

*u.m (J)*

→  $L =$  lavoro svolto dal sistema, positivo se fatto dal sistema, negativo se subito dal sistema. *u.m (J)*

N.B Essendo l'energia interna una funzione di stato, la sua variazione dipende solo dallo stato finale e da quello iniziale.

### **Trasformazioni termodinamiche.**

#### Trasformazione reversibile.

Il sistema e l'ambiente a fine di una trasformazione possono ritornare nel loro stato iniziale.

#### Trasformazione irreversibile.

Dopo una trasformazione, il sistema e l'ambiente non possono più ritornare esattamente nel loro stato iniziale. In natura tutti i processi sono irreversibili.

Il lavoro  $L$  svolto da un gas in espansione isobara ( $P = \text{cost}$ ) chiuso dentro un recipiente con un pistone mobile è dato da:

$$L = P\Delta V$$

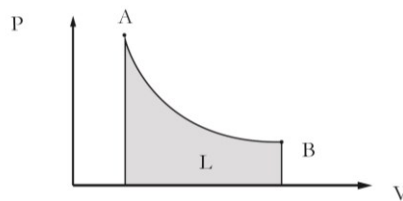
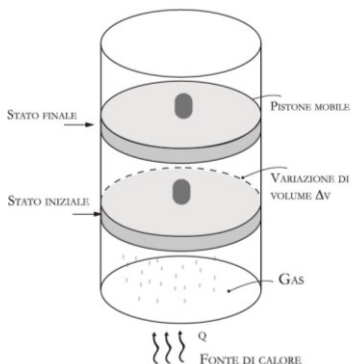
→  $P =$  pressione del gas. *u.m. (Pa)*

→  $\Delta V =$  variazione di volume del gas. *u.m. (m<sup>3</sup>)*

→ Il gas espandendosi fa alzare il pistone, lo stesso principio è applicato nelle macchine a vapore o nelle auto a combustibile fossile.

Se invece si ha un'espansione del gas dove cambia anche la pressione, il lavoro è dato dall'area racchiusa dalla curva di un diagramma P-V che rappresenti la trasformazione.

Fig. n. 6: Rappresentazione del piano PV del lavoro fatto da un gas in espansione per  $P = \text{costante}$



• L'area sottesa alla curva rappresenta il lavoro svolto dal gas per quella determinata trasformazione

### **Lavoro termodinamico fatto da un gas.**

#### **Trasformazione isocora $V = \text{cost}$**

$$\Delta V = 0 \rightarrow L = 0; \Delta U = Q$$

**Trasformazione isobara  $P = \text{cost}$** 

$$L = P\Delta V; \Delta U = Q - L$$

**Trasformazione isoterma  $T = \text{cost}$** 

$$\Delta U = 0 \rightarrow Q = L; PV = \text{cost}$$

$PV = \text{cost}$  in quanto l'energia interna varia solo se varia la temperatura, ma in questa trasformazione la temperatura non varia, è costante.

Per questo tipo di trasformazione il lavoro è dato da:

$$L = nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

- $V_i = \text{volume iniziale del gas}$
- $V_f = \text{volume finale del gas}$
- $n = \text{numero di moli del gas.}$

**Trasformazione adiabatica  $Q = 0$** 

$$\Delta U = -L$$

Il lavoro compiuto dal gas è pari alla diminuzione di energia interna, ad esempio un gas che si espande.

**N.B.** Un gas che si espande adiabaticamente abbassa la sua temperatura, invece quando si comprime aumenta di temperatura.

**Trasformazione ciclica.**

Trasformazione termodinamica in cui il sistema ritorna nello stato iniziale. Nel diagramma P-V è rappresentata da una curva chiusa. Si ha:

$$L_{tot} = Q_{tot} = Q_2 + Q_1$$

- $L_{tot} = \text{lavoro totale compito del sistema. u.m (J)}$
- $Q_{tot} = \text{somma algebrica del calore assorbito e ceduto dal sistema u.m (J)}$
- $Q_2 = \text{calore assorbito u.m (J)}$
- $Q_1 = \text{calore ceduto u.m (J)}$

**Macchina termica.**

Strumento capace di trasformare calore in lavoro e può compiere un numero indefinito di trasformazioni cicliche. Il ciclo di Carnot è una macchina termica ideale.

**Rendimento ( $\eta$ ).**

In una trasformazione ciclica una macchina ideale che assorbe il calore  $Q_2$  da un serbatoio caldo e cede calore  $Q_1$  ad un serbatoio freddo compiendo un lavoro  $L$ , ha rendimento pari a:

$$\eta = \frac{L}{Q_2} = \frac{Q_2 + Q_1}{Q_2} = 1 + \frac{Q_1}{Q_2}$$

Da ricordare che  $Q_1$  (calore ceduto dal sistema) è una quantità negativa. Il rendimento è sempre compreso tra 0 e 1.

