

La termodinamica

La termodinamica studia gli scambi di energia, tra il sistema e l'ambiente, che si verificano durante una trasformazione (fisica o chimica), allo scopo di individuare le condizioni di equilibrio o di spontanea evoluzione del sistema stesso.

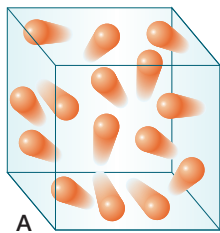
Nel caso delle reazioni chimiche, la termodinamica ci consente di valutare se una reazione può avvenire spontaneamente e quali saranno le condizioni di equilibrio tra reagenti e prodotti (in reazioni reversibili).

Il **sistema termodinamico** si considera in equilibrio quando le sue caratteristiche (temperatura, pressione, volume, concentrazione delle sostanze presenti) si mantengono costanti nel tempo.

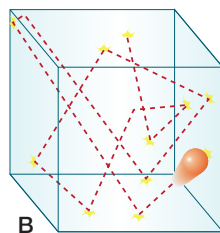
Un sistema che non è in equilibrio tende spontaneamente a evolvere per raggiungere la condizione di equilibrio.

I sistemi chimici sono costituiti da sostanze (reagenti e prodotti) che partecipano a trasformazioni fisiche e chimiche della materia.

Vengono distinti in sistemi aperti (quando si verificano scambi di materia ed energia con l'ambiente circostante), chiusi (scambi di sola energia) e isolati (nessuno scambio, né di materia né di energia).



A



B

■ A) In un gas ideale le particelle si scontrano tra loro e urtano le pareti del contenitore, mantenendo costante la loro velocità; B) tra un urto e l'altro le particelle si muovono a fortissima velocità in linea retta.

L'energia termica (ovvero il valore medio dell'energia cinetica) di un sistema di particelle monoatomiche è:

$$\bar{E}_c = \frac{3}{2} \times k \times T$$

(con $k = 1,3806 \cdot 10^{-23} \text{J/K}$)

Energia interna

L'energia interna di un sistema termodinamico

L'energia interna (U) di un sistema termodinamico è data dalla somma dell'energia cinetica e potenziale delle particelle che lo compongono:

$$E_{\text{INTERNA}} (U) = E_{\text{CINETICA}} + E_{\text{POTENZIALE}}$$

Energia cinetica

Una molecola (ad esempio la molecola biatomica dell'azoto N_2) compie tre diversi tipi di movimenti (traslazione, rotazione e vibrazione), per cui la sua energia cinetica (E_c) è la somma di tre diverse componenti: l'energia cinetica traslazionale, l'energia cinetica di rotazione e l'energia cinetica di vibrazione della molecola:

- **L'energia cinetica traslazionale** è legata al moto rettilineo della molecola (considerata come massa puntiforme) che, a causa dei suoi continui urti contro le pareti del recipiente e contro le altre molecole, appare in realtà caotico.
- **L'energia cinetica di rotazione** è legata alla rotazione della molecola intorno al suo centro di massa.
- **L'energia cinetica di vibrazione** è dovuta alla vibrazione degli atomi che la compongono rispetto al centro di massa. Per effetto della vibrazione, gli atomi che compongono la molecola vengono a trovarsi ora più lontani, ora più vicini tra loro.

Particelle monoatomiche (come quelle dei gas nobili: elio, argon, neon ecc.) possiedono solo energia di traslazione.

L'energia cinetica di un sistema è la somma delle energie cinetiche delle molecole (particelle) costituenti il sistema ed è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta del sistema stesso e viene perciò definita energia termica.

Energia potenziale

L'energia potenziale di una molecola è determinata dalla posizione reciproca degli atomi che formano la molecola, ovvero dalle forze dei legami intramolecolari che uniscono gli atomi. In un sistema costituito da più molecole, la posizione delle stesse e degli atomi che le costituiscono è determinata anche dalle forze attrattive intermolecolari, per cui:

L'energia potenziale complessiva del sistema è data dalla somma di tutte le energie dei legami presenti nel sistema, ossia dall'energia chimica del sistema.

L'energia interna U di un sistema è:
energia termica (energia cinetica) + energia chimica (energia potenziale)

Energia interna e reazioni chimiche

Nelle reazioni chimiche si ha sempre uno scambio tra queste due forme di energia (termica e chimica): la rottura dei legami delle molecole dei reagenti libera gli atomi che formano queste molecole e questi atomi si collegano tra loro in modo diverso, formando nuove molecole (i prodotti della reazione) con nuovi legami (nuova energia chimica potenziale).

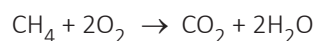
- Se i nuovi legami contengono complessivamente una minore quantità di energia potenziale (energia chimica) rispetto ai legami dei prodotti, l'energia potenziale in eccesso si trasforma in energia cinetica, cioè in energia termica (calore), che **il sistema cede all'ambiente: la reazione è esotermica**.
- Se i nuovi legami contengono complessivamente una maggiore quantità di energia potenziale (energia chimica) rispetto ai legami dei prodotti, **il sistema assorbe dall'ambiente** energia termica (energia cinetica) che si trasforma in energia potenziale (di legame): **la reazione è endotermica**.

L'energia richiesta per la formazione dei legami è uguale a quella liberata nella rottura dei legami e viene espressa in kJ/mol.

Riassumendo, se la **reazione libera calore** (energia termica) all'esterno, viene detta **esotermica**:



Un esempio è dato dalla **combustione del metano**:



che libera 890 kJ per ogni mole di metano combusto.

Le reazioni **endotermiche** avvengono, invece, **con assorbimento di calore** dall'esterno:



La reazione di **decomposizione del carbonato di calcio** è un esempio di reazione endotermica:



Scambiare energia per una reazione non vuol dire sempre trasferire solo calore: molte reazioni liberano o assorbono **energia radiante**, cioè luce, o determinano agitazioni del sistema di reazione, che rivelano la liberazione di energia cinetica. Per questo motivo si preferisce, spesso, distinguere le reazioni in: **esoergoniche**, se avvengono con liberazione di una qualsiasi forma di energia ed **endoergoniche**, quando invece l'energia viene assorbita.

Il primo principio della termodinamica e l'entalpia

Il primo principio della termodinamica (R. Clausius, 1850) traduce in termini matematici il **principio di conservazione dell'energia**.

Indicando con **U** l'**energia interna** di un sistema, il **primo principio della termodinamica** afferma che:

■ **la variazione di energia interna, ΔU (il simbolo “ Δ ” indica la variazione), che si registra durante una trasformazione, è uguale al calore **Q** assorbito dal sistema, meno il lavoro **W** compiuto dal sistema**

$$\Delta U = Q - W \quad (1)$$

Per convenzione si attribuisce segno **+** al calore assorbito dal sistema e **segno -** al calore ceduto dal sistema all'ambiente esterno.

