

**ZANICHELLI**

Valitutti, Falasca, Tifi, Gentile

# Chimica

## concetti e modelli.blu

**ZANICHELLI**

## Capitolo 19

# L'energia si trasferisce

# Sommario (I)

1. L'«ABC» dei trasferimenti energetici
2. Durante le reazioni varia l'energia chimica del sistema
3. Le funzioni di stato
4. Il primo principio della termodinamica
5. Le reazioni di combustione

# Sommario (II)

6. Il calore di reazione e l'entalpia
7. L'entalpia di reazione
8. Trasformazioni spontanee e non spontanee
9. L'entropia e il secondo principio della termodinamica
10. L'energia libera: il motore delle reazioni chimiche

# L'«ABC» dei trasferimenti energetici (I)

La **termodinamica** è la scienza che si occupa di tutti i possibili trasferimenti di energia che interessano la materia.

La **termochimica** è un ramo della termodinamica che si occupa degli scambi di calore durante una trasformazione chimica.

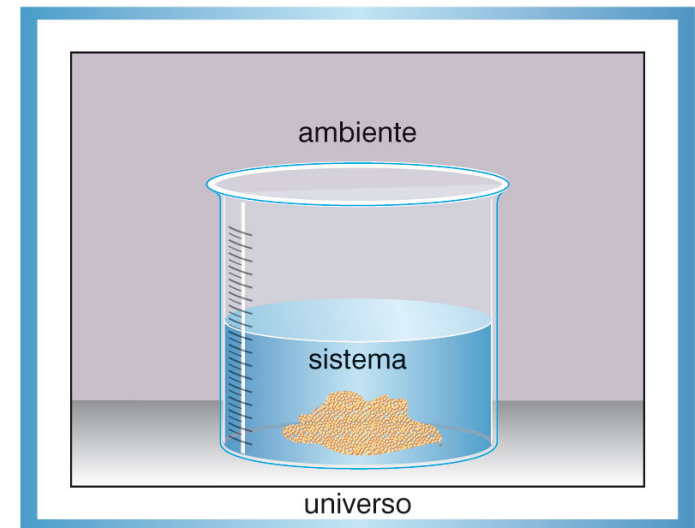


# L'«ABC» dei trasferimenti energetici (II)

Con il termine **sistema** si intende l'oggetto di indagine.

Tutto ciò che circonda il sistema costituisce l'**ambiente**.

sistema + ambiente = **universo**



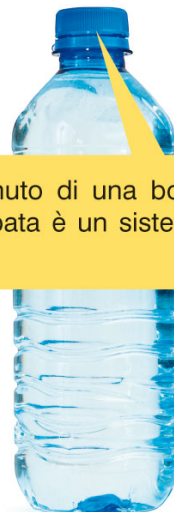
# L'«ABC» dei trasferimenti energetici (III)

I **sistemi aperti** scambiano energia e materia con l'ambiente. I **sistemi chiusi** scambiano con l'ambiente soltanto energia ma non materia. I **sistemi isolati** non scambiano con l'ambiente né energia né materia.

Una compressa effervescente che si scioglie in un bicchiere d'acqua è un sistema aperto.



Il contenuto di una bottiglia tappata è un sistema chiuso.



Il contenuto di un thermos è un sistema isolato.



