

TEMA 4: BALANCES DE ENERGÍA

4.1 Conceptos básicos

Aplicación de la ecuación de conservación genérica:

$$E + G = S + A \quad [4.1]$$

Ecuación de conservación de la energía total, macroscópica:

$$\begin{aligned} \frac{d}{dt} (E_{cT} + E_{pT} + U_T) = \\ \left[(E_{c1} + E_{p1} + U_1) \rho_1 Q_1 - (E_{c2} + E_{p2} + U_2) \rho_2 Q_2 \right] + [4.2] \\ + Q + \left[P_1 (\vec{v}_1 \vec{S}_1) - P_2 (\vec{v}_2 \vec{S}_2) + W \right] \end{aligned}$$

Bases de cálculo:

- Proceso continuo: Unidad de tiempo.
- Proceso discontinuo: Duración de una operación completa o masa total del sistema.

El balance de energía **complementa** al balance de materia para conocer temperaturas y presiones de una operación.

4.1.1 Formas de expresión de la energía

Componentes de la **energía total** de un sistema:

- **Energía cinética:** Energía debida al movimiento del sistema respecto a un sistema de referencia:

$$E_{cT} = \frac{1}{2} m v^2 \quad [4.3]$$

- **Energía potencial:** Energía debida a la posición del sistema en un campo potencial de fuerzas o a su configuración respecto a un estado de equilibrio:

$$E_{pT} = m g z \quad [4.4]$$

- **Energía interna:** Energía debida al movimiento de las moléculas y a la interacción entre ellas, que se manifiesta a través de la temperatura del sistema; no es posible expresarla mediante una relación de las variables de estado, ni calcularla de forma absoluta (sólo **diferencias**).

La **transferencia de energía** entre un sistema cerrado y sus alrededores puede realizarse de dos formas:

- **Calor:** Energía que fluye como resultado de una diferencia de temperatura entre el sistema y sus alrededores (calor positivo si lo recibe el sistema).
- **Trabajo:** Energía que fluye en respuesta a la aplicación de una fuerza (trabajo positivo si es realizado sobre el sistema).

4.1.2 Entalpía

Entalpía: Función de estado resultado de la combinación de la energía interna con una parte del trabajo que genera el sistema:

$$h \text{ [J]} = u + P V \quad [4.5]$$

Entalpía específica: Entalpía por unidad de masa:

$$H \left[\frac{\text{J}}{\text{kg}} \right] = U + \frac{P}{\rho} \quad [4.6]$$

Sólo es posible calcular **diferencias** de entalpía, por lo que hay que establecer **estados de referencia**.

Entalpía de formación (estándar): Variación de la entalpía producida en la formación de un mol de un compuesto a partir de sus elementos constituyentes, en el estado estándar (298 K y 1 atm), cuyas respectivas entalpías de formación se definen como nulas en este estado.

Entalpía de combustión (estándar): Variación de entalpía producida en la combustión completa de un mol de un compuesto, en el estado estándar (298 K y 1 atm), definiendo como nulas las respectivas entalpías de combustión de los productos finales de oxidación.

4.1.3 Cambios de entalpía en procesos físicos

Calor sensible: Cambios de entalpía debidos a cambios de temperatura en **una sola fase**.

Capacidad calorífica a presión constante (calor específico): Variación de la entalpía con la temperatura (cantidad de energía necesaria para elevar en un grado la temperatura de una sustancia):

$$C_P \left[\frac{\text{J}}{\text{kg K}} \right] = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P \quad [4.7]$$

Cambio de entalpía que se produce (si no hay cambio de fase) como consecuencia de un cambio de temperatura:

$$\Delta H_s = \int_{T_1}^{T_2} C_P dT \quad [4.8]$$

La capacidad calorífica de una sustancia es un valor empírico que para pequeñas variaciones de temperatura se considera constante, por lo que:

$$\Delta H_s = (C_P)_m (T_2 - T_1) \quad [4.9]$$

Calor latente: Cambio de entalpía debido a **transiciones de fase**, a temperatura constante.

El calor latente de una sustancia para sus diferentes transiciones de fase es un valor empírico en determinadas condiciones de presión.