L'**energia interna U** di un sistema, come detto in precedenza, è la somma dell'energia cinetica **Ec** e dell'energia potenziale **Ep**:

$$U = E_c + E_p$$

In un **sistema isolato**, non si possono verificare scambi di energia tra sistema e ambiente, per cui nelle reazioni chimiche che avvengono in un sistema isolato l'energia interna del sistema non varia, ossia:

$$\Delta U = 0$$

L'Universo può essere considerato un sistema isolato (perché tutto l'ambiente è parte del sistema) e, come tale, non può modificare il suo contenuto energetico complessivo: **l'energia non si crea né si distrugge ma si conserva, trasformandosi da una forma a un'altra**.

Il contenuto energetico globale dell'Universo rimane sempre costante, quello che cambia è la forma in cui si manifesta e, passando da una forma all'altra, offre diverse possibilità di utilizzo da parte dell'uomo.

■ **Il lavoro (W) e il calore (Q) sono quindi due diverse modalità di trasferimento dell'energia da un corpo a un altro.**

In una reazione in cui sono coinvolti dei gas, se la reazione avviene **a pressione costante**, il lavoro prodotto (W) è dato dall'espansione del sistema (lavoro meccanico), secondo la relazione:

$$W = P \times \Delta V = P (V_2 - V_1)$$

Sostituendo W con $P \times \Delta V$, o, meglio, con $P(V_2 - V_1)$ nella relazione (1) che definisce il primo principio della termodinamica, si ottiene che:

$$\Delta U = Q - W \quad \rightarrow \quad \Delta U = Q_p - P(V_2 - V_1)$$

(con Q_p = calore scambiato a pressione costante con l'ambiente)

La variazione di energia interna (ΔU) è data dalla differenza tra l'energia dello stato finale (U_2) e l'energia dello stato iniziale (U_1):

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Per cui:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = Q_P - P(V_2 - V_1)$$

Risolvendo la relazione $U_2 - U_1 = Q_P - P(V_2 - V_1)$

Da cui:

$$Q_P = U_2 - U_1 + P(V_2 - V_1) = U_2 - U_1 + PV_2 - PV_1$$

e ancora:

$$Q_P = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) \quad (2)$$

La somma $U + PV$ viene chiamata **entalpia** (indicata con la lettera **H**) o contenuto termico totale del sistema:

$$H = U + PV$$

L'entalpia è una funzione di stato di un sistema ed esprime la quantità di energia che esso può scambiare con l'ambiente.

Con l'entalpia si tiene conto dell'energia delle particelle che formano il sistema ma anche dell'energia determinata dalla pressione e dal volume, espressa dal prodotto PV .

Sostituendo H a $U + PV$ nella (2) abbiamo che:

$$Q_P = H_2 - H_1 = \Delta H$$

L'energia potenziale, cioè l'energia di legame, contenuta in ogni sostanza, è quindi l'entalpia **H**.

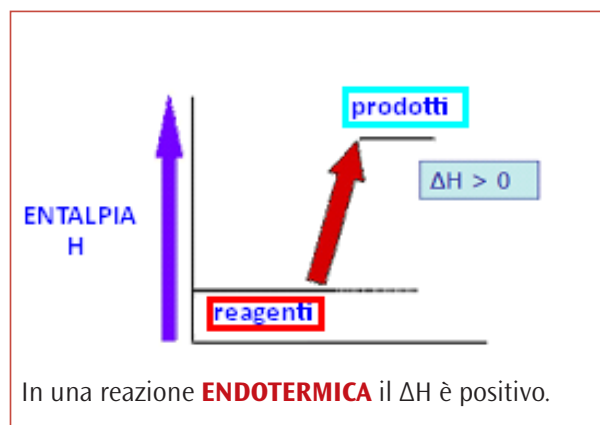
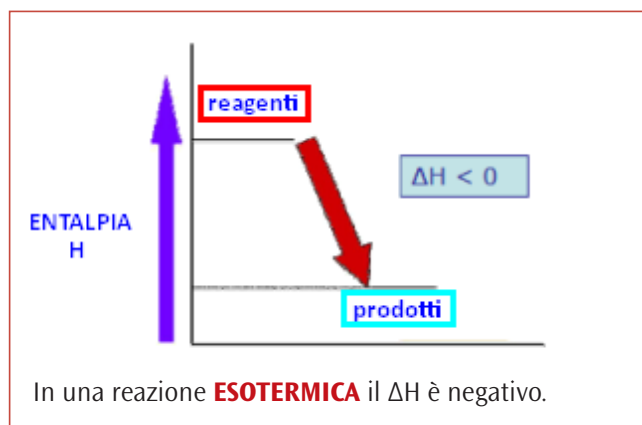
In un reazione chimica si osserva una variazione di entalpia ΔH :

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

Se la reazione avviene a pressione costante, il calore Q , assorbito o emesso nel corso di reazione, coincide con la variazione di entalpia ΔH .

In base al calore trasferito nel corso di una reazione, possiamo dire che:

- in una **reazione esotermica** il ΔH è negativo ($\Delta H < 0$), perché coincide con il calore ceduto dal sistema, che viene indicato convenzionalmente con il segno $-$;
- in una **reazione endotermica** il ΔH è positivo ($\Delta H > 0$), perché coincide con il calore assorbito dal sistema, che viene indicato convenzionalmente con il segno $+$.

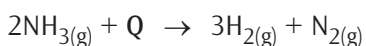


Esempio di **reazione esotermica** è la combustione del metano (CH_4):



(con $Q = -212,9$ kcal: il segno meno indica che il calore viene liberato dal sistema)

Esempio di **reazione endotermica** è la decomposizione dell'ammoniaca NH_3 in H_2 e N_2 :



(con $Q = +22,0$ kcal: il segno $+$ indica che il calore viene assorbito dal sistema)

Nella pratica, per calcolare la variazione di entalpia che si osserva nel corso di una reazione, si fa riferimento, per le diverse sostanze che vi partecipano, alla loro **entalpia standard di formazione ΔH°_f** .

La **variazione di entalpia standard di formazione ΔH°_f** rappresenta il **calore rilasciato o assorbito che accompagna la formazione di 1 mole di un composto a partire dai suoi elementi** (si tiene conto dell'energia dei legami che si realizzano nella formazione della molecola).

È possibile determinare sperimentalmente, mediante l'utilizzo di un calorimetro, il calore sviluppato da una reazione fatta avvenire a pressione costante e quindi determinare il valore dell'entalpia standard di formazione della stessa reazione.