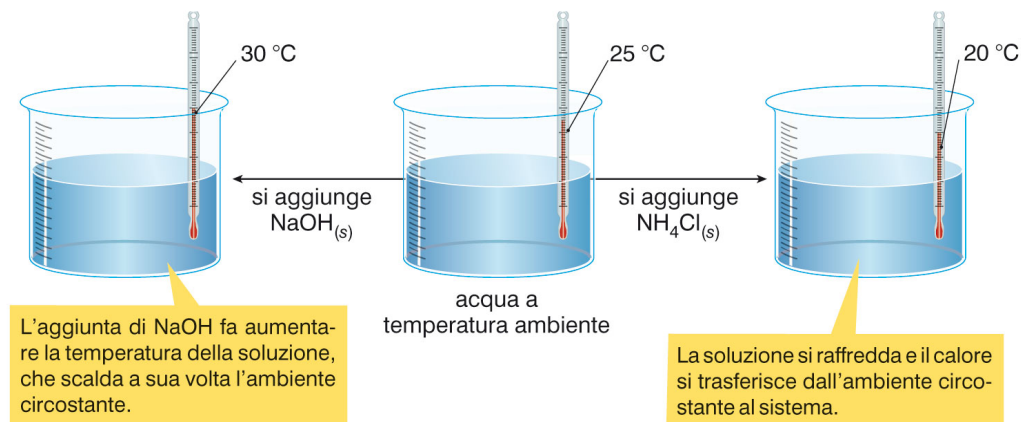
**ZANICHELLI**



# L'«ABC» dei trasferimenti energetici (IV)

Il **calore** è il processo di trasferimento di energia termica fra due corpi che hanno differenti temperature.

I corpi non posseggono calore ma solo energia termica.



# L'«ABC» dei trasferimenti energetici (V)

Le reazioni che avvengono con produzione di calore, cioè trasferiscono energia dal sistema all'ambiente, si dicono **esotermiche**.

Le reazioni che avvengono con assorbimento di calore dall'ambiente si dicono **endotermiche**.

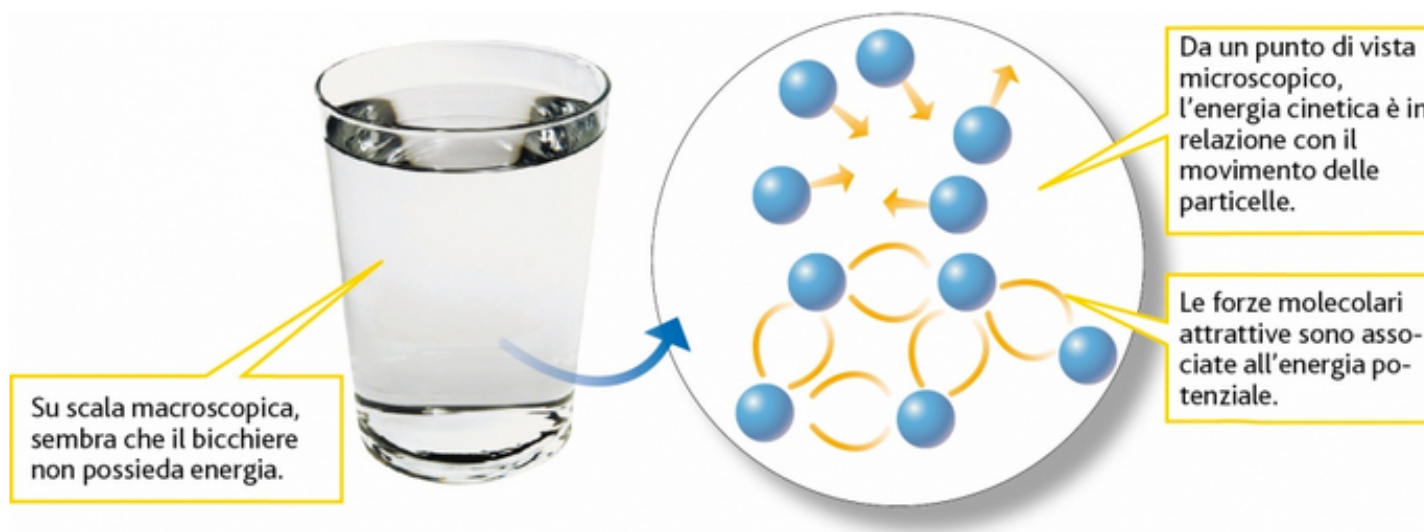
# Durante le reazioni varia l'energia chimica del sistema (I)

L'**energia** è la capacità di compiere un lavoro, si conserva e tutte le sue forme sono riconducibili all'energia potenziale e all'energia cinetica.

Nel mondo microscopico l'energia potenziale prende il nome di **energia chimica** e quella cinetica di **energia termica**.

# Durante le reazioni varia l'energia chimica del sistema (II)

L'**energia termica** di un corpo è l'energia cinetica connessa con il movimento di tutte le sue particelle (atomi, molecole, ioni).

