MAPPA VISUALE

CAPITOLO 16 L'energia si trasferisce

La **termodinamica** è la scienza che si occupa dei trasferimenti di energia che interessano la materia; la **termochimica**, in particolare, si occupa degli scambi di calore che avvengono durante una reazione chimica.

Lo **stato termodinamico** di un sistema è definito dal valore di proprietà misurabili, dette **variabili di stato** e che specificano le relazioni energetiche tra i componenti del sistema.

Lo stato termodinamico è descritto da una serie di grandezze del sistema dette **funzioni di stato**.

Le variazioni delle funzioni di stato dipendono solo dallo stato iniziale e finale della trasformazione.

U è la funzione di stato **energia interna**. È la somma delle energie cinetica e potenziale di tutte le particelle del sistema. Per una trasformazione isocora: $\Delta U = Q$.

L'energia può essere convertita da una forma all'altra, ma non può essere né creata né distrutta.
(**I principio della termodinamica**)

H è la funzione di stato **entalpia**. $H = U + p \cdot V$
Per una trasformazione isobara: $\Delta H = Q$.

S è la funzione di stato **entropia**. Esprime l'insieme dei modi con cui l'energia di un sistema può essere ripartita fra le particelle che lo costituiscono.
Inoltre se $\Delta S_{\text{sistema + ambiente}} > 0$ una trasformazione è spontanea.

Un processo è **spontaneo** se avviene senza interventi esterni.

Quando nell'universo si realizza un evento spontaneo, esso è sempre accompagnato da un aumento di entropia. L'entropia dell'universo è in costante aumento.
(**II principio della termodinamica**)

G è la funzione di stato **energia libera di Gibbs**.

$\Delta G_{\text{sistema}} = \Delta H_{\text{sistema}} - T_{\text{sistema}} \cdot \Delta S_{\text{sistema}}$

se $\Delta G_{\text{sistema}} < 0$ la trasformazione è spontanea.

se $\Delta H > 0$ e $\Delta S > 0$	$\Delta G < 0$ se $T > \frac{\Delta H}{\Delta S}$
se $\Delta H > 0$ e $\Delta S < 0$	$\Delta G > 0$ sempre
se $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$	$\Delta G < 0$ sempre
se $\Delta H < 0$ e $\Delta S < 0$	$\Delta G < 0$ se $T < \frac{\Delta H}{\Delta S}$

Si definisce **sistema** l'oggetto dell'indagine termodinamica, **ambiente** ciò che lo circonda, **universo** la somma dei due.

Tipo di sistema	aperto	chiuso	isolato
scambia materia	si	no	no
scambia lavoro	si	si	no
scambia calore	si	si	no

Tutte le forme di energia possono essere ridotte a due categorie: l'**energia cinetica** e l'**energia potenziale** che a livello microscopico hanno un parallelo rispettivamente
- nell'**energia termica**: riconducibile al movimento delle particelle;
- nell'**energia chimica**: riconducibile al tipo di particelle di cui è composta la sostanza e al tipo di interazioni fra le particelle.

Durante una reazione l'energia chimica può trasformarsi in energia termica e viceversa.
In una reazione **esotermica** (con produzione di calore):
- l'energia chimica si trasforma in energia termica;
- si formano molecole più stabili con legami più forti.

In una reazione **endotermica** (con assorbimento di calore):
- l'energia termica si trasforma in energia chimica;
- si formano molecole meno stabili con legami più deboli.

Un tipo di reazione che libera energia è la **combustione**. Avviene tra un **combustibile** (contiene, di solito, C e/o H) e un **comburente** (con atomi molto elettronegativi).

Il calore scambiato si misura con il **calorimetro** che contiene un liquido, di solito acqua, di cui si misura la temperatura prima e dopo la reazione. Si risale al calore scambiato, con la relazione:

$Q = c \cdot m \cdot \Delta T$

c = calore specifico; per l'acqua c = 4,18 J/g °C
m = massa dell'acqua
ΔT = aumento di temperatura