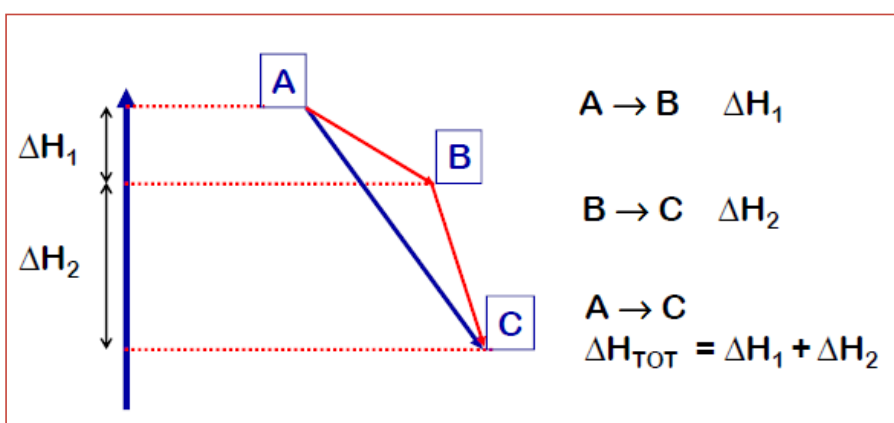
Alla fine di questo approfondimento possiamo consultare la tabella che riporta nella colonna di colore azzurro i valori dell'entalpia di formazione ΔH°_f di alcuni tra i principali composti, calcolata sperimentalmente a 25°C .

Legge di Hess

La **legge di Hess** stabilisce che in una reazione chimica la produzione di energia termica (calore) a pressione costante non dipende dagli stati intermedi attraverso i quali si evolve il sistema ma unicamente dal suo stato iniziale e finale.

In termini di variazioni di entalpia, possiamo dire che:

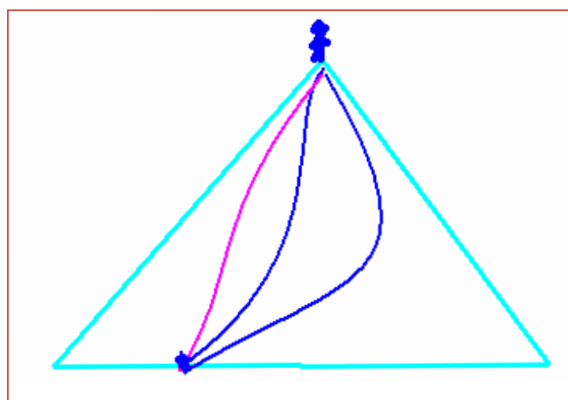
■ **La variazione di entalpia che accompagna una trasformazione non dipende dal cammino percorso per passare dallo stato iniziale a quello finale.**



E ancora:

■ **La quantità di calore impegnata in una reazione chimica dipende solo dall'energia interna dei reagenti e dei prodotti e non dal meccanismo della reazione stessa (**legge di Hess**).**

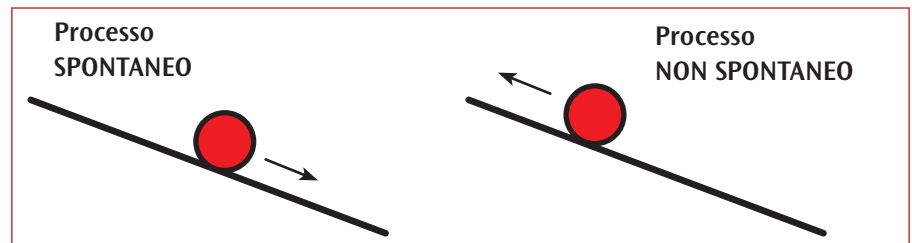
■ L'entalpia è una funzione di stato: dipende solo dallo stato iniziale e da quello finale e non dal percorso effettuato.



Non importa, quindi, se si arriva dai reagenti ai prodotti **in uno o più stadi**, perché la **variazione di entalpia, per una data reazione chimica, è sempre la stessa.**

La seconda legge della termodinamica e l'entropia

La prima legge della termodinamica definisce il principio di conservazione dell'energia (sistema + ambiente), ma non fornisce nessuna informazione sulla direzione verso cui procedono spontaneamente i processi.



In base al primo principio della termodinamica non esiste limitazione teorica al passaggio di calore da un corpo più freddo a uno più caldo, eventualità che soddisfa il principio di conservazione dell'energia.

Tale affermazione può infatti essere dimostrata con un semplice esempio: se in un **bicchiere di acqua calda** si pone un **cubetto di acciaio freddo**, sperimentalmente si osserva che l'acciaio si scalda e l'acqua si raffredda. Per il primo principio della termodinamica, infatti, l'acqua cede parte della sua energia interna all'acciaio, che si riscalda. La quantità complessiva di energia non cambia, perché l'energia ceduta dall'acqua passa all'acciaio.

Il passaggio di calore, però, si arresta quando l'acqua e il cubetto d'acciaio raggiungono la stessa temperatura.

Il primo principio non pone limiti al passaggio di calore e alla direzione di questo trasferimento, purché venga rispettata la conservazione dell'energia: teoricamente, per il primo principio, poteva anche verificarsi che l'acqua calda si riscaldasse ulteriormente, aumentando la sua energia interna, e l'acciaio freddo si raffreddasse ulteriormente, diminuendo la sua energia interna della medesima quantità, poiché anche questa seconda possibilità è in accordo con il principio di conservazione dell'energia, ma non è ciò che si verifica nella realtà.

Questa osservazione introduce il secondo principio della termodinamica, secondo il quale il calore non può passare spontaneamente da un corpo più freddo a uno più caldo.

Possiamo ora enunciare il **secondo principio della termodinamica**, nella definizione data dal fisico tedesco R. Clausius (1822-1888):

È impossibile realizzare una trasformazione il cui unico risultato sia quello di trasferire calore, da un corpo più freddo a uno più caldo, senza l'apporto di lavoro esterno.

In Chimica, il secondo principio della termodinamica può essere enunciato come segue:

Qualunque sistema tende spontaneamente a portarsi a una condizione di massima probabilità.

La condizione di massima probabilità è quella di massimo disordine, ne segue che:

Qualunque sistema tende spontaneamente verso lo stato di massimo disordine.

La misura del disordine di un sistema è detta entropia, per cui possiamo affermare che:

Qualunque sistema tende spontaneamente verso lo stato di massima entropia.

Considerato l'Universo un sistema isolato, deduciamo che:

Tutti i processi spontanei producono un aumento di entropia dell'Universo.

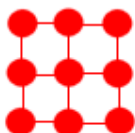
$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{ambiente}} > 0$$

L'entropia

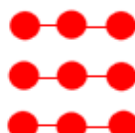
È una misura del "disordine" di un sistema fisico, legato alla **disposizione** più o meno regolare delle particelle (atomi e molecole) e alla struttura della materia.

I tre stati di aggregazione della materia presentano uno stato di disordine diverso, come è possibile vedere dallo schema seguente:

SOLIDO: possiede una struttura organizzata



LIQUIDO: le particelle hanno più libertà di movimento



AERIFORME: le molecole possono muoversi in tutte le direzioni



La fusione del ghiaccio ad acqua liquida e l'evaporazione del liquido avvengono con aumento di entropia, cioè con un aumento del disordine del sistema.