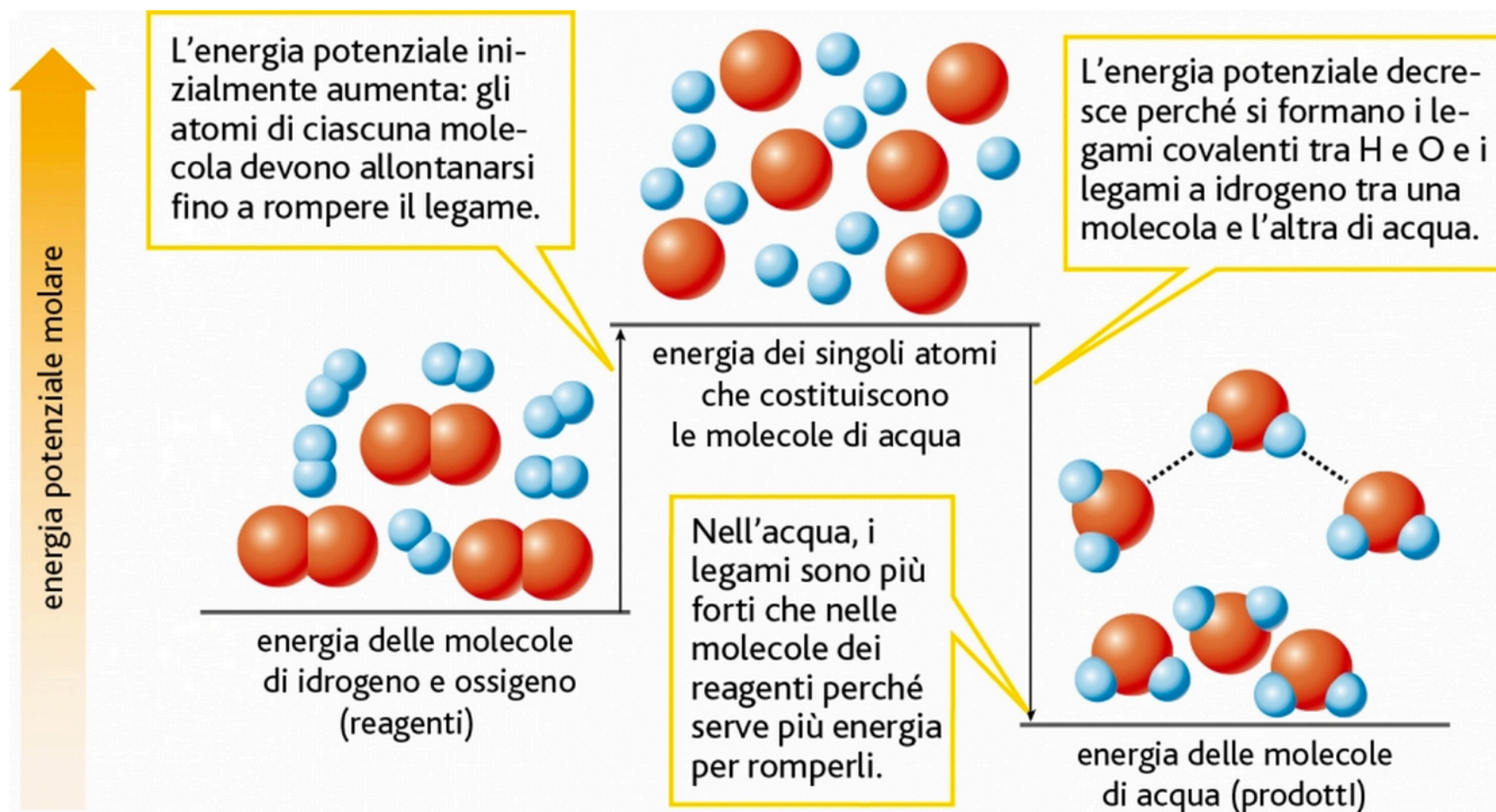


# Durante le reazioni varia l'energia chimica del sistema (III)

L'**energia chimica** di una sostanza dipende dal tipo di particelle di cui è composta e dal modo in cui interagiscono fra loro.

In tutte le **reazioni esotermiche** diminuisce l'energia chimica del sistema e aumenta la sua energia termica, con trasformazione di energia chimica in energia termica.

