

Tema VI: Balances de energía

Esta obra está bajo una licencia Reconocimiento-No comercial-Compartir bajo la misma licencia 3.0 Internacional de Creative Commons. Para ver una copia de esta licencia, visite <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/3.0/es/>.

Tema VI: Balances de energía

Grado en
Ciencia y
Tecnología
Alimentos

Ingeniería
Química

Prof. Unai Iriarte

OBJETIVOS

Al concluir el capítulo el alumno:

- Conocerá la **utilidad** del balance de energía (BE).
- Conocerá los diversos **tipos** de Energía (E. mecánica, E. entálpica).
- Podrá **plantear** BE en distintos equipos utilizados en IQ (intercambio de energía térmica, procesos de mezclado y/o separación).

FUNDAMENTOS BÁSICOS

- En los **procesos** físicos y químicos se produce un **cambio** del **contenido energético** del sistema:
 - Reacciones exo- endo-térmicas
 - Generación de vapor
 - Enfriamiento/calentamiento de productos
 - Combustión en hornos
 - Impulsión de fluidos
- En algunos casos deseamos que la **energía no se pierda**. En otros que se realice un **intercambio** rápidamente

FUNDAMENTOS BÁSICOS

- El balance de energía **permitirá** determinar:
 - La cantidad de **energía necesaria**.
 - Las **condiciones** en las que salen los productos.
 - **Diseño** de equipos de intercambio.
 - El **tiempo** necesario para alcanzar la temperatura de operación.
 - Cálculo de **aislamientos**.

LEY DE CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA:

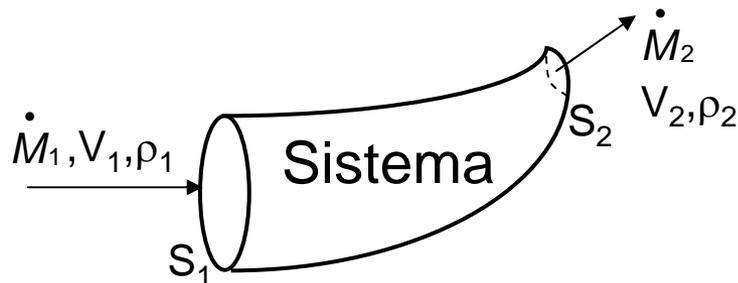
El **balance de energía** se basa en la ley de la conservación de la energía (Helmholtz, 1821)

“La energía para un proceso químico no se crea ni se destruye solamente se transforma.”

6.1 Ecuación general

Aplicando el principio de conservación de la energía:

velocidad Entrada por flujo másico	-	velocidad Salida por flujo másico	+	velocidad Entrada de calor	-	Trabajo realizado por sistema	=	velocidad neta Acumulación en el sistema
				velocidad - Salida de calor		Trabajo realizado sobre el sistema		



O más simplemente:

$$[E] - [S] \pm [Q] \pm [W] = [A] \quad \left[\frac{J}{s} = W \right] \quad \text{o} \quad \left[\frac{J}{Kg \cdot s} \right] \quad (1)$$

6.2 Formas de energía

Ciertos **tipos de energía** están asociados con la **masa que fluye**, otros tipos, como el **calor** (Q) y el **trabajo** (W) son sólo formas de transmisión de energía.

Entre los tipos de energía asociadas con la **masa** que fluye los mas frecuentemente utilizados son: (por unidad de masa)

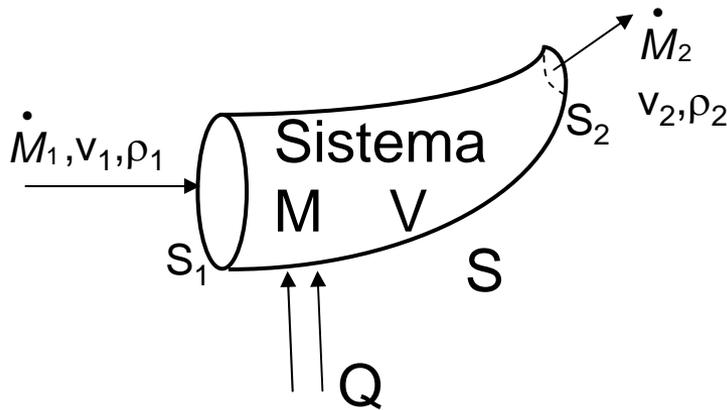
EC= **energía cinética** (relativa a la velocidad del cuerpo) $EC = \frac{u^2}{2}$