In questi casi la variazione di entropia è positiva: $\Delta S > 0$

Durante una reazione chimica si osserva una variazione del disordine (entropia) del sistema costituito dai reagenti e dai prodotti:

$$\Delta S = S_{\text{prodotti}} - S_{\text{reagenti}}$$

Terzo principio della termodinamica (Teorema di Nernst)

Possiamo ora enunciare anche il **terzo principio della termodinamica**, che risulta essere strettamente legato al secondo, nella sua formulazione più classica:

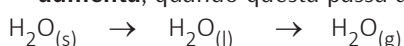
È impossibile raggiungere lo zero assoluto (0 K) tramite un numero finito di operazioni (ovvero di trasformazioni termodinamiche).

In una formulazione più moderna di questo principio, l'**entropia di una sostanza cristallina, pura, perfettamente ordinata è zero a una temperatura pari allo zero assoluto**.

Conseguenza dell'assunto precedente è che: alla temperatura assoluta di **0 K** i moti browniani, presenti in ogni sostanza, dovrebbero cessare completamente e con essi il disordine (entropia) del sistema, condizione prevista su base teorica.

L'entropia di una sostanza:

- **aumenta**, quando questa passa da solido a liquido a gas ($\Delta S > 0$)



- **aumenta**, se questa viene disciolta in un solvente

Tre processi in cui l'entropia aumenta

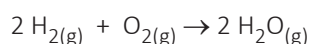
(a) Fusione: $S_{\text{liquido}} > S_{\text{solido}}$

(b) Vaporizzazione: $S_{\text{vapore}} > S_{\text{liquido}}$

(c) Solubilizzazione: $S_{\text{sol}} > (S_{\text{solvente}} + S_{\text{soluto}})$

Ognuno dei processi indicati, la fusione di un solido (a), l'evaporazione di un liquido (b), la solubilizzazione di un soluto (c), porta a un aumento di entropia.

L'**entropia di una reazione** diminuisce se questa procede determinando la riduzione del numero delle molecole (e viceversa), come nella reazione:



I valori delle entropie standard S° sono espressi in $\text{J/mol} \cdot \text{K}$ e riportati nella colonna verde della tabella alla fine dell'approfondimento.

Energia libera di Gibbs e spontaneità di una trasformazione chimica

Non tutte le trasformazioni chimiche avvengono spontaneamente: per prevedere il grado di spontaneità di un processo dobbiamo tener conto sia dell'entalpia H che dell'entropia S .

La funzione **energia libera di Gibbs**, G , tiene conto di entrambi i fattori, che compaiono nella relazione:

$$G = H - TS$$

dove T è la temperatura assoluta a cui si verifica il processo.

La **variazione di energia libera** ΔG è rappresentata dalla seguente equazione:

$$\Delta G = G_{\text{prodotti}} - G_{\text{reagenti}} = \Delta H - T \Delta S$$

Significato dell'energia libera G

J.W. Gibbs riuscì a dimostrare che una reazione è spontanea se è in grado di **produrre lavoro utile**. In pratica, una reazione è consentita dal punto di vista termodinamico (ossia è spontanea) se, a temperatura e pressione costante, può produrre lavoro utile.

H. Von Helmholtz affermò inoltre che: "il verso secondo cui si svolge una reazione e la sua intensità sono determinati dalle variazioni non dell'energia termica totale (ossia dell'entalpia) ma solo di quella parte di energia che può trasformarsi in lavoro o in altre forme di energia diverse dal calore".

L'energia totale di un sistema può essere distinta in due parti:

- l'energia libera (che produce lavoro) e
- l'energia vincolata (che non produce lavoro: è calore latente).

Energia totale = energia libera + energia vincolata

L'energia **vincolata** è data dal prodotto dell'entropia S per la temperatura assoluta T .

L'energia totale è l'entalpia H .

Se G è l'energia libera, possiamo affermare che:

$$H = G + TS$$

da cui:

$$G = H - TS$$

In realtà, per valutare la spontaneità di una reazione, occorre calcolare la **variazione** (Δ , **delta**) delle grandezze coinvolte, in particolare la variazione dell'energia libera:

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

Grandezze come l'energia interna (U), l'entropia (S), l'entalpia (H), l'energia libera (G) sono definite **funzioni di stato** perché **le loro variazioni dipendono esclusivamente dallo stato iniziale e finale e non dal cammino attraverso il quale è avvenuta la trasformazione** (Legge di Hess).

Spontaneità di una trasformazione chimica

Una reazione chimica può procedere spontaneamente se l'energia libera dei prodotti è inferiore all'energia libera dei reagenti:

$$\Delta G_{\text{reazione}} = (G_{\text{prodotti}} - G_{\text{reagenti}}) < 0$$

A seconda del valore assunto da ΔG , si possono presentare queste tre situazioni:

- $\Delta G < 0$ (l'energia libera si riduce nella reazione): la reazione è **spontanea (esoergonica)**
- $\Delta G > 0$ (l'energia libera aumenta nella reazione): la reazione **non è spontanea (endoergonica)**
- $\Delta G = 0$ (l'energia libera non varia durante la reazione): la reazione è all'**equilibrio**

In un processo spontaneo l'energia libera G diminuisce ($\Delta G < 0$): questo avviene quando nella relazione

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

il termine ΔH risulterà in valore assoluto minore del valore assoluto del termine $T\Delta S$.

In generale possiamo dire che **ogni sistema tende spontaneamente verso la massima entropia (disordine) e la minima entalpia (energia)**, ma si possono verificare casi particolari, che è opportuno analizzare.

Se consideriamo l'influenza che l'entalpia e l'entropia esercitano sulla variazione di energia libera ΔG , ci troviamo di fronte a quattro casi:

- 1) Quando sia la variazione di entalpia che quella di entropia sono favorevoli, la reazione è **spontanea** ed è assicurata a qualsiasi temperatura:

$$\Delta H < 0 \qquad \Delta S > 0 \qquad \Delta G < 0 \text{ sempre}$$

In questo caso, maggiore è la temperatura e più facilmente si realizza la spontaneità della reazione: infatti, ΔH è già negativo e a esso viene sottratto il prodotto $T\Delta S$, che aumenta con l'aumentare della temperatura assoluta T ; si ottiene così un ΔG sempre più negativo e una reazione sempre più spontanea.

- 2) Quando sia la variazione di entalpia che quella di entropia sono **sfavorevoli** (cioè la trasformazione è endotermica e procede con diminuzione di entropia) la reazione **non è spontanea** in nessun caso.

$$\Delta H > 0 \qquad \Delta S < 0 \qquad \Delta G > 0 \text{ sempre}$$

- 3) Quando in un **processo endotermico** ($\Delta H > 0$) il disordine aumenta ($\Delta S > 0$), la reazione è spontanea se $T\Delta S$ è maggiore di ΔH .

$$\Delta H > 0 \qquad \Delta S > 0 \qquad \Delta G = ?$$

In questo caso si dovrà calcolare il ΔG , che, a seconda dei valori di ΔH , T e ΔS , potrà essere negativo (reazione spontanea) o positivo (non spontanea) per stabilire se la reazione è spontanea o meno.

