

termodinamica: scienza che si occupa dei trasferimenti di energia nella materia

termochimica: settore che studia gli scambi di calore durante una reazione chimica

sistema: insieme dei prodotti e dei reagenti

aperto (scambia con l'ambiente sia materia sia energia)

chiuso (scambia con l'ambiente solo energia)

isolato (non scambia né materia né energia con l'ambiente)

ambiente: tutto ciò che circonda il sistema

universo: unione di sistema e ambiente

passaggi di stato, formazione delle soluzioni e reazioni chimiche spesso accompagnati da produzione o assorbimento di calore (trasferimento di energia tra sistema e ambiente)

reazioni esotermiche (eso=fuori): trasferiscono energia all'ambiente, riscaldandolo

es. combustione carbone $C + O_2 \rightarrow CO_2 + \text{CALORE}$

respirazione cellulare $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O + \text{CALORE}$

reazioni endotermiche (endo=dentro): assorbono calore dall'ambiente, raffreddandolo

es. fotosintesi clorofilliana $6CO_2 + 6H_2O + \text{ENERGIA} \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$

(il diossido di carbonio si combina con l'acqua e si forma ossigeno E glucosio, viene consumata dalla pianta una piccola quantità di ossigeno, il resto ceduto all'atmosfera, il glucosio impiegato come combustibile dalla pianta)

Cosa accade nel sistema quando scambia energia con l'ambiente (durante una reazione)?

VARIA L'ENERGIA CHIMICA DEL SISTEMA

1° principio termodinamica: conservazione dell'energia

energia cinetica E_c (macroscopico) > energia termica (microscopico)

energia potenziale E_p (macroscopico) > energia chimica (microscopico)

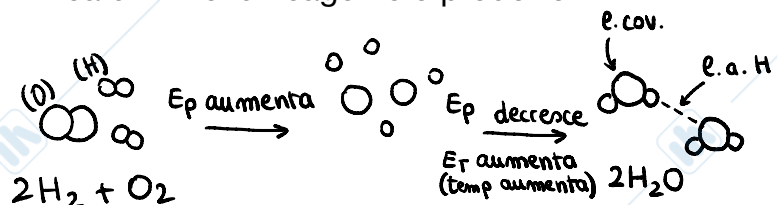
energia cinetica media E_c delle particelle di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta > **l'energia termica di un corpo è la somma dell'energia cinetica di tutte le sue particelle**

energia chimica invece è associata ai legami (disposizione relativa delle particelle)

intramolecolari e intermolecolari, modificando la disposizione relativa delle particelle varia la loro energia potenziale > **l'energia chimica di un corpo è l'energia potenziale immagazzinata nei legami chimici che uniscono le sue particelle**

energia potenziale molare: energia chimica di 1 mol di reagente o prodotto

la trasformazione dei reagenti in prodotti è sempre accompagnata da una variazione del loro energia potenziale



nelle reazioni esotermiche diminuisce l'energia chimica e aumenta l'energia termica

> trasformazione di energia chimica in energia termica

> si formano molecole più stabili con legami più forti

> l'energia potenziale del sistema diminuisce e si produce calore, che fluisce verso l'ambiente

nelle reazioni endotermiche aumenta l'energia chimica e diminuisce l'energia termica

> trasformazione di energia termica in energia chimica

> si formano molecole meno stabili con legami più deboli

> l'energia potenziale del sistema aumenta a spese del calore assorbito dall'ambiente

FUNZIONI DI STATO

stato termodinamico di un sistema spiega le relazioni energetiche tra i componenti del sistema stesso, descritto attraverso le **funzioni di stato** (grandezze es. pressione P, volume V, temperatura T)

la **variazione delle funzioni di stato** in seguito a una trasformazione del sistema **dipende solo dallo stato iniziale e dallo stato finale del sistema** stesso, e non dal percorso della trasformazione > lavoro W e calore Q (modalità di trasferimento dell'energia > energia in transito) non sono funzioni di stato

1° principio della termodinamica di Clausius:

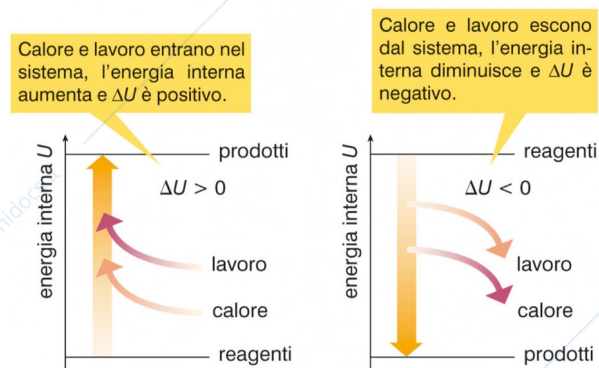
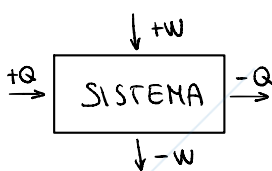
durante una trasformazione l'energia può essere convertita da una forma all'altra, ma non può essere né creata né distrutta (l'energia totale si conserva)

energia interna U (grandezza estensiva) di un sistema:

- *somma dell'energia cinetica e dell'energia potenziale di tutte le particelle che compongono il sistema*
- funzione di stato la cui variazione dipende soltanto dallo stato iniziale finale del sistema, non dalla modalità di trasferimento dell'energia
- non si può misurarne il valore assoluto, ma la variazione durante una trasformazione (che nei sistemi isolati rimane costante)

$$\Delta U = Q + W$$

$$\Delta U = U_{prod} - U_{reag}$$



in una reazione di combustione (esotermica, a volume costante) all'interno di una bomba calorimetrica non è possibile nessuno scambio di lavoro tra sistema e ambiente
tutta l'energia liberata dalla reazione esce dal sistema sotto forma di calore
diminuzione dell'energia chimica dei reagenti = diminuzione dell'energia interna del sistema

(diminuzione di en. chimica) $\Delta U = Q_V$ (Calore scambiato a V cost, CEDUTO ALL'AMBIENTE)

reazione esotermica $U_p < U_r, \Delta U < 0$

reazione endotermica $U_p > U_r, \Delta U > 0$

ma le reazioni di combustione che avvengono in recipienti aperti **a pressione atmosferica (costante)** l'energia non sempre si trasforma completamente in calore:

quando in una reazione chimica sono coinvolte sostanze gassose il loro numero di moli varia

se si formano sostanze gassose il volume aumenta $\Delta V = V_f - V_i$

Il sistema compie un lavoro per respingere l'atmosfera circostante $W = p \cdot \Delta V$ (pressione esterna)

una parte dell'energia viene utilizzata per compiere il lavoro di espansione

> **il calore che si sviluppa dalla reazione**, misurato con un calorimetro, non **corrisponde** alla variazione di energia interna ΔU , ma all'**entalpia H** $\Rightarrow Q_p = \Delta H = H_p - H_r$

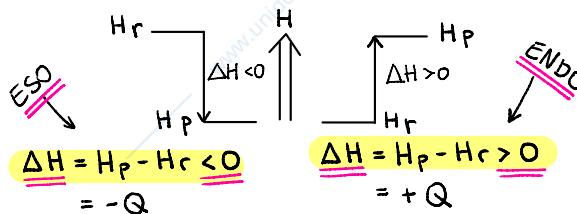
entalpia H

$$H = U + p \cdot V$$
 [J] en. interna del sistema lavoro

reazione esotermica $\Delta H = -Q_p$

reazione endotermica $\Delta H = +Q_p$

l'entalpia è una funzione di stato quindi non dipende dal percorso, ma dal valore di entalpia nello stato iniziale e nello stato finale $\Rightarrow \Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$

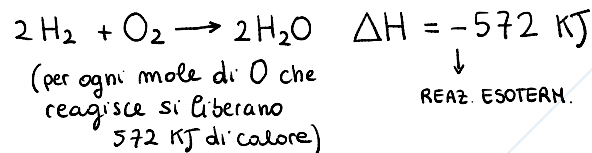


EQUAZIONE TERMOCHIMICA

equazione chimica + variazione di entalpia



l'entalpia di reazione dipende da temperatura e pressione

una sostanza è allo **stato standard** quando

è pura

25°C (=298K)

1 bar (=1 atm=10⁵ Pa)

} entalpia di formazione è 0

ENTALPIA DI FORMAZIONE ΔH_f°

l'entalpia standard di formazione di un composto la variazione di entalpica che accompagna la reazione di formazione di 1 mol di un composto a partire dagli elementi che lo costituiscono, quando essi sono nel loro stato standard

composti con elevato valore di $\Delta H_f^\circ \rightarrow$ grande stabilità

$$\Delta H_{\text{reazione}}^\circ = \sum \Delta H_{f(\text{prod})}^\circ - \sum \Delta H_{f(\text{reag})}^\circ$$

[KJ/mol]

< 0 REAZ ESOTERM.

> 0 REAZ ENDOTERM.