EP= **energía potencial** (relativa a la posición del cuerpo) $EP = gz$

Epe= **energía de presión** (relativa a la presión) $Epe = \frac{P}{\rho}$

U= **energía interna** (rel. a la temperatura) $u = C_v T$

6.3 Balance de energía macroscópico: expresión general



M , masa, kg
 V , volumen, m^3
 ρ , densidad, $kg \cdot m^{-3}$
 Q' , calor aportado al sistema, $J \cdot s^{-1}$
 W'_s , trabajo realizado sobre sistema, $J \cdot s^{-1}$
 v_i , velocidad, $m \cdot s^{-1}$
 S_i , sección, m^2
 \dot{M} , flujo másico, $kg \cdot s^{-1}$

$$\dot{M}_1 (EC_1 + EP_1 + Epe_1 + u_1) - \dot{M}_2 (EC_2 + EP_2 + Epe_2 + u_2) + Q + W_s = \frac{d(ME)}{dt} \quad (2)$$

$\left[\frac{J}{s} = \text{wat} \right]$

Considerando el sistema en **estado estacionario**:

$$\dot{M}_1 \left(\frac{v_1^2}{2} + gz_1 + \frac{P_1}{\rho} + u_1 \right) - \dot{M}_2 \left(\frac{v_2^2}{2} + gz_2 + \frac{P_2}{\rho} + u_2 \right) + Q + W_s = 0 \quad (3)$$

$\left[\frac{J}{s} = \text{wat} \right]$

6.3 Balance de energía macroscópico: expresión general

Considerando el sistema en **estado estacionario**:

$$\dot{M}_1 \left(\frac{v_1^2}{2} + gz_1 + \frac{P_1}{\rho} + u_1 \right) - \dot{M}_2 \left(\frac{v_2^2}{2} + gz_2 + \frac{P_2}{\rho} + u_2 \right) + Q + W_s = 0 \quad (3)$$

$$\left[\frac{J}{s} = \text{wat} \right]$$

Si recuperamos la definición de **entalpía** (específica):

$$h = u + \frac{P}{\rho} \quad \left[\frac{J}{kg} = m^2 s^{-2} \right] \quad (4)$$

BE en **estado estacionario** en función de la entalpía:

$$\dot{M}_1 \left(\frac{v_1^2}{2} + gz_1 + h_1 \right) - \dot{M}_2 \left(\frac{v_2^2}{2} + gz_2 + h_2 \right) + Q + W_s = 0 \quad \left[\frac{J}{s} = \text{wat} \right] \quad (5)$$

6.4 Tipos de balances

➤ Balances de **energía entálpicos**.

Existen procesos donde los términos de energía importantes tienen que ver con **cambios de temperatura/cambio de fase/transmisión de calor**. En estos casos los términos de energía mecánica son despreciables.

Ej: Cambiador de calor, evaporador, congelador

➤ Balances de **energía mecánica**.

Sistemas **isotermos** (o casi) en los que **no** se producen **cambios de fase** y la transferencia de calor no es importante. La **pérdida de energía** se convierte **en calor**, pero **no es significativa**.

Ej: Flujo de líquidos

➤ Balances de **energía general**.

Las situaciones intermedias entre los extremos anteriores.

Ej: Un fluido que se calienta por rozamiento.

6.5 Balance macroscópico de energía en algunos casos particulares

6.5.1 Balance de energía en sistema cerrado

En un **sistema cerrado** no existe transferencia de masa a través de sus límites.

No existe corriente de **entrada y salida**. La ecuación general queda:

$$E_f - E_i = Q + W \quad \left[\frac{J}{kg} \right] \quad (6)$$

Donde,

E_f Energía en estado final

E_i Energía en estado inicial

Q calor **recibido por** el sistema desde el entorno (**sistema calefacción**), J/kg

W trabajo **realizado sobre** el sistema, J/kg

6.5.2 Balance de energía en sistema abierto en régimen estacionario. Sin reacción química

En un **sistema abierto** **existe** transferencia de masa a través de sus límites.