Anche in questo gruppo di reazioni (endotermiche ma con aumento di entropia), maggiore è la temperatura e più facilmente si realizza la spontaneità della reazione, perché aumenta il prodotto $T\Delta S$ fino a un valore superiore a ΔH in modo che ΔG (che ricordiamo è $= \Delta H - T\Delta S$) sarà negativo.

- 4) Quando l'entropia diminuisce ($\Delta S < 0$), ma il processo è **esotermico** ($\Delta H < 0$), si dovrà valutare anche in questo caso, come nel precedente, chi tra i termini $T\Delta S$ e ΔH avrà dato il contributo maggiore.

$$\Delta H < 0 \qquad \Delta S < 0 \qquad \Delta G = ?$$

L'entalpia può prevalere, nel determinare la **spontaneità** del processo, soprattutto alle basse temperature.

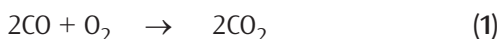
Nei casi dubbi, il terzo e il quarto, la temperatura è determinante. Per le reazioni endotermiche con entropia favorevole occorre una temperatura elevata, mentre per quelle esotermiche con entropia sfavorevole è meglio la bassa temperatura.

Nella colonna di colore rosa della tabella alla fine dell'approfondimento sono riportati i valori dell'energia libera, (G°).

Esercizi

Esercizio svolto 1

A 25 °C il ΔH della reazione di combustione dell'ossido di carbonio secondo la reazione:



vale $-565,677$ kJ.

Calcola la quantità di calore che viene sviluppata dalla combustione, a pressione costante, di 10 g di CO.

Procedimento

2 moli di CO producono una quantità di calore pari a 565,677 kJ ($\Delta H < 0$)

Ricordando che la massa molare di CO è pari a 28,0 g/mol,

$$28,0 \text{ g/mol} \times 2 \text{ mol} = 56 \text{ g di CO}$$

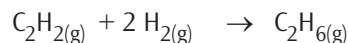
Nella reazione (1) 56 g di CO producono una quantità di calore pari a 565,677 kJ. Il calore sviluppato da 10 g potrà essere calcolato impiantando la seguente proporzione:

$$\begin{aligned} & 56 \text{ g} : 565,677 \text{ kJ} = 10 \text{ g} : x \text{ kJ} \\ \text{da cui} \quad & x = \frac{565,667}{56} \times 10 = 101,014 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Essendo una reazione esotermica la variazione di entalpia sarà negativa:
 $\Delta H = -101,014$ kJ

Risolvi i seguenti problemi

1. Calcolare il ΔH della reazione:



sapendo che le entalpie di formazione delle sostanze coinvolte nella reazione sono rispettivamente

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_2 = +226,7 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2 = 0$$

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_6 = -84,5 \text{ kJ/mol}$$

$$[\text{R. } \Delta H = -311,2 \text{ kJ/mol}]$$

2. Data la reazione di decomposizione termica del carbonato di magnesio (magnesite) MgCO_3

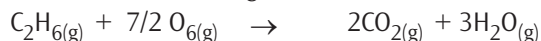
$$(Q = \Delta H = +28 \text{ kcal/mol})$$



calcola il calore (Q) necessario per decomporre 23,50 kg di questo minerale, esprimendo i risultati in kcal e in kJ.

3. Desumendo i valori di ΔH_f° delle sostanze coinvolte dalla tabella delle entalpie di formazione (misurati in condizioni standard), calcola la quantità di calore che si sviluppa bruciando 1000 L (1 m³) di etano.

La reazione di combustione è la seguente



(N.B. 1000 L di etano in condizioni standard corrispondono a 44,6 mol)

RICORDA CHE

1 kilocaloria (kcal) = 4,186 kilojoule (kJ)

1 kilojoule (kJ) = 0,239 kilocaloria (kcal)

Esercizio svolto 2

Determina la variazione dell'entropia nella reazione di decomposizione di una mole di carbonato di calcio:



Procedimento

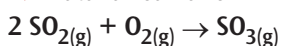
Dalla tabella delle entropie standard S° ricaviamo le entropie S° dei reagenti e dei prodotti e applichiamo la formula:

$$\Delta S = S_{\text{prodotti}} - S_{\text{reagenti}}$$

$$\begin{aligned} \Delta S &= (1 \text{ mol}) [\Delta S_{\text{CaO}}] + (1 \text{ mol}) [\Delta S_{\text{CO}_2}] - (1 \text{ mol}) [\Delta S_{\text{CaCO}_3}] = \\ &= (1 \text{ mol}) [39,8 \text{ J/mol K}] + (1 \text{ mol}) [213,7 \text{ J/mol K}] - (1 \text{ mol}) [92,9 \text{ J/mol K}] = 160,6 \text{ J/K} \end{aligned}$$

Risolvi il seguente problema

1. Data la reazione

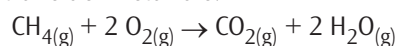


calcola il ΔS di reazione.

Esercizio svolto 3

Calcola la variazione di energia libera standard per la combustione completa di una mole di metano e prevedere se la reazione è spontanea.

La reazione di combustione del metano è:



Procedimento

Dalla tabella delle energie libere ricaviamo i dati necessari e poi applichiamo la formula:

$$\Delta G = G_{\text{prodotti}} - G_{\text{reagenti}}$$

Si ha:

$$\begin{aligned} \Delta G &= (1 \text{ mol}) [\Delta G_f \text{CO}_2] + (2 \text{ mol}) [\Delta G_f \text{H}_2\text{O}] - (1 \text{ mol}) [\Delta G_f \text{CH}_4] - (2 \text{ mol}) [\Delta G_f \text{O}_2] = \\ &= (1) (-394,4 \text{ kJ/mol}) + (2 \text{ mol}) (-237,0 \text{ kJ/mol}) - (1 \text{ mol}) (-50,8 \text{ kJ/mol}) - (2 \text{ mol}) (0) = -817,6 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Poiché il valore di ΔG è **negativo** ciò significa che **la reazione è spontanea**, in accordo con la nostra esperienza quotidiana durante la quale vediamo che il metano brucia costituendo un importante combustibile.

Esercizio svolto 4

Calcola la variazione dell'energia libera standard per la reazione



partendo dai valori di ΔS e ΔH .

Procedimento

Il valore di ΔS della reazione è 160,6 J/K ovvero 0,1606 kJ/K.