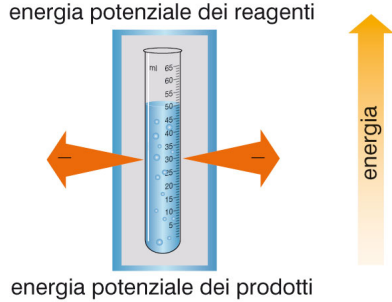
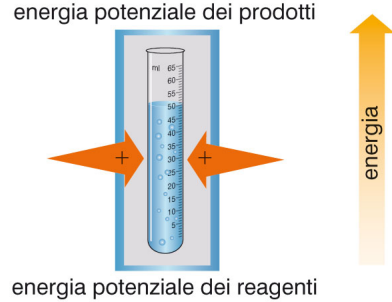
# Durante le reazioni varia l'energia chimica del sistema (IV)



**ZANICHELLI**

# Durante le reazioni varia l'energia chimica del sistema (V)

In tutte le **reazioni endotermiche** aumenta l'energia chimica del sistema e diminuisce la sua energia termica, con trasformazione di energia termica in energia chimica.

Reazioni esotermiche	Reazioni endotermiche
Si formano molecole più stabili con legami più forti.	Si formano molecole meno stabili con legami più deboli.
L'energia potenziale del sistema diminuisce e si produce calore, che si trasferisce nell'ambiente.	L'energia potenziale del sistema aumenta a spese del calore assorbito dall'ambiente.
	

# Le funzioni di stato

Le **funzioni di stato** descrivono lo stato di un sistema.

Le loro **variazioni** dipendono soltanto dallo **stato iniziale** e dallo **stato finale** della trasformazione, e non dal percorso attraverso il quale si realizza la trasformazione.

Il calore e il lavoro **non** sono funzioni di stato.



# Il primo principio della termodinamica (I)

Il **primo principio della termodinamica** afferma che l'energia può essere convertita da una forma all'altra, ma non può essere né creata né distrutta.

L'**energia interna** ( $U$ ) di un sistema è una grandezza estensiva che corrisponde alla somma dell'energia cinetica e dell'energia potenziale di tutte le particelle che compongono il corpo o il sistema.

# Il primo principio della termodinamica (II)

In base al primo principio della termodinamica, la variazione di energia interna  $\Delta U$  di un sistema può essere scritta come:

$$\Delta U = q + w$$

dove

$q$  = calore

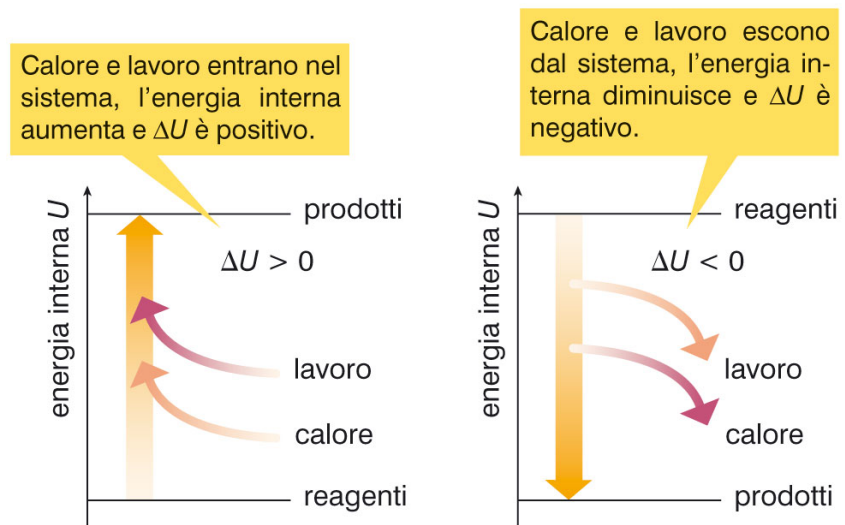
$w$  = lavoro

# Il primo principio della termodinamica (III)

La quantità di energia scambiata tra sistema e ambiente è uguale alla differenza tra l'energia interna dei prodotti e l'energia interna dei reagenti:

$$\Delta U = U_{\text{prodotti}} - U_{\text{reagenti}}$$

L'energia dei sistemi isolati rimane costante:  
 $\Delta U = 0$ .



# Le reazioni di combustione (I)

La **combustione** è una reazione fra un combustibile (spesso contenente carbonio e/o idrogeno) e un comburente (contenente atomi ad alta elettronegatività) in cui si libera un'elevata quantità di energia.



