{\text{h}} [2685,5 - 376,1] \frac{\text{kJ}}{\text{kg}} = 11547 \frac{\text{kJ}}{\text{h}}$$

$$\Delta H = 11547 \frac{\text{kJ}}{\text{h}} \text{ ou } 3207,5 \text{ W}$$

bem maior que  
o calor sensível

# E se eu não soubesse H?

Dividir o problema em etapas (Termodinâmica 1)

**Etapa 1:** passagem da água líquida de  $90^{\circ}\text{C}$  à  $100^{\circ}\text{C}$  (água saturada) – calor sensível

**Etapa 2:** passagem de água saturada para vapor saturado ( $100^{\circ}\text{C}$ ) – calor latente

**Etapa 3:** passagem do vapor à  $100^{\circ}\text{C}$  para  $105^{\circ}\text{C}$  – calor sensível

**Calor latente:** É a mudança de entalpia específica associada com a transição de uma substância de uma fase a outra, a temperatura e pressão constantes.

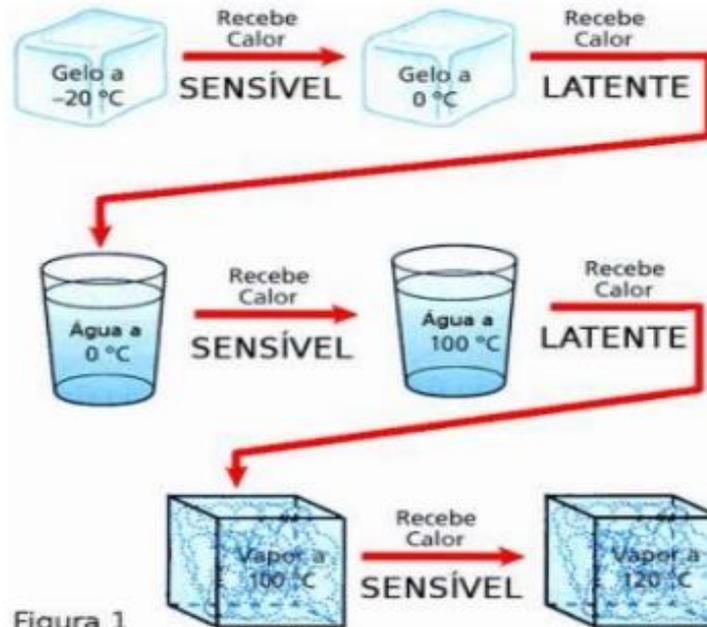


Figura 1

# Como encontrar o calor latente?

Tabela B1 ( $\Delta H_m$  e  $\Delta H_v$ )

Tabela B5 ou B6 (prop. Vapor – prop. Água)

Tabela B7 (prop. Vapor saturado – prop. água saturada)

## Exemplo:

Água a 1 bar e 100°C, encontre o calor latente de vaporização nas tabelas:

**Tabela B1:**  $\Delta H_v = 40,656 \text{ kJ/mol} = 2258,6 \text{ kJ/kg}$

**Tabela B5 ou B6:**  $2675,4 - 417,5 = 2257,9 \text{ kJ/kg}$

**Tabela B7:**  $2675,4 - 417,5 = 2257,9 \text{ kJ/kg}$

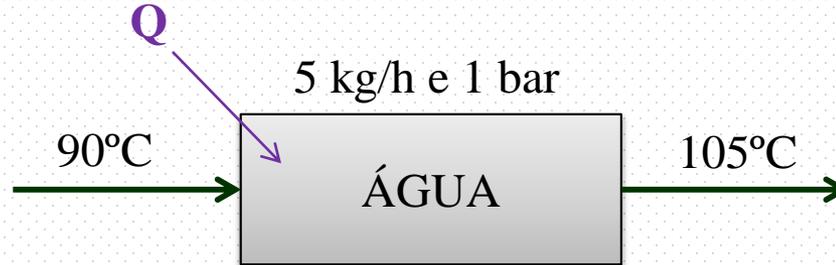
O problema anterior fica:

$$\Delta H = \Delta H_{\text{sensível}}^{90-100^\circ\text{C}} + \Delta H_{\text{latente}} + \Delta H_{\text{sensível}}^{100-105^\circ\text{C}}$$