En la **Figura 4.1** se muestran los cambios de entalpía de una sustancia con la temperatura.

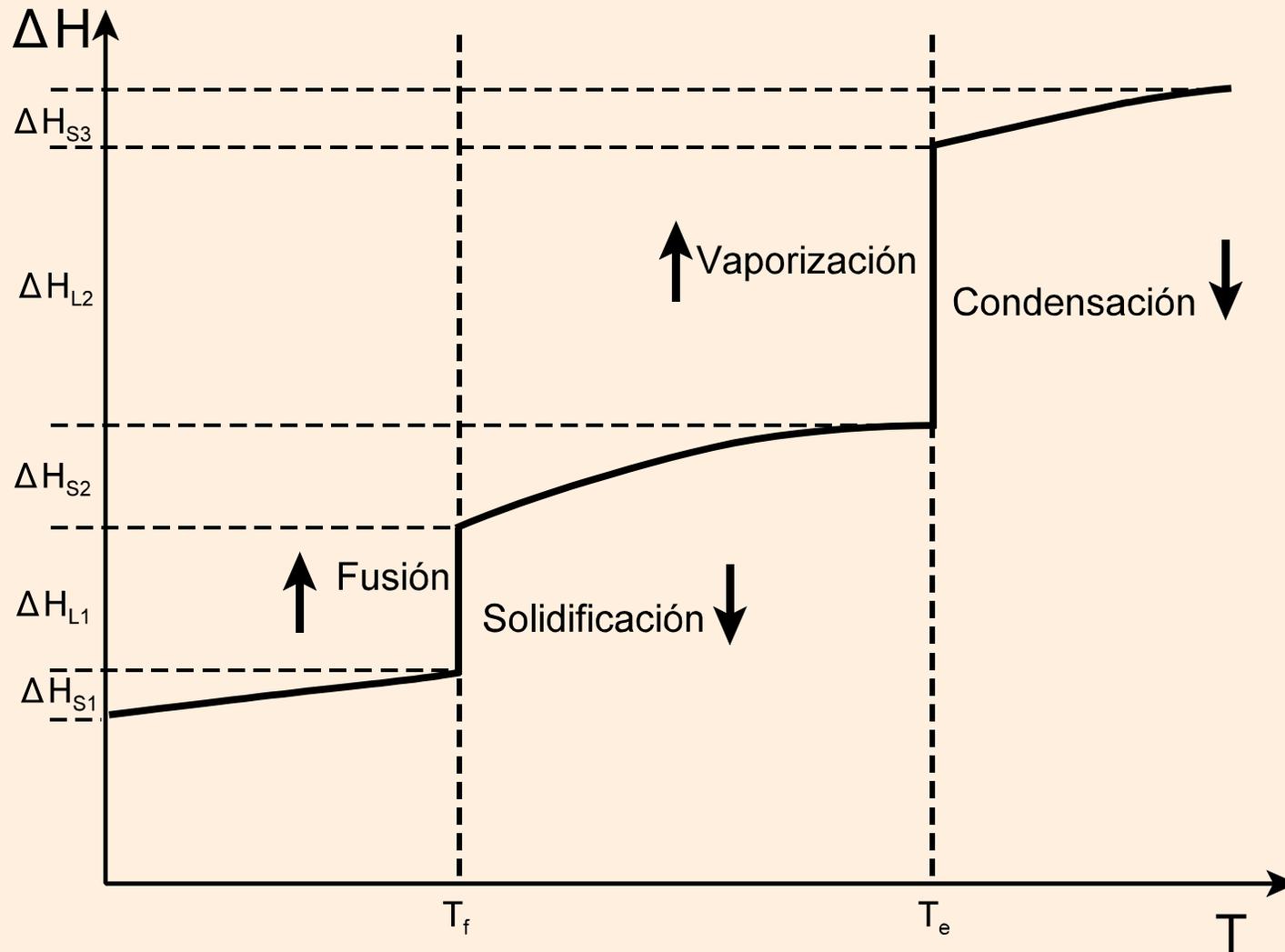


Figura 4.1: Cambios de entalpía en procesos físicos.