No existe **acumulación**. La ecuación general queda:

$$[E] - [S] \pm [Q] \pm [W] = 0 \quad \left[\frac{J}{s} \right] \quad (1b)$$

➤ **Si no hay reacción química**

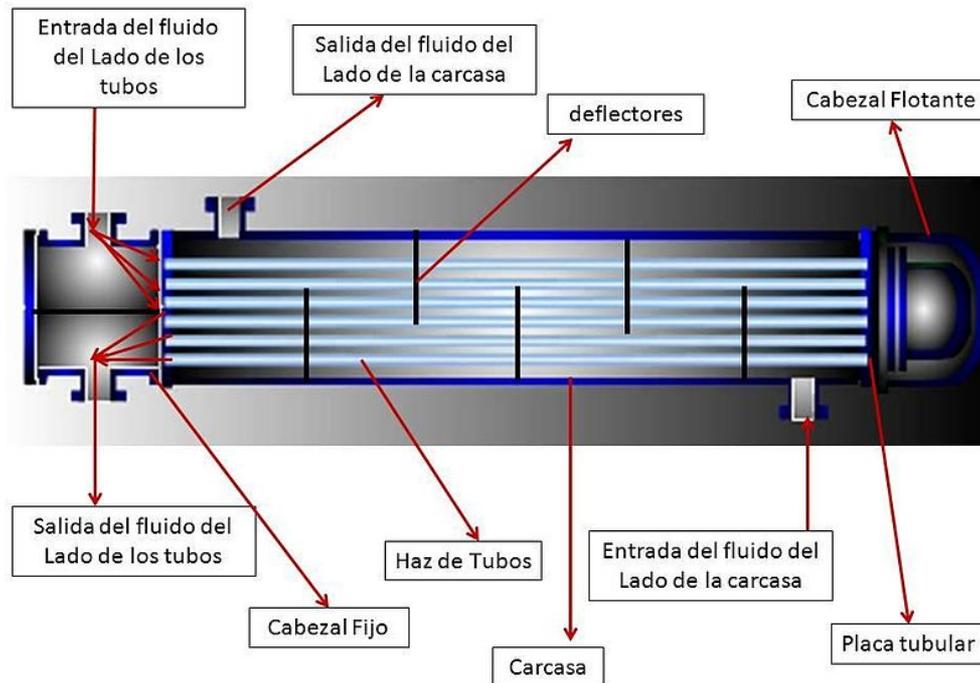
Operaciones básicas de la industria alimentaria como son **secado, evaporación, refrigeración, filtración, absorción**, se realizan **sin reacción** química.

Una operación habitual, **intercambiador de calor**....

6.5.2 Balance de energía en sistema abierto en régimen estacionario. Sin reacción química

➤ En la industria se utilizan mucho los equipos que utilizan fluidos para **intercambiar calor**.

Para ello un fluido se **calienta** mientras que el otro se **enfría**...



Intercambiador de calor. Imagen original de Cloker19 (publicada en Wikimedia Commons con licencia CC BY-SA 3.0)

6.5.2 Balance de energía en sistema abierto en régimen estacionario. Sin reacción química

La expresión general del BE

$$\dot{M}_1 \left(\cancel{\frac{v_1^2}{2}} + \cancel{gz_1} + h_1 \right) - \dot{M}_2 \left(\cancel{\frac{v_2^2}{2}} + \cancel{gz_2} + h_2 \right) + Q' + W_s' = 0 \quad \left[\frac{J}{s} = \text{wat} \right] \quad (5)$$

➤ En equipos donde existe **transferencia de calor o trabajo**, los términos de energía cinética, potencial y de fricción se pueden **despreciar**. Quedaría, por tanto, un **balance entálpico**.

$$\dot{M}_1 \left[\frac{\text{kg}}{s} \right] h_1 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{kg}} \right] - \dot{M}_2 h_2 + Q \left[\frac{\text{kJ}}{s} \right] + W_s = 0 \quad \left[\frac{J}{s} \right] \quad (7)$$

$$\dot{M}_1 \left[\frac{\text{kmol}}{s} \right] h_1 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{kmol}} \right] - \dot{M}_2 h_2 + Q \left[\frac{\text{kJ}}{s} \right] + W_s = 0 \quad \left[\frac{J}{s} \right]$$

Ejemplo 6.1:

Por ejemplo, aumentar **1 °C** una cierta masa de agua equivale a elevar su posición (Energ. potencial) en **430 m** o darle una velocidad (Energ. Cinética) de **330 km/h**.

$$Q = mC_p\Delta T = 1[g] 4,18 [J g^{-1}^{\circ}C^{-1}] 1[^{\circ}C] = 4,2J$$

$$EP = mgh = 0,001[kg] 9,8 [ms^{-2}] 430 [m] = 4,2J$$

$$EC = \frac{1}{2}mV^2 = \frac{1}{2}0,001[kg] \left(330 \frac{10^3}{3600} \right)^2 [m^2s^{-2}] = 4,2J$$

La energía para vaporizarla equivale a elevarla 230 km o darle una velocidad de 8820 km/h.