# Le reazioni di combustione (II)

La quantità di calore (kJ) emesso o assorbito da una reazione, si determina misurando la variazione di temperatura dell'ambiente esterno.

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

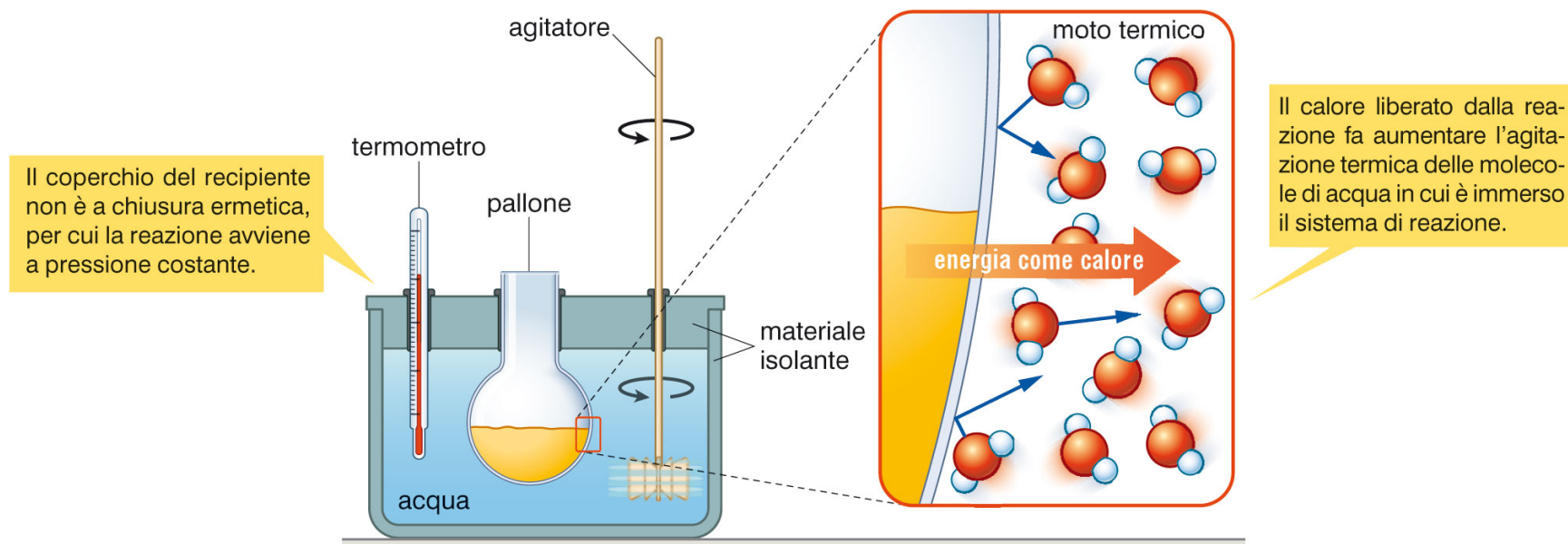
$Q$  = calore

$c$  = calore specifico

$m$  = massa di acqua nel calorimetro

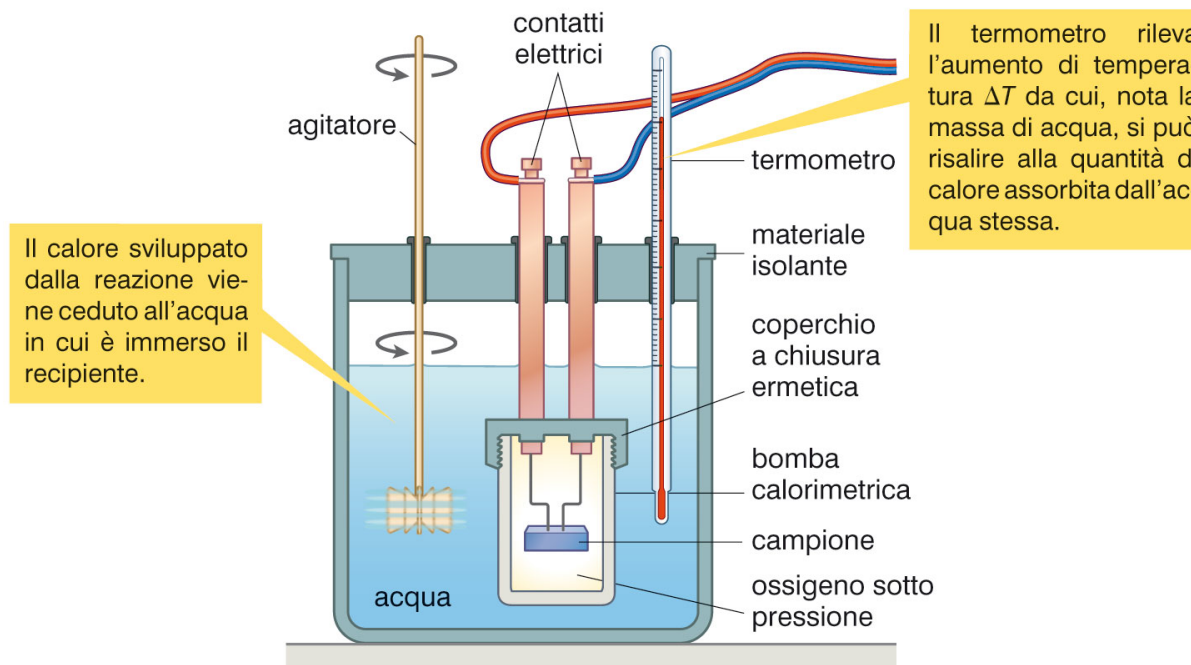
Il calore sviluppato si misura con il **calorimetro**.

# Le reazioni di combustione (III)



# Le reazioni di combustione (IV)

Il **potere calorifico** esprime la quantità di calore liberato, a pressione costante, della combustione di 1 kg di combustibile e si misura con la **bomba calorimetrica**.



# Le reazioni di combustione (V)

Il **metabolismo energetico** è la serie di reazioni consecutive attraverso le quali avviene la lenta combustione degli alimenti nell'organismo.