# Novamente

## Calcule:

O calor necessário para aquecer uma corrente de 5 kg/h de água líquida à 90°C até 105°C, a 1 bar.



$$\cancel{Q - W_s} = \cancel{\Delta H} + \cancel{\Delta E_c} + \cancel{\Delta E_p}$$

$$Q = \Delta H$$

$$\Delta H = \dot{n} \left[ \Delta \hat{H}_{\text{sensível}}^{90-100^\circ\text{C}} + \Delta \hat{H}_{\text{vaporização}} + \Delta \hat{H}_{\text{sensível}}^{100-105^\circ\text{C}} \right]$$

$$\Delta H_{\text{sensível}}^{90-100^\circ\text{C}} = \int_{90}^{100} 75,4 \cdot 10^{-3} dT = 75,4 \cdot 10^{-3} (T_2 - T_1) = 75,4 \cdot 10^{-3} (100 - 90) = 0,754 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \text{ ou } 41,88 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$\Delta H_{\text{latente}} = 2257,9 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$\Delta H_{\text{sensível}}^{100-105^\circ\text{C}} = \int_{100}^{105} 33,46 \cdot 10^{-3} + 0,688 \cdot 10^{-5} T + 0,7604 \cdot 10^{-8} T^2 - 3,593 \cdot 10^{-12} T^3 dT = 0,172 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \text{ ou } 3,096 \frac{\text{kJ}}{\text{kg}}$$

$$\Delta H = 5 \left[ 41,88 + 2257,9 + 3,096 \right] = 11514,38 \frac{\text{kJ}}{\text{h}} \text{ ou } 3198,44\text{W}$$

Próximo ao método anterior

# Exemplo 8

Uma corrente de 100 mol/h de n-hexano (25°C e 1 bar) são vaporizados e aquecidos até 300°C a pressão constante. Desprezando os efeitos da pressão sobre a entalpia, estime a taxa na qual o calor deve ser fornecido.

# Misturas

- $Cp_{\text{solução}} \rightarrow$  empírico

## Regra 1

Admita que as propriedades dos compostos em mistura são os mesmo quando puros.

$$Cp^A_{\text{mistura}}(T) = Cp^A_{\text{puro}}(T)$$

$$Cp^B_{\text{mistura}}(T) = Cp^B_{\text{puro}}(T)$$

$$Cp^C_{\text{mistura}}(T) = Cp^C_{\text{puro}}(T)$$

## Regra 2

Para uma mistura de gases ou líquidos, calcule a mudança de entalpia total como sendo a soma das mudanças de entalpia dos componentes puros.

$$Cp_{\text{mistura}}(T) = \sum_i y_i Cp_i(T)$$

## Regra 3

Para soluções altamente diluídas de sólidos ou gases em líquidos, despreze a influência do soluto na mistura.

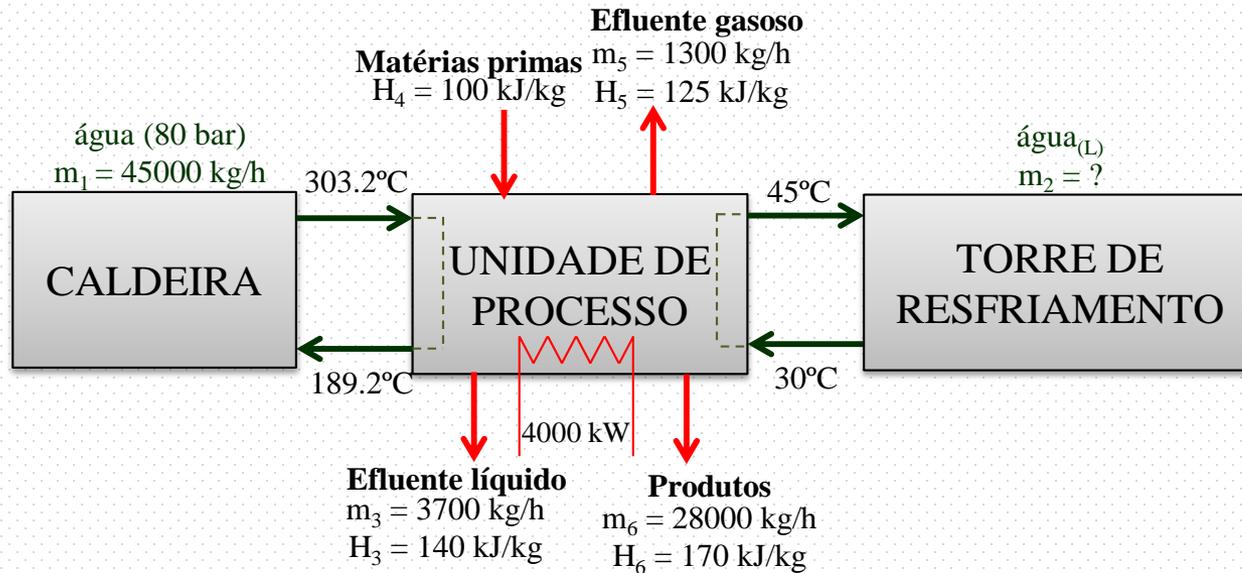
$$Cp_{\text{mistura}}(T) = Cp_{\text{solvente}}(T)$$