En un proceso industrial, la velocidad y posición de los fluidos que intervienen, sufren variaciones muy por debajo de las mencionadas.

Por tanto, cualquier variación en su energía cinética y potencial es despreciable con respecto al cambio energético que representa una variación en su temperatura!

Tema 6: Balances de energía

6.5.2 Balance de energía en sistema abierto en régimen estacionario. Sin reacción química

$$\dot{M}_1 h_1 - \dot{M}_2 h_2 + Q + W_s = 0 \quad \left[\frac{J}{s} \right] \quad (7)$$

Por tanto,
en régimen **estacionario**, $M_1=M_2$,
si **no** se realiza **trabajo** sobre el fluido ($W_s=0$)

➤ La ecuación anterior queda:

$$Q = \dot{M} \cdot (h_2 - h_1) \quad \left[\frac{J}{s} \right] \quad (7b)$$

➤ Es decir, el **calor recibido o desprendido** se corresponde con el **incremento o descenso** de la **entalpía** del sistema.

6.5.3 Cálculo de variación de entalpía

- La entalpía de una corriente a la temperatura T_1 se calcula como:

$$h_1 = \sum_{i=1}^{i=n} x_i \cdot c_{p,i} \left[\frac{J}{g \cdot K} \right] \cdot (T_2 - T_{ref}) [K] \left[\frac{J}{g} \right] \quad (8)$$

h_{T_1} variación de entalpía entre T_{ref} y T_1 , J/g

$c_{p,i}$ calor específico de la sustancia i (en el intervalo $T_2 - T_{ref}$) a presión constante, $J g^{-1} K^{-1}$

x_i fracción másica de la sustancia i en la corriente 1

T_{ref} temperatura de referencia, K

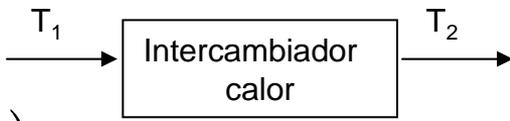
- Para una corriente de una **única sustancia** ($i=1$ y $x_i=1$) la expresión anterior se simplifica:

$$h_1 = \bar{c}_p \left[\frac{J}{g \cdot K} \right] \cdot (T_2 - T_{ref}) [K] \left[\frac{J}{g} \right] \quad (9)$$

\bar{c}_p calor específico medio (en el intervalo $T_2 - T_{ref}$) a presión constante, $J g^{-1} K^{-1}$

6.5.3 Cálculo de variación de entalpía

- A **presión constante**, si **no** hay **cambio de fase**, ni hay **reacción química**, la variación de entalpía de una corriente con **n componentes** que se calienta desde T_1 a T_2 se calcula como:



$$h_2 - h_1 = \sum_{i=1}^{i=n} x_{i,2} \overline{c_{p,i}} \left[\frac{J}{g \cdot K} \right] \cdot (T_2 - T_{ref}) - \sum_{i=1}^{i=n} x_{i,1} \overline{c_{p,i}} \left[\frac{J}{g \cdot K} \right] \cdot (T_1 - T_{ref}) \left[\frac{J}{g} \right] \quad (10)$$

- Para una corriente pura ($i=1$) la expresión anterior se simplifica:

$$h_2 - h_1 = \overline{c_p} \cdot (T_2 - T_{ref}) - \overline{c_p} \cdot (T_1 - T_{ref}) \left[\frac{J}{g} \right] \quad (11)$$

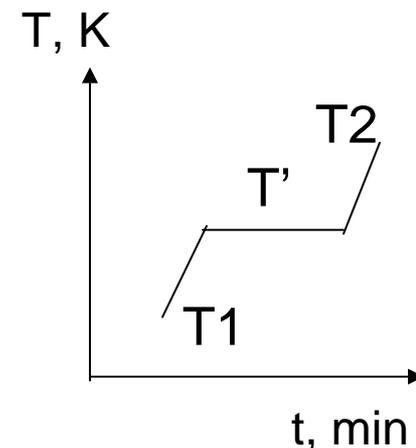
- Simplificando:

$$h_2 - h_1 = \overline{c_p} \cdot (T_2 - T_1) \left[\frac{J}{g} \right] \quad (11b)$$