# Il calore di reazione e l'entalpia (I)

La variazione di energia interna di un sistema ( $\Delta U$ ) dipende dal numero di legami spezzati e da quello di legami formati, e dalla forza dei legami di reagenti e prodotti.

La variazione di energia interna di un sistema chimico è uguale al calore  $Q_v$  scambiato a volume costante

$$\Delta U = Q_v$$

# Il calore di reazione e l'entalpia (II)

A volume costante:

in una reazione esotermica  $\Delta U < 0$

in una reazione endotermica  $\Delta U > 0$

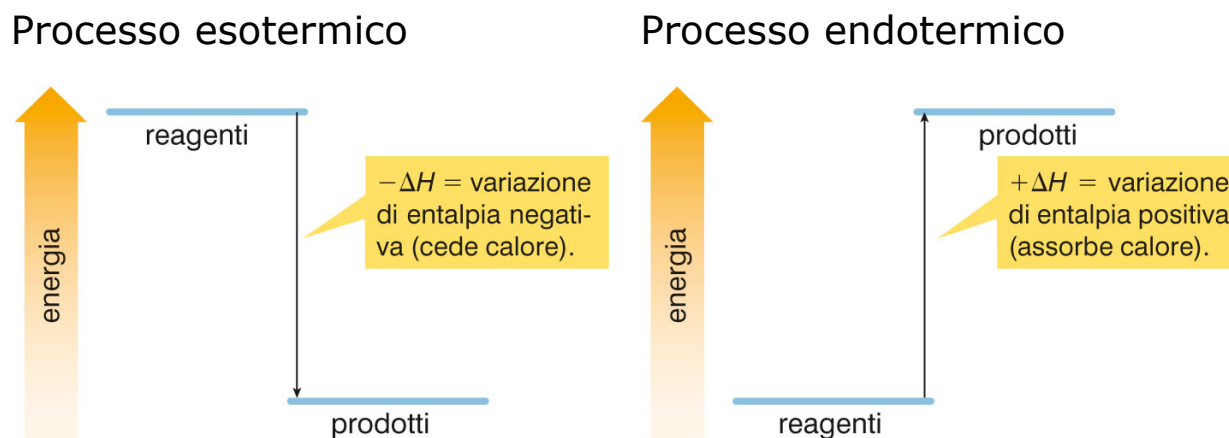
# Il calore di reazione e l'entalpia (III)

A pressione costante, per calcolare la quantità di calore prodotta da una reazione che forma gas, si utilizza la variazione di una nuova grandezza, **l'entalpia**.