# Exemplo 9

Calcule o calor necessário para trazer 150 mol/h de uma corrente contendo 60% em volume de  $C_2H_6$  e 40% de  $C_3H_8$  de  $0^\circ C$  até  $400^\circ C$ . Determine uma capacidade calorífica para a mistura como parte da solução do problema.

# Exemplo 10

Uma unidade de processo é operada de acordo com o diagrama abaixo. Determinar a vazão necessária de água de resfriamento, dado o seu calor específico médio de  $4,20 \text{ kJ/kg.K}$ .



# Balço de Energia – Com reação química

Em qualquer reação entre moléculas estáveis, precisa-se de energia para quebrar as ligações químicas dos reagentes, e libera-se energia quando se formam as ligações dos produtos.

Se a quebra das ligações dos reagentes absorve menos energia do que liberam a formação das ligações dos produtos, dizemos que a reação  exotérmica, pois libera calor. Caso contrário, a reação  endotérmica, pois absorve calor.

Ex.:



$Q = 393,5 \text{ kJ/mol}$  (Tabela B1)  
 $\Delta H_f(\text{CO}_2)$  ou  $\Delta H_c(\text{C} + \text{O}_2)$

# Método do calor de formação

Nem sempre temos em mãos os calores de formação ( $\Delta H_f$ ) e/ou calores de combustão ( $\Delta H_c$ ). Por isso temos que calcular o balanço de energia por outros métodos.

Procedimento:

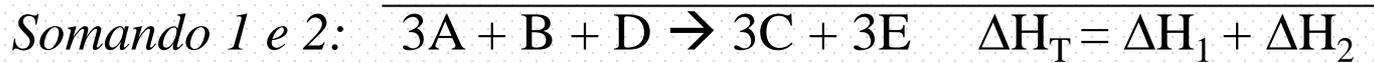
- 1) Faça o fluxograma o mais detalhado possível.
- 2) Complete os cálculos de balanço de massa no reator o máximo que conseguir.
- 3) Escolha o estado de referência para os cálculos de entalpia – prepare uma tabela com entalpia de entrada-saída e as vazões de cada corrente – calcule as entalpias desconhecidas, partindo do estado de referência até o estado do processo (calor sensível e/ou latente).
- 4) Calcule o  $\Delta H$  para o reator:
- 5) Simplifique a equação do balanço de energia.

$$\Delta H = \sum \dot{n}_{sai} \hat{H}_{sai} - \sum \dot{n}_{entra} \hat{H}_{entra}$$

## Lei de Hess (reações múltiplas)

Se houver mais de uma reação ocorrendo no reator, de acordo com a lei de Hess, pode-se realizar operações algébricas nas equações estequiométricas, desde que façam-se também as mesmas operações na variação de entalpia de cada reação.

Ex.:



ou



# Exemplo 11

O metano é oxidado com ar para produzir formaldeído em um reator contínuo. Uma reação paralela que compete pelos reagentes é a combustão do metano para formar CO<sub>2</sub>. Admitindo que 100 mol/s de CH<sub>4</sub> à 25°C e 100 mol/s à 100°C de O<sub>2</sub> entram no reator, com uma conversão de 40% do metano, pede-se qual é o calor adicionado/removido no reator sabendo que os produtos saem a 150°C.