6.5.3 Cálculo de variación de entalpía

- Si hay **cambio de fase a T'**:

La variación de entalpía de una sustancia líquida que se calienta desde T_1 a T_2 , donde $T_2 > T_1$, y además su temperatura de ebullición es la temperatura intermedia T' .



$$h_2 - h_1 = \overline{c_{p,I}} \cdot (T' - T_1) + \lambda_{I-II}^{T'} + \overline{c_{p,II}} \cdot (T_2 - T') \quad \left[\frac{J}{g} \right] \quad (12)$$

$\overline{c_{p,I}}$ calor específico medio (en el intervalo $T' - T_1$) a presión constante y para el estado de agregación I, $J g^{-1} ^\circ C^{-1}$

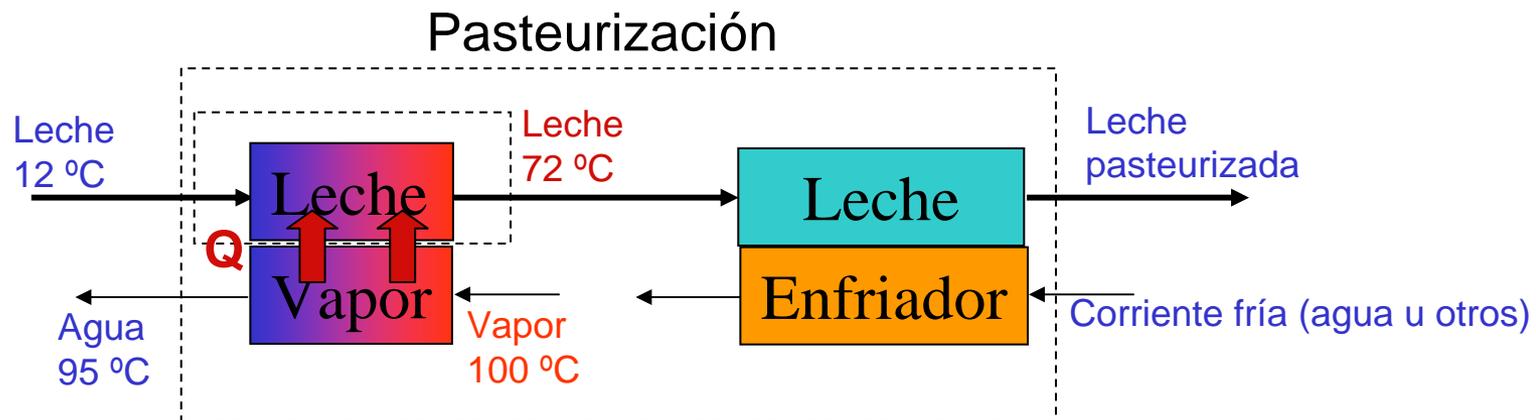
$\lambda_{I-II}^{T'}$ **calor latente** para el cambio de estado de I a II, a la temperatura T' , $J g^{-1}$

- En ocasiones, es más sencillo trabajar con valores de entalpías tabulados. (ver anexos Tablas A.4.2.-A.4.3.)

Ejemplo 6.2: Pasteurización de leche

Un equipo de pasteurización recibe leche a 12 °C a razón de 1500 kg/h. Para su pasteurización se debe calentar a 72 °C. El calor necesario se aporta en un intercambiador de calor mediante vapor de agua. El vapor entra al calentador a 100 °C y sale del mismo en estado líquido a 95 °C. Calcule:

- El calor que se debe aportar a la leche.
- Cual es la cantidad de vapor necesaria.