In un sistema chimico, la **variazione di entalpia**  $\Delta H$  è uguale al calore  $Q_p$  scambiato a pressione costante

$$Q = \Delta H = H_{\text{prodotti}} - H_{\text{reagenti}}$$

# Il calore di reazione e l'entalpia (IV)

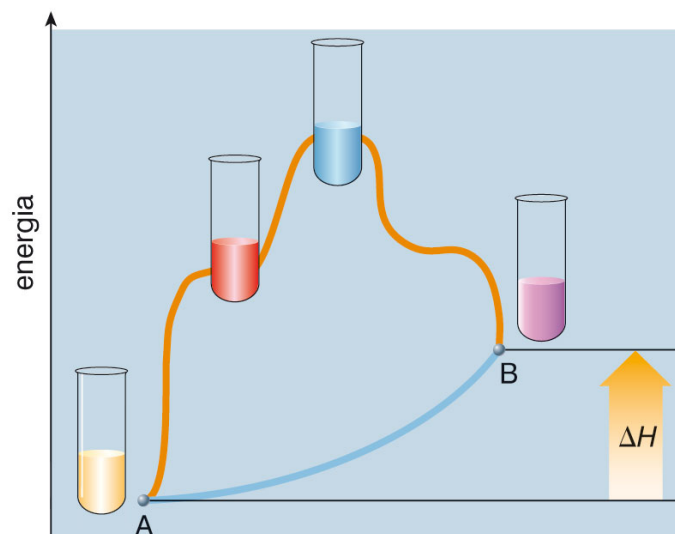


$\Delta H = -Q$  reazioni esotermiche

$\Delta H = +Q$  reazioni endotermiche

# Il calore di reazione e l'entalpia (V)

L'entalpia è una funzione di stato, quindi  $\Delta H$  dipende dall'entalpia dello stato iniziale e dello stato finale e non dal percorso fatto.



# L'entalpia di reazione (I)

La rappresentazione completa e corretta di una reazione chimica prevede anche la precisazione della variazione di entalpia:



L'entalpia di reazione dipende dalla temperatura e dalla pressione.

I valori generalmente riportati nelle tabelle si riferiscono alla temperatura di 25 °C e alla pressione di 1 atm.

# L'entalpia di reazione (II)

Una sostanza si dice essere **allo stato standard** quando è pura e si trova alla pressione di 1 bar ( $10^5$  Pa).

L'**entalpia standard di formazione** di un composto è la variazione di entalpia che accompagna la formazione di una mole di un composto a partire dagli elementi che lo costituiscono, ciascuno nel proprio stato standard.

Per convenzione, l'entalpia standard di formazione di un elemento a 25 °C e 1 bar, è uguale a zero.

# Trasformazioni spontanee e non spontanee (I)

Un fenomeno si dice **spontaneo** quando avviene senza interventi esterni.

Le reazioni spontanee possono essere sia esotermiche sia endotermiche.

Le reazioni spontanee procedono sempre verso l'aumento del disordine, ovvero verso la dispersione di energia e di materia.



# Trasformazioni spontanee e non spontanee (II)

Trasformazioni
Scambio di calore da un corpo caldo a un corpo freddo
Espansione di un gas
Vaporizzazione, fusione, sublimazione
Formazione di una soluzione
Reazione con formazione di prodotti gassosi
Reazione di decomposizione e di rottura di legami chimici

Trasformazioni che conducono alla dispersione di energia e/o materia.

# L'entropia e il secondo principio della termodinamica (I)

L'**entropia** ( $S$ ) è una grandezza che misura il livello di dispersione dell'energia e si esprime in  $J/K$  .