4.1.4 Cambios de entalpía en procesos químicos

Ley de Hess: *“La entalpía intercambiada a presión constante en un cambio químico es independiente del camino por el que transcurre dicho cambio”.*

Los cambios de entalpía de una reacción química pueden ser calculados a partir de estándares tabulados en entalpías de **formación o combustión** (Figura [4.2](#)).

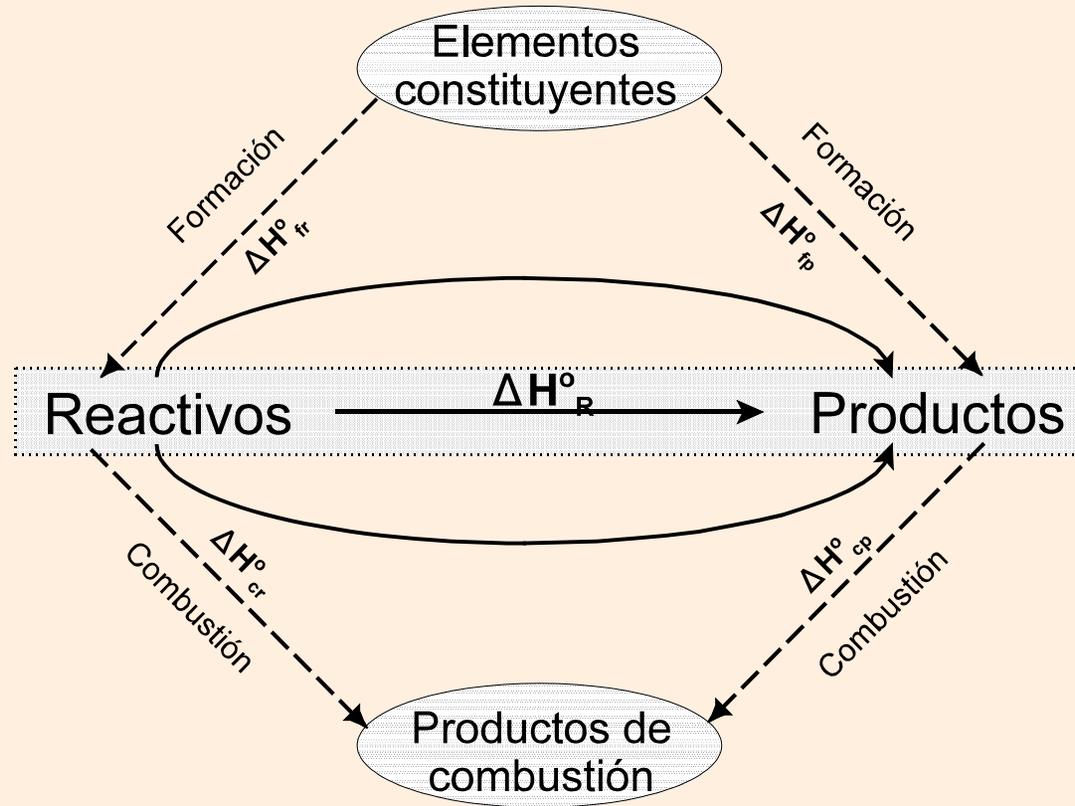


Figura 4.2: Ley de Hess, entalpías de reacción a 25°C.

Entalpía de reacción a temperatura estándar:

$$\Delta H_R^{\circ} = -\Delta H_{fr}^{\circ} + \Delta H_{fp}^{\circ} = \Delta H_{cr}^{\circ} - \Delta H_{cp}^{\circ} \quad [4.10]$$

A cualquier temperatura (**Figura 4.3**):