Per ottenere ΔH attingiamo ai dati delle tabelle e applichiamo la formula

$$\Delta H = \sum n \cdot \Delta H \text{ prodotti} - \sum n \cdot \Delta H \text{ reagenti}$$

(Il simbolo Σ indica la sommatoria di tutti i valori in gioco)

$$\begin{aligned} \Delta H &= (1 \text{ mol}) [\Delta H^\circ_{\text{CaO}}] + (1 \text{ mol}) [\Delta H^\circ_{\text{CO}_2}] - (1 \text{ mol}) [\Delta H^\circ_{\text{CaCO}_3}] = \\ &= (1 \text{ mol}) [-635,3 \text{ kJ/mol}] + (1 \text{ mol}) [-393,5 \text{ kJ/mol}] - (1 \text{ mol}) [-1207,0 \text{ kJ/mol}] = \\ &= 178,2 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Per trovare ΔG usiamo la relazione $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$$\Delta G = 178,2 \text{ kJ} - (298,15 \text{ K}) \times (0,1606 \text{ kJ/K}) = 130,3 \text{ kJ}$$

La temperatura a cui si è fatto riferimento è quella di 25 °C (298,15 K) che corrisponde alla temperatura allo stato standard. Il valore positivo di ΔG° ($\Delta G = 130,3 \text{ kJ} > 0$) ci fornisce indicazioni sulla non spontaneità della reazione.

Esercizio svolto 5

Il calore misurato nella reazione di combustione del propano, a volume costante e alla temperatura di 25 °C, è di -2200 kJ/mol. Calcolare il ΔH (a 1 atm e 25 °C) esprimendolo in kJ.

Dati

$$Q_v = -2200 \text{ kJ/mol}$$

Incognite

ΔH (a 1 atm e 25 °C) in kJ

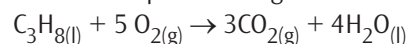
Conoscenze e abilità necessarie

Con i dati in nostro possesso, per poter risolvere il problema dobbiamo già essere in grado di:

1. tradurre i nomi delle sostanze nelle relative formule (conoscenza della nomenclatura tradizionale, **unità 6**);
2. scrivere la reazione e bilanciarla (**unità 7**);
3. trovare il rapporto stechiometrico tra le sostanze in gioco (**unità 7**);
4. conoscere la relazione tra calore Q_v , energia interna U , entalpia H e lavoro L di un sistema di reazione

Procedimento

1. Dopo aver tradotto i nomi dei composti nelle relative formule, scriviamo e bilanciamo la reazione che avrà l'equazione seguente:



2. Il calore prodotto è uguale alla variazione dell'energia interna: $Q_v = \Delta U$
3. Alla pressione costante di 1 atm e a 25 °C, si osserva una diminuzione del volume del sistema, che si traduce in un lavoro positivo, di compressione, dell'ambiente sul sistema di reazione.
Tale lavoro sarà $L = P \cdot \Delta V$

4. Applichiamo ora la relazione per il calcolo della variazione di entalpia:

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

Ricordando che per l'equazione di stato dei gas $P\Delta V = \Delta n R T$, sostituendo nella relazione precedente avremo:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n R T$$

Nella reazione verranno consumate 5 moli di O_2 e si formeranno 3 moli di anidride carbonica, pertanto la variazione del numero di moli sarà

$$\Delta n = n_{\text{gas prodotto}} - n_{\text{gas reag}} = 3 - 5 = -2 \text{ mol}$$

Conoscendo il valore della costante $R = 8,134 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/ K}\cdot\text{mol}$, potremo calcolare la variazione ΔH :

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n R T = -2200 \text{ kJ} - 2 \text{ mol} \cdot 8,134 \cdot 10^{-3} \text{ kJ/ K}\cdot\text{mol} \cdot 298,15 \text{ K}$$

$$\Delta H = -2200 \text{ kJ} - 5 \text{ kJ} = -2205 \text{ kJ/mol}$$

Risolvi i seguenti problemi

1. In un contenitore di acciaio perfettamente chiuso (bomba calorimetrica) di massa 2835 kg, immerso in un recipiente perfettamente isolato contenente 3200 kg di acqua, vengono bruciati 1,85 g di carbonio (grafite), con eccesso di ossigeno. Un termometro immerso nell'acqua indica, dopo la reazione di combustione, un aumento di temperatura di 4,12 °C.
Calcolare il calore di combustione del $\text{C}_{\text{grafite}}$ in: a) kcal/g, b) in kcal/mole, c) kJ/mol.
2. Per determinare la fusione di una mole d'acqua ($M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$) ghiacciata, a 0 °C e $P = 1,0 \text{ atm}$, verrà assorbita una quantità di calore dall'ambiente pari a 1441 cal.
Sapendo che 18,0 g di $\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ e 18,0 g di $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ hanno rispettivamente un volume di 0,0196 L e 0,018 L, calcolare ΔH e ΔU del processo di fusione del ghiaccio in cal/mol.
3. Nella reazione di sintesi dell'acido cloridrico alla temperatura di 298 K il $\Delta H = -185 \text{ kJ}$ e $\Delta S = 20 \text{ J/K}$. Ricordando che la reazione è la seguente



Stabilire se la reazione è spontanea e quale sarà il valore della differenza di energia libera ΔG .

La tabella elenca per una serie di sostanze a 298 K e 1 atm: nella colonna rosa, le energie libere di formazione (G_f°); nella colonna azzurra, le entalpie standard di formazione (H_f°); nella colonna verde, le entropie standard (S_f°).

È da notare che le entropie della fase soluzione non sono entropie assolute ma sono misurate rispetto allo standard arbitrario $S^\circ[\text{H}^+_{(aq)}] = 0$.

Questo è il motivo per cui alcune di esse sono negative.

Alluminio	G_f°	H_f°	S_f°
Al _(s)	0	0	28.3
AlCl _{3(s)}	-630.1	-705.6	109.3
AlF _{3(s)}	-1425	-1504	66.48
Al(OH) _{3(s)}	-	-1276	-
Al ³⁺ _(aq)	-485	-531	-321.7
Al ₂ Cl _{6(g)}	-1221	-1291	490
Al ₂ O _{3 (alfa solido)}	-1582	-1676	50.92
Al ₂ (SO ₄) _{3(s)}	-3100	-3441	239
Antimonio			
Antimonio	G_f°	H_f°	S_f°
Sb _(s)	0	0	45.69
Sb _(g)	222.1	262.3	180.16
Argento			
Argento	G_f°	H_f°	S_f°
Ag _(s)	0	0	42.55
AgBr _(s)	-96.90	-100.4	107
AgI _(s)	-66.19	-61.84	115
Ag ₂ O _(s)	-11.2	-31.0	121
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺ _(aq)	-17.12	-111.29	245.2
Ag ⁺ _(aq)	77.12	105.6	72.68
AgCl _(s)	-109.8	-127.1	96.2
AgNO _{3(s)}	-33.5	-124.4	140.9
Ag ₂ SO _{4(s)}	-618.5	-715.9	200.4
Argo			
Argo	G_f°	H_f°	S_f°
Ar _(g)	0	0	154.73
Arsenico			
Arsenico	G_f°	H_f°	S_f°
As _(s,grigio)	0	0	35.1
As _{2(g)}	171.9	222.2	239.3
AsH _{3(s)}	68.91	66.44	222.67
As _(g)	261.0	302.5	174.10
As _{4(g)}	92.4	143.9	314
As ₄ O _{6(s)}	-1152.53	-1313.94	214.2