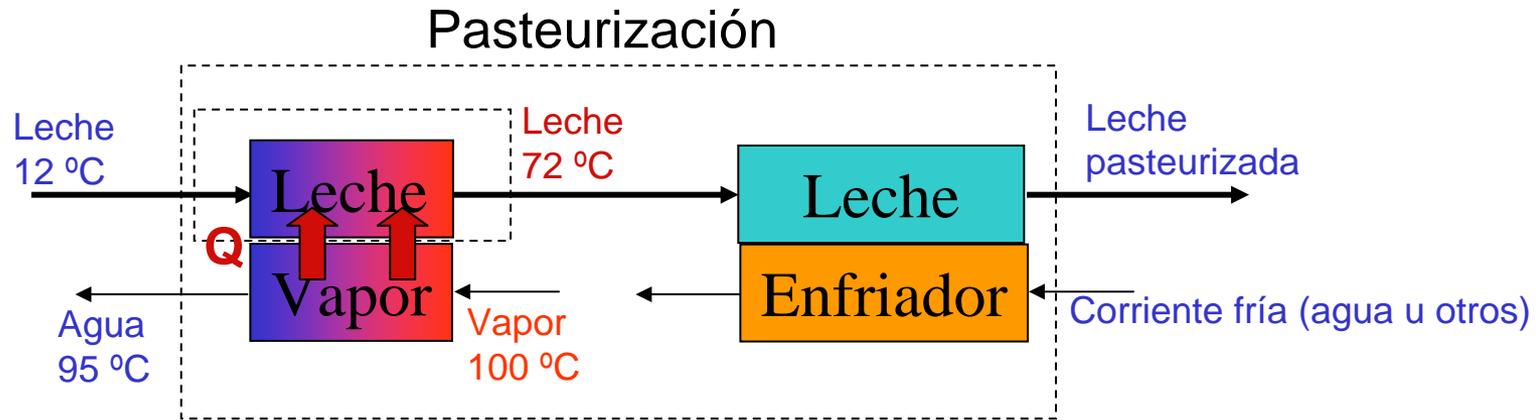


Datos:

$$C_{p,\text{leche}} = 3,85 \text{ kJ/kg}, \lambda_{\text{agua}(100^\circ\text{C})} = 2676 \text{ kJ/kg}, c_{p,\text{agua}} = 4,18 \text{ kJ/kg}$$

Tema 6: Balances de energía

Ejemplo 6.2: Pasteurización de leche



a)

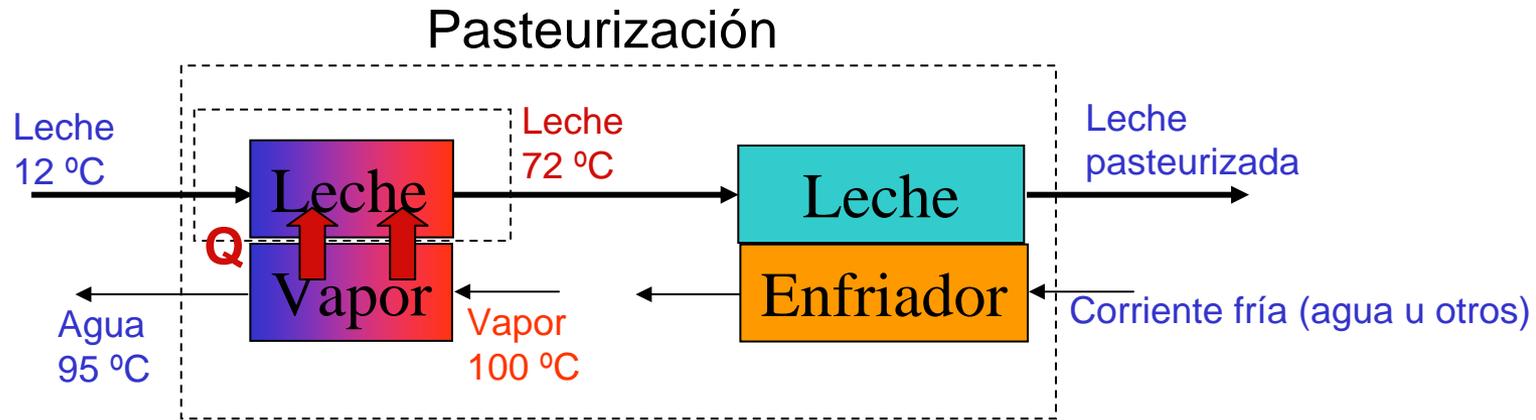
B. ENERGIA
Calentador leche $[E] - [S] + [Q_{entra}] - [W] = [A] \left[\frac{J}{s} \right]$

Estado estacionario $[A] = 0$, no hay máquina $[W] = 0$

B. ENERGIA
Calent. leche $[Q_{entra}] = [S] - [E] \left[\frac{J}{s} \right]$

$$Q = \dot{M}_{leche} (h_{2_{sale}} - h_{1_{entra}}) = \dot{M}_{leche} \cdot \overline{Cp} (T_2 - T_1) \left[\frac{J}{s} \right]$$