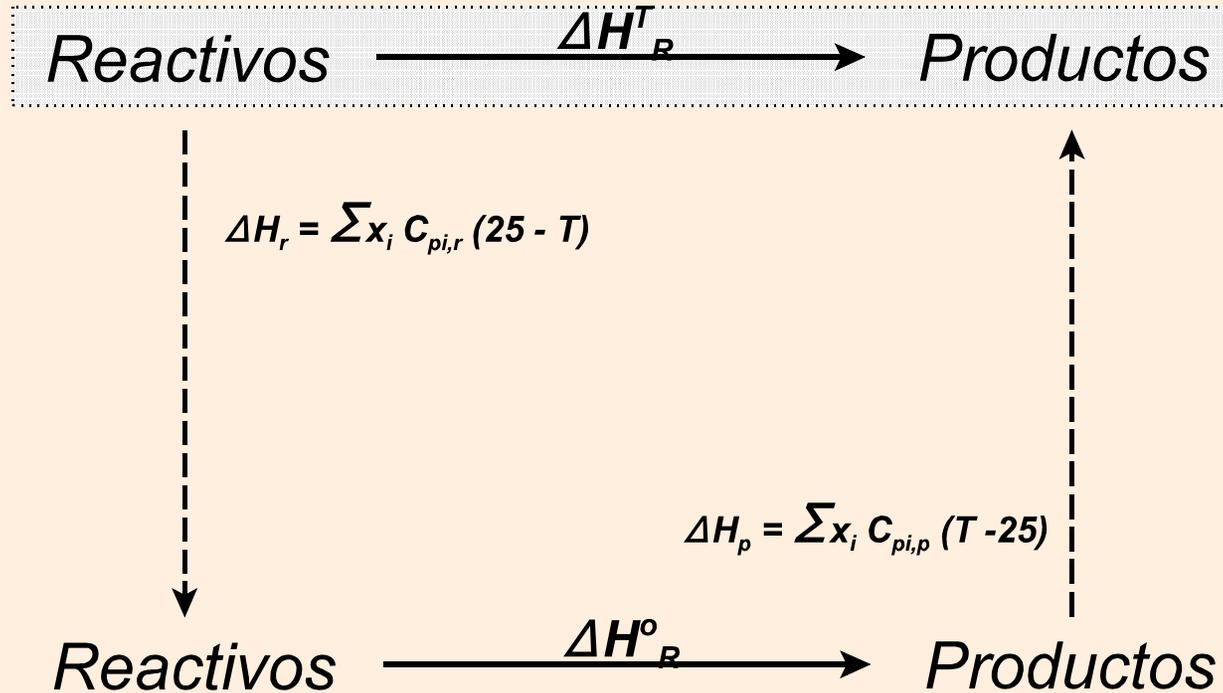


Figura 4.3: Ley de Hess, entalpías de reacción a temperatura T.

Entalpía de reacción a cualquier temperatura:

$$\Delta H_R^T = \sum m_r C_{Pr} (25 - T) + \Delta H_R^0 + \sum m_p C_{Pp} (T - 25) \quad [4.11]$$

4.2 Balance de energía para sistemas abiertos en régimen estacionario

Primer miembro (acumulación) de [4.2] nulo y definición de caudal, lleva a:

$$\left[\rho_2 Q_2 (E_{c2} + E_{p2} + U_2) + P_2 Q_2 \right] - \left[\rho_1 Q_1 (E_{c1} + E_{p1} + U_1) + P_1 Q_1 \right] = Q + W \quad [4.12]$$

La definición de caudal másico y el balance de materia total ($M_1 = M_2$), hacen que:

$$M \left[\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U + \Delta \left(\frac{P}{\rho} \right) \right] = Q + W \quad [4.13]$$

Dividiendo por el caudal másico se expresa la ecuación con variables específicas (J/kg):

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U + \Delta \left(\frac{P}{\rho} \right) = Q + W \quad [4.14]$$

Según el sistema analizado se pueden obtener simplificaciones, las más conocidas de las cuáles son:

- Balance de energía mecánica.
- Balance de entalpía.

4.2.1 Balance de energía mecánica: Ecuación de Bernuilli

En el flujo de fluidos por conducciones, los factores significativos del balance de energía son las formas mecánicas y el trabajo.