Azoto	G°_f	H°_f	S°_f
N _(g)	455.6	472.7	153.2
NF _{3(g)}	-83.2	-124.7	260.7
NH _{3(aq)}	-26.57	-80.29	111.3
NH ₄ Br _(s)	-175	-270.8	113.0
NH ₄ F _(s)	-348.8	-464.0	71.96
NH ₄ I _(s)	-113	-201.4	117
NH ₄ NO _{3(aq)}	-190.7	-339.9	259.8
N ₂ H _{4(g)}	159.3	95.40	238.4
NO _(g)	86.57	90.25	210.6
NO _{2(g)}	51.30	33.18	240.0
N ₂ O _{4(l)}	97.40	-19.6	209.2
NO _{3⁻(aq)}	-108.7	-205.0	146
NOBr _(g)	82.4	82.17	273.5
HNO _{2(g)}	-80.76	-174.10	155.49
HNO _{3(aq)}	-113.3	-207.4	146.4
N _{2(g)}	0	0	191.5
NH _{3(g)}	-16.48	-46.11	192.3
NH _{4⁺(aq)}	-79.37	-132.5	113.4
NH ₄ Cl _(s)	-203.0	-314.4	94.56
NH ₄ HCO _{3(s)}	-666.1	-849.4	121
NH ₄ NO _{3(s)}	-184.0	-365.6	151.1
(NH ₄) ₂ SO _{4(s)}	-901.9	-1181	220.1
N ₂ H _{4(l)}	149.2	50.63	121.2
N ₂ O _(g)	104.2	82.05	219.7
N ₂ O _{4(g)}	97.82	9.16	304.2
N ₂ O _{5(g)}	115.1	11.3	355.7
NO _{2⁻(aq)}	-32.2	-104.6	123.0
NOCl _(g)	66.07	51.71	261.6
HNO _{3(l)}	-79.91	-173.2	155.6
Bario	G°_f	H°_f	S°_f
Ba _(s)	0	0	62.3
BaCO _{3(s)}	-1138	-1216	112
BaF _{2(s)}	-1159	-1209	96.40
Ba(OH) _{2(s)}	-859.4	-946.0	107
BaSO _{4(s)}	-1362	-1473	132
Ba ²⁺ _(aq)	-560.7	-537.6	9.6

BaCl _{2 (s)}	-810.4	-858.1	123.7
BaO _(s)	-520.4	-548.1	72.09
Ba(OH) ₂ • 8 H ₂ O _(s)	-2793	-3342	427
Berillio			
	G°_f	H°_f	S°_f
Be _(s)	0	0	9.54
BeCl _{2 (s)}	-449.5	-496.2	75.81
BeO _(s)	-579.1	-608.4	13.77
Be _(g)	286.6	324.3	136.16
BeF _{2 (s)}	-979.5	-1027	53.35
Bismuto			
	G°_f	H°_f	S°_f
Bi _(s)	0	0	56.74
Bi ₂ O _{3 (s)}	-493.7	-573.9	151
BiCl _{3 (s)}	-315	-379	177
Boro			
	G°_f	H°_f	S°_f
B _(s)	0	0	5.86
BF _{3 (g)}	-1120.3	-1137	254.0
B ₂ O _{3 (s)}	-1194	-1273	53.97
H ₃ BO _{3 (s)}	-969.02	-1094.33	88.83
BF ₄ ⁻ _(aq)	-1486.9	-1574.9	180
BCl _{3 (l)}	-387	-427.2	206
B ₂ H _{6 (g)}	86.6	36	232.0
B ₃ H _{9 (g)}	174.9	73.2	275.81
BBr _{3 (g)}	-232.47	-205.64	324.13
Bromo			
	G°_f	H°_f	S°_f
Br _(g)	82.43	111.9	174.9
Br _{2 (g)}	3.14	30.91	245.4
BrCl _(g)	-0.96	14.6	240.0
BrF _{3 (l)}	-240.6	-300.8	178.2
BrO ₃ ⁻ _(aq)	18.60	-67.07	161.71
Br ⁻ _(aq)	-104.0	121.5	82.4
Br _{2 (l)}	0	0	152.2
BrF _{3 (g)}	-229.5	-255.6	292.4
HBr _(g)	-53.43	-36.40	198.6

Cadmio	G°_f	H°_f	S°_f
Cd _(s)	0	0	51.76
CdCl _{2(s)}	-344.0	-391.5	115.3
Cd ²⁺ _(aq)	-77.58	-75.90	73.2
CdO _(s)	-228	-258	54.8
Calcio			
Calcio	G°_f	H°_f	S°_f
Ca _(s)	0	0	41.4
Ca ²⁺ _(aq)	-553.5	-542.8	53.1
CaCl _{2(s)}	-748.1	-795.8	105
CaBr _{2(s)}	-663.6	-682.8	130
CaH _{2(s)}	-147	-186	42
CaO _(s)	-604.0	-635.1	39.75
Ca(OH) _{2(s)}	-898.6	-986.1	83.39
CaSO _{4(s)}	-1322	1434	106.7
Ca _(g)	144.33	178.2	154.77
CaCO _{3(s)}	-1128	-1207	88.70
CaF _{2(s)}	-1167	-1220	68.87
CaI _{2(s)}	-528.9	-533.5	142
Ca(NO ₃) _{2(s)}	-743.2	-938.4	193
CaS _(s)	-477.4	-482.4	56.5
Ca ₂ (PO ₄) _{2(s)}	-3885	-4121	236
CaSiO _{3(s)}	-1549.66	-1634.94	81.92
Carbonio			
Carbonio	G°_f	H°_f	S°_f
C _(g)	671.3	716.7	158.0
C _(grafite)	0	0	5.74
CCl _{4(l)}	-65.27	-135.4	216.2
CO _(g)	-137.2	-110.5	197.6
CO ₃ ²⁻ _(aq)	-527.9	-677.1	56.9
C ₃ O _{2(l)}	-105.0	-117.3	181.1
COS _(g)	-165.6	-138.4	231.5
CS _{2(g)}	67.15	117.36	237.73
CBr _{4(s)}	47.7	18.8	212.5
CH ₃ I _(l)	13.4	-15.5	163.2
HCN _(g)	125	135	201.7
C _(diamante)	2.90	1.90	2.38
CCl _{4(g)}	-60.63	-102.9	309.7