### Massimo rendimento di una macchina termica.

$$\eta = 1 - \frac{T_1}{T_2}$$

→  $T_2 > T_1$ : calore delle sorgenti a cui lavora la macchina termica

N.B. Le macchine reali hanno sempre un rendimento minore di quelle ideali.

### ■ 5.2. Secondo principio della termodinamica.

Tale principio è espresso da due enunciati:

**Enunciato di Kelvin:** è impossibile realizzare una trasformazione il cui unico risultato sia quello di assorbire una determinata quantità di calore da un'unica sorgente e trasformarla tutta in lavoro.

**Enunciato di Clausius:** è impossibile realizzare una trasformazione il cui unico risultato sia quello di far passare calore da un corpo freddo a uno più caldo.

### Entropia (S).

L'entropia è una funzione di stato ed indica il grado di disordine di un sistema termodinamico. Tutti i sistemi che evolvono spontaneamente lo fanno verso una configurazione di aumento dell'entropia. Per una trasformazione isoterma:

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

- $\Delta S = \text{variazione entropia u.m. (J/K)}$
- $\Delta Q = \text{scambio di calore del sistema. u.m (J)}$
- $T = \text{temperatura radi kelvin . u.m (K)}$

→ L'entropia dell'universo aumenta ogni volta che avviene una trasformazione irreversibile.

→ L'entropia totale dell'universo rimane invariata per trasformazioni reversibili.

Per capire meglio il concetto dell'aumento di entropia (livello di disordine di un sistema) lo si può associare ad una camera di un giovane ragazzo: quando la madre sistema la camera del figlio l'entropia assume valore minimo, tutto è in ordine, ma basta che il ragazzo passi un po' di tempo dentro la sua stanza che avviene un processo "spontaneo" di aumento dell'entropia, cioè un aumento del disordine degli oggetti sparsi un po' dappertutto.. Questa potrebbe essere una buona scusa da dire al proprio genitore e cioè che è un fatto del tutto naturale che tutti i sistemi aumentino la propria entropia in modo spontaneo.

### ■ 5.3. Stati di aggregazione della materia.

**Solido:** le molecole sono disposte su una struttura cristallina ed interagiscono tra loro con notevole intensità. I solidi hanno forma propria.

**Liquido:** le molecole non sono fisse ma riescono a scorrere su sé stesse. Non ha forma propria ma quello del contenitore che lo contiene ed ha volume proprio.

**Gas:** le molecole interagiscono poco tra loro. Non ha forma né volume proprio.

**Passaggi di stato (si limita ad analizzare i concetti correlati con la fisica, per ulteriori approfondimenti vedere la sezione di chimica).**

Quando ad una sostanza mantenuta a pressione costante gli si cede o sottrae calore, essa può rispondere in due modi: cambia la propria temperatura oppure entra nello stato di cambiamento di fase. Nel cambiamento di fase nella sostanza vengono a formarsi o rompersi legami chimici tra le molecole, legami che caratterizzano uno stato della materia rispetto ad un altro.

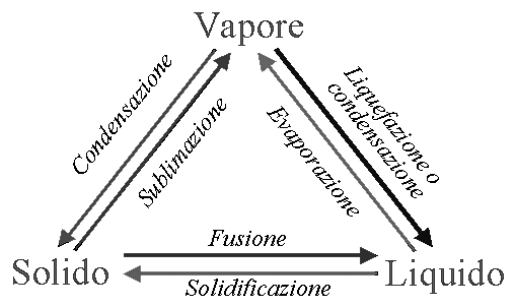
N.B Da ricordare che in tutti i passaggi di stato la temperatura si mantiene costante.

**Calore latente:** è la quantità di calore che deve essere fornita o sottratta ad una sostanza affinché avvenga un cambiamento di fase. *u.m cal/g.*

#### Tipi di calore latente

- Fusione o solidificazione
- Evaporizzazione o condensazione (liquefazione).
- Sublimazione o condensazione.

**Punto di .... (nome del cambiamento di fase):** è l'insieme della pressione e temperatura a cui avviene il processo di cambiamento.



Focalizziamo l'attenzione sul processo di Evaporazione ed Ebollizione, che ovviamente per cause fisiche son due processi differenti.

#### Evaporazione.

*Processo spontaneo* localizzato sulla superficie del liquido. Se le molecole del fluido prossime alla superficie posseggono energia cinetica tale da superare l'attrazione molecolare dovuta alla presenza delle altre molecole, riescono ad uscir fuori dal fluido e quindi passare allo stato aeriforme. In questa fase il liquido si raffredda.

**Pressione di vapore (tensione di vapore):** pressione alla quale il liquido è in equilibrio