Variación de energía interna y calor casi son nulos, pero parte de la energía mecánica se convierte en calor por fricción (2º principio de la Termodinámica); **pérdidas por fricción**, representadas como:

$$\sum F = \Delta U - Q \quad [4.15]$$

El balance de energía [4.14] se transforma en el **balance de energía mecánica** o **ecuación de Bernuilli**:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta \left(\frac{P}{\rho} \right) + \sum F = W \quad [4.16]$$

De la forma más usual:

$$\left(\frac{v_2^2}{2 \alpha_2} - \frac{v_1^2}{2 \alpha_1} \right) + g (z_2 - z_1) + \frac{P_2}{\rho_2} - \frac{P_1}{\rho_1} + \sum F = W \quad [4.17]$$

El factor α corrige el perfil de velocidad según el régimen de circulación, laminar ($\alpha = 0,5$) o turbulento ($\alpha = 1$), y las pérdidas de energía por rozamiento hay que correlacionarlas con las propiedades del fluido y su régimen de circulación.

Régimen laminar: Balance microscópico de cantidad de movimiento produce la **ecuación de Poiseuille**:

$$\sum F \left[\frac{J}{kg} \right] = \frac{\Delta P}{\rho} = \frac{32 \mu v L}{\rho D^2} \quad [4.18]$$

Régimen turbulento: Análisis dimensional empírico produce la **ecuación de Fanning** (f: factor de rozamiento, correlacionado por Moody o Chen):

$$\sum F \left[\frac{J}{kg} \right] = \frac{\Delta P}{\rho} = 2 f \frac{v^2 L}{D} \quad [4.19]$$

4.2.2 Balance de entalpía

En muchas operaciones donde se intercambia energía los factores significativos del balance de energía son el flujo de calor y los cambios de energía interna.

El balance de energía, [\[4.14\]](#), se transforma en:

$$\Delta U + \Delta \left(\frac{P}{\rho} \right) = Q \quad [4.20]$$

o según la definición de la entalpía, [\[4.6\]](#), en el **balance de entalpía**:

$$\Delta H = Q \quad [4.21]$$

Si el sistema está térmicamente aislado (adiabático), se tendrá:

$$\Delta H = 0$$

[4.22]

Estado de referencia: Estado de los elementos libres de todas las sustancias del sistema a la presión de mismo y a una temperatura igual o menor a la del sistema.

Entalpías relativas: Entalpías de formación más variación de entalpía por temperatura, calor sensible (suponiendo que no hay cambios de estado):

$$H = \sum x_i H_{fi}^{T_{ref}} + \sum x_i (C_{Pi})_m (T - T_{ref}) \quad [4.23]$$

Aplicando el balance de entalpía, [4.21]:

$$\left[\sum x_{i2} (C_{Pi})_m (T_2 - T_{ref}) - \sum x_{i1} (C_{Pi})_m (T_1 - T_{ref}) \right] + \left[\sum x_{i2} H_{fi}^{T_{ref}} - \sum x_{i1} H_{fi}^{T_{ref}} \right] = Q \quad [4.24]$$

De forma más compacta:

$$\sum \Delta H_{s2} - \sum \Delta H_{s1} + \sum \Delta H_R^{T_{ref}} = Q \quad [4.25]$$

Generalmente se toma como temperatura de referencia, 25°C (entalpías estándar); es necesario **cuidar las unidades** de referencia de los calores específicos.

Si **no** hay reacción química no habrá entalpía de reacción y la composición será constante, por lo que [\[4.25\]](#) se simplificaría a:

$$\sum x_i (C_{Pi})_m (T_2 - T_1) = Q \quad [4.26]$$

4.3 Balance de energía para sistemas cerrados: Primer principio de la Termodinámica

En un sistema cerrado no existen intercambios de materia con su entorno (discontinuo); los términos de entrada, salida y velocidad de [\[4.2\]](#) se anulan, y queda:

$$\frac{d}{dt} (E_{cT} + E_{pT} + U_T) = Q + W \quad [4.27]$$

Tomando como base de cálculo un intervalo de tiempo:

$$\left[E_{cf} - E_{ci} \right] + \left[E_{pf} - E_{pi} \right] + \left[U_f - U_i \right] = Q + W \quad [4.28]$$

Representando las variaciones **en el tiempo**, no en el estado:

$$\Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U = Q + W \quad [4.29]$$

Generalmente en los sistemas cerrados no se producen variaciones de energía mecánica (cinética y potencial), por lo que la ecuación anterior se transforma en la expresión el **primer principio de la Termodinámica**:

$$\Delta U = Q + W \quad [4.30]$$