Ejemplo 6.2: Pasteurización de leche



a)

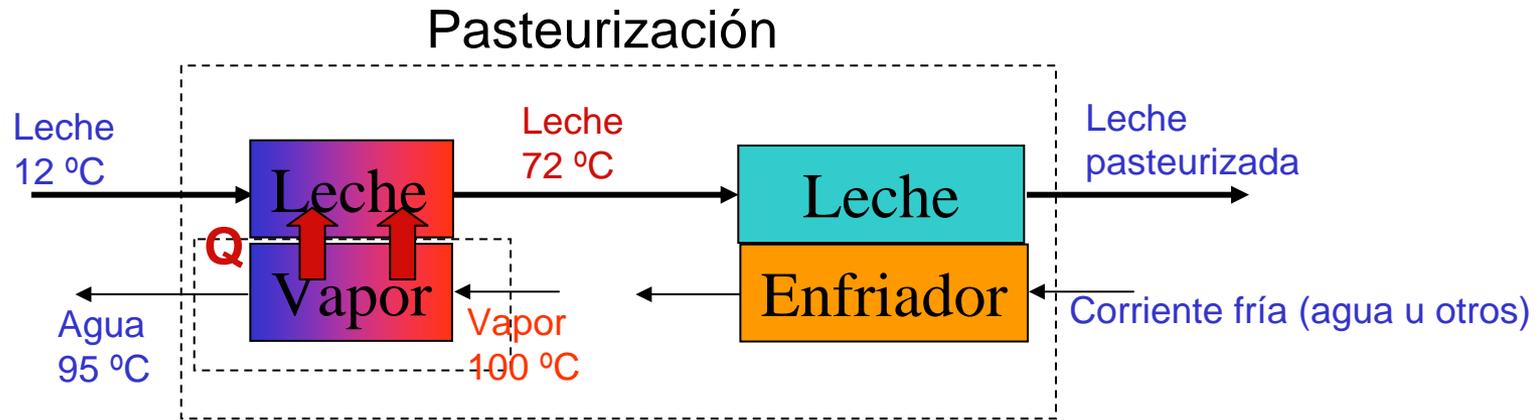
B. ENERGIA
Calent. leche

$$Q = \dot{M}_{leche} (h_{2_{sale}} - h_{1_{entra}}) = \dot{M}_{leche} \cdot \overline{Cp} (T_2 - T_1)$$

$$Q = 1500 \text{ [kg/h]} \times 3,85 \text{ [kJ/kg/°C]} \times (72 - 12) \text{ [°C]}$$

$$Q = 3,46 \times 10^5 \text{ [kJ/h]} = 96,25 \text{ [kW]}$$

Ejemplo 6.2: Pasteurización de leche



b) B. ENERGIA $\left[\frac{J}{s} \right]$
Corriente vapor $[E] - [S] - [Q_{sale}] = 0$

$$[Q_{sale}] = [E] - [S] = \dot{M}_{entra} h_{vapor} - \dot{M}_{sale} h_{agua} \quad \left[\frac{J}{s} \right]$$

En estado estacionario $M_{entra} = M_{sale} = M$, por tanto:

$$[Q_{sale}] = \dot{M} (h_{vapor} - h_{agua})$$

Ejemplo 6.2: Pasteurización de leche

b) B. ENERGIA
Corriente vapor

$$[Q_{sale}] = \dot{M} (h_{vapor} - h_{agua})$$

Cálculo de la **variación de entalpía** de vapor a 100°C a agua a 95°C (con cambio de fase):

$$(h_{vapor} - h_{agua}) = \lambda_{cond}^{100^{\circ}C} + \overline{c}_{p\ agua} (T' - T_2)$$

$$[Q_{sale}] = \dot{M} \left(\lambda_{cond}^{100^{\circ}C} + \overline{c}_{p\ agua} (T' - T_2) \right)$$

Sustituyendo y resolviendo:

$$3,46 \cdot 10^5 \left[\frac{kJ}{h} \right] = \dot{M} \left[\frac{kg}{h} \right] \left(2676 \left[\frac{kJ}{kg} \right] + 4,18 \left[\frac{kJ}{kg \cdot ^{\circ}C} \right] (100 - 95) [^{\circ}C] \right)$$

$$\dot{M} = 128 \left[\frac{kg}{h} \right]$$

6.5.4 Balance de energía en sistema abierto en régimen estacionario. Con reacción química

➤ Expresión **general** de BE: (E. Estac y $W_s=0$) $[E]-[S]+[Q]-[W]=0$

$$\dot{M}_1 h_1 - \dot{M}_2 h_2 + Q + W_s = 0 \quad \left[\frac{J}{s} \right] \quad (7)$$

