

## EQUAZIONE DELLA ENERGIA IN FORMA TERMICA PER UN SISTEMA APERTO

Abbiamo visto che per un sistema aperto vale:

$$dL = dU - d(pv) \quad \text{I}$$

La funzione entalpia H è data da:

$$H = U + pv \quad \Rightarrow \quad dH = dU + d(pv) \quad \text{II}$$

mentre il I° Principio della Termodinamica ci dice che:

$$dQ + dL = dU + (dE_p + dE_c) \quad \text{III}$$

Introducendo nella III l'espressione di dU e dL otteniamo:

$$dQ + dL = dH + (dE_{pot} + dE_{cin})$$

Questa è l'equazione dell'energia in forma termica per un sistema aperto.

Nel caso che siano presenti anche delle reazioni chimiche allora dobbiamo scrivere:

$$dQ + dL = dH_{tot} + (dE_{pot} + dE_{cin}) \quad \text{ove} \quad dH_{tot} = dH + \left( \frac{\partial H_{tot}}{\partial \hat{I}} \right)_{P,T} d\hat{I}$$

$\xi$  è il grado di avanzamento della reazione chimica e vale  $0 < \xi < 1$  mentre dH vale:

$$dH = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_{p,\hat{I}} dT + \left( \frac{\partial H}{\partial p} \right)_{T,\hat{I}} dp$$

Indicheremo con :

$$(dQ_i)_H = - \left( \frac{\partial H_{tot}}{\partial \hat{I}} \right)_{P,T} d\hat{I}$$

il calore d'irreversibilità di II specie dovuto alle reazioni chimiche. Notiamo che per un ciclo

$$\oint dL = \oint dL \rightarrow L_{ciclo} = L_{ciclo}$$

In una trasformazione isobara  $p = \text{cost}$   $dL = v dp = 0$  mentre  $dL = -p dv \neq 0$

se invece la trasformazione è isocora  $v = \text{cost}$   $dL \neq 0$  mentre  $dL = 0$

NOTA

$$\begin{aligned} dU_t &= dU + \left( \frac{\partial U_t}{\partial \hat{I}} \right)_{T,v} d\hat{I} \\ dH_t &= dH + \left( \frac{\partial H_t}{\partial \hat{I}} \right)_{p,T} d\hat{I} \\ (dQ_i)_H &= - \left( \frac{\partial U_t}{\partial \hat{I}} \right)_{T,v} d\hat{I} = - \left( \frac{\partial H_t}{\partial \hat{I}} \right)_{p,T} d\hat{I} \end{aligned}$$