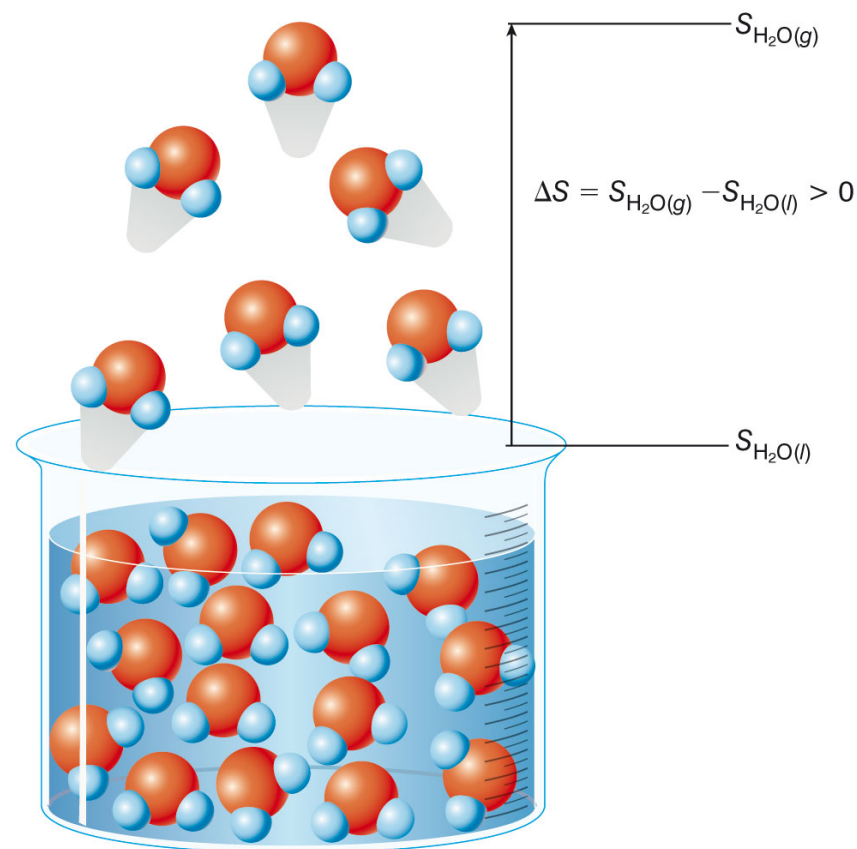
Lo stato liquido ha entropia maggiore di quello solido e quello gassoso ha entropia più elevata dello stato liquido.

L'entropia è maggiore quanto più intenso è il moto termico e quanto più libero è il movimento delle particelle.

# L'entropia e il secondo principio della termodinamica (II)

La variazione di entropia  $\Delta S^\circ$  corrisponde alla differenza tra l'entropia dei prodotti e quella dei reagenti.

$$\Delta S^\circ = S^\circ_{\text{prodotti}} - S^\circ_{\text{reagenti}}$$



# L'entropia e il secondo principio della termodinamica (III)

In generale, una qualsiasi trasformazione chimica o fisica spontanea è caratterizzata da

$$\Delta S_{\text{universo}} > 0$$

Quando nell'universo si ha un evento spontaneo, è sempre accompagnato da un aumento di entropia.

L'entropia dell'universo è in costante aumento.

# L'energia libera: il motore delle reazioni chimiche (I)

L'**energia libera** ( $G$ ) è una grandezza termodinamica che dipende dall'entalpia, dalla temperatura assoluta e dall'entropia del sistema

$$G = H - TS$$

Durante una reazione a temperatura e pressione costanti si ha una variazione dell'energia libera espressa dalla relazione:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

# L'energia libera: il motore delle reazioni chimiche (II)

- la maggior parte delle reazioni spontanee è esotermica  $\Delta H < 0$ ;
- le reazioni spontanee tendono all'aumento dell'entropia  $\Delta S > 0$ .

# L'energia libera: il motore delle reazioni chimiche (III)

Tipo di reazione	Segno di $\Delta H$	Segno di $\Delta S$	Segno di $-T\Delta S$	Spontanea?	Esempio
esotermica, con aumento di entropia	-	+	-	sì, $\Delta G < 0$	$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$
endotermica, con diminuzione di entropia	+	-	+	no, $\Delta G > 0$	$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$
esotermica, con diminuzione di entropia	-	-	+	soltanto se $T\Delta S < \Delta H$ (favorita a bassa $T$ )	$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$
endotermica, con aumento di entropia	+	+	-	soltanto se $\Delta H < T\Delta S$ (favorita ad alta $T$ )	$CaCO_{3(s)} \rightarrow CO_{2(g)} + CaO_{(s)}$