Donde,

Q, calor **intercambiado con** el exterior, (+) calefacción y (-) refrigeración, J/s

h_1 , entalpía de los **reactivos**

h_2 , entalpía de **productos** de la reacción

Supongamos que el reactor dispone de una camisa de refrigeración. El calor eliminado del sistema será:

$$\dot{M}_1 h_1 - \dot{M}_2 h_2 - Q = 0 \quad \left[\frac{J}{s} \right]$$

$$Q = \dot{M} \cdot (h_1 - h_2) \quad \left[\frac{J}{s} \right] \quad (7b)$$

6.5.4 Balance de energía en sistema abierto en régimen estacionario. Con reacción química

Si hay reacción química, los diferentes **componentes** del sistema se **transforman**. Las reacciones son una **reordenación** de los átomos que **conlleven** también **cambios energéticos** como consecuencia de las **diferencias de entalpía** entre los productos y los reactantes.

El **Calor de reacción** es la diferencia entre la entalpía de productos y de reactantes.

$$\Delta H_R(T, P) = (h_{2_{prod}} - h_{1_{react}}) = \sum v_i (\Delta H_f^o)_{prod} - \sum v_i (\Delta H_f^o)_{react} \left[\frac{J}{mol} \right] \quad (13)$$

$\Delta H_R(T, P)$, Calor de reacción a T, P

(ΔH_f^o) , Calor de formación Standard (1 atm, 25 °C). Calor desprendido o absorbido en la reacción de formación de una sustancia.

v_i , Coeficiente estequiométrico

6.5.4 Balance de energía en sistema abierto en régimen estacionario. Con reacción química

- Según el calor de reacción la reacción química será:

$$\Delta H_R = (h_{2prod} - h_{1react})$$

$(-\Delta H_R) > 0$ Calor de reacción negativo, R. **Exotérmica**

$(-\Delta H_R) < 0$ Calor de reacción positivo, R. **Endotérmica**

- Por ejemplo, para la siguiente reacción química:



$(-\Delta H_R) > 0$ La reacción es exotérmica!

6.5.4 Balance de energía en sistema abierto en régimen estacionario. Con reacción química

Balance de energía cuando existe reacción química:

$$\dot{M} (h_1 - h_2) - Q + \cancel{W_s^0} = 0 \quad \left[\frac{J}{s} \right] \quad (7)$$

$$\dot{M} \cdot \left[\overline{c_p} (T_1 - T_2) \right] + \underbrace{\dot{M} \cdot X_A (-\Delta H_R)}_{\text{Contribución del calor de reacción (} Q_r \text{)}} - Q = 0$$

Contribución del calor de reacción (Q_r)

Contribución de la variación de temperatura entre reactivos y productos.

$$\dot{M} \cdot \left[\overline{c_p} (T_1 - T_2) \right] + Q_r - Q = 0 \quad \left[\frac{J}{s} \right] \quad (14)$$

Donde:

\dot{M} , Caudal molar, mol s⁻¹

X_A , Conversión (fracción de reactivo que ha reaccionado)

Q , Calor eliminado del sistema (p.e. pérdidas, refrigeración, etc), J/s

$\Delta H_R(T, P)$, Calor de reacción a T, P, J/mol

Q_r , Calor desprendido al suceder la reacción química, J/s

Tema 6: Balances de energía

6.5.4 Balance de energía en sistema abierto en régimen estacionario. Con reacción química

Balance de energía cuando existe reacción química:

$$\dot{M} \cdot \left[\bar{c}_p (T_1 - T_2) \right] + Q_r - Q + W_s = 0 \quad \left[\frac{J}{s} \right] \quad (14)$$

Si $T_1 = T_2$, es decir, los productos se encuentran a la misma temperatura que los reactivos de entrada:

$$Q = Q_r \quad \longrightarrow \quad Q = \underbrace{\dot{M} \cdot X_A [-\Delta H_R]}_{Q_r} \quad \left[\frac{J}{s} \right] \quad (14b)$$

Observese que, si la reacción es exotérmica el calor eliminado (Q) será positivo, y si es endotérmica Q será negativo (hay que aportar calor al sistema).