$C_2N_2(g)$	297.2	308.9	242.3
$CO_2(g)$	-394.4	-393.5	213.6
$C_3O_2(g)$	-109.8	-93.72	276.4
$COCl_2(g)$	-206.8	-220.9	283.8
$CS_2(l)$	65.27	89.70	151.3
$CHCl_3(g)$	-70.37	-103.14	295.60
$CF_4(l)$	-879	-925	261.50
$CH_2Cl_2(l)$	-65.90	-92.47	270.12
$HCN(aq)$	119.7	107.1	124.7
Cesio	G_f°	H_f°	S_f°
$Cs(s)$	0	0	85.23
$Cs^+(aq)$	-292.02	-258.28	133.05
$CsCl(s)$	-414.55	-443.04	101.17
CsI	-340.58	-346.60	123.05
$Cs(g)$	49.15	76.06	175.49
$CsF(s)$	-525.5	-553.5	92.80
$CsBr(s)$	-391.41	-405.81	113.05
Cloro	G_f°	H_f°	S_f°
$Cl(g)$	105.7	121.7	165.1
$Cl_2(g)$	0	0	223.0
$ClO_2(g)$	120.3	103	256.8
$HCl(g)$	-95.30	-92.31	186.8
$ClO^-(aq)$	-36.8	-107.1	42
$ClO_3^-(aq)$	-7.95	-103.97	162.3
$HClO(aq)$	-79.9	-120.9	142
$Cl^-(aq)$	-132.3	-167.2	56.5
$ClF_3(g)$	-123.0	-163.2	281.5
$Cl_2O(g)$	97.49	80.33	267.9
$HCl(aq)$	-131.3	-167.2	56.48
$ClO_2^-(aq)$	17.2	-66.5	101.3
$ClO_4^-(aq)$	-8.52	-129.33	182.0
$ClF_3(g)$	-123.0	-163.2	281.5
Cobalto	G_f°	H_f°	S_f°
$Co(s)$	0	0	30.0
$Co^{2+}(aq)$	-54.4	-58.2	-113

CoO _(s)	-214.2	-237.9	52.97
Co(OH) _{2 (s, rosa)}	-454.4	-539.7	79
Co _(g)	380.3	424.7	179.41
Co ³⁺ _(aq)	134	92	-305
CoCl _{2 (s)}	-269.8	-312.5	109.16
Cromo	G°_f	H°_f	S°_f
Cr _(s)	0	0	23.66
Cr ₂ O _{3 (s)}	-1053	-1135	81.17
Cr ₂ O ₇ ²⁻ _(aq)	-1301	-1490	261.9
[Cr(H ₂ O) ₆] ³⁺ _(aq)	-	-1999	-
CrO ₄ ²⁻ _(aq)	-727.8	-881.2	50.21
Elio	G°_f	H°_f	S°_f
He _(g)	0	0	126.0
Ferro	G°_f	H°_f	S°_f
Fe _(s)	0	0	27.28
Fe ²⁺ _(aq)	-78.87	-89.1	-137.7
FeCO _{3 (s)}	-666.7	-740.6	92.88
FeO _(s)	-251.5	-272	60.75
Fe ₃ O _{4 (s)}	-1015	-1118	146
FeS _(s)	-100.4	-100.0	60.29
[Fe(CN) ₆] ⁴⁻ _(aq)	695.1	455.6	95.0
Fe _(g)	370.7	416.3	180.38
Fe ³⁺ _(aq)	-4.6	-48.5	-316
FeCl _{3 (s)}	-334.1	-399.5	142.3
Fe ₂ O _{3 (s)}	-742.2	-824.2	87.40
Fe(OH) _{3 (s)}	-696.6	-823.0	107
[Fe(CN) ₆] ³⁻ _(aq)	729.4	561.9	270.3
Fluoro	G°_f	H°_f	S°_f
F _(g)	61.92	78.99	158.7
F _{2 (g)}	0	0	202.7
HF _(aq)	-296.82	-320.08	88.7
F ⁻ _(aq)	-278.8	-332.6	14
HF _(g)	-273.2	-271.1	173.7
XeF _{4 (s)}	-	-261.5	-

Fosforo	G°_f	H°_f	S°_f
P <i>(alfa bianco)</i>	0	0	41.1
P ₄ (g)	24.5	58.9	279.9
PCl ₅ (g)	-305.0	-374.9	364.5
P ₄ O ₁₀ (s)	-2698	-2984	228.9
H ₃ PO ₄ (aq)	-1142.54	-1288.34	158.2
HPO ₄ ²⁻ (aq)	-1089.15	-1292.14	-33.5
P <i>(rosso)</i>	-12.1	-17.6	22.8
PCl ₃ (g)	-267.8	-287.0	311.7
PH ₃ (g)	13.4	5.4	210.1
H ₃ PO ₄ (s)	-1119.2	-1279.0	110.50
H ₂ PO ₄ ⁻ (aq)	-1130.28	-1296.29	90.4
PO ₄ ³⁻ (aq)	-1019	-1277	222
Gallio			
Gallio	G°_f	H°_f	S°_f
Ga (s)	0	0	40.88
Ga (g)	238.9	277.0	168.95
Germanio			
Germanio	G°_f	H°_f	S°_f
Ge (s)	0	0	31.09
Ge (g)	167.79	376.6	335.9
Kripto			
Kripto	G°_f	H°_f	S°_f
Kr (g)	0	0	1163.97
Idrogeno			
Idrogeno	G°_f	H°_f	S°_f
H (g)	203.3	218.0	114.6
H ₂ (g)	0	0	130.6
H ₂ O (l)	-237.2	-285.8	69.91
H ₂ O ₂ (l)	-120.4	-187.8	110
HI (aq)	0	0	0
H ₂ O (g)	-228.6	-41.8	188.7
H ₂ O ₂ (g)	-105.5	-136.1	232.9
Iodio			
Iodio	G°_f	H°_f	S°_f
I (g)	70.28	106.8	180.7
I ₂ (g)	19.36	62.44	260.6

$I_{3(aq)}$	-51.4	-51.5	239.3
$ICl_{(g)}$	-5.44	17.78	247.4
$HI_{(g)}$	1.72	26.48	206.5
$I^{-}_{(aq)}$	-51.57	-55.19	111.3
$I_{2(s)}$	0	0	116.1
$Ibr_{(g)}$	3.72	40.84	258.7
$ICl_{(l)}$	-13.60	-23.89	135.1
Litio			
	G°_f	H°_f	S°_f
$Li_{(s)}$	0	0	29.12
$Li^{+}_{(aq)}$	-293.31	-278.49	13.4
$LiCl_{(s)}$	-384.4	-408.6	59.33
$LiI_{(s)}$	-270.29	-270.41	86.78
$Li_2O_{(s)}$	-561.20	-597.94	37.57
$LiNO_{3(s)}$	-381.1	-483.1	90.0
$Li_{(g)}$	126.69	159.37	138.66
$LiF_{(s)}$	-587.73	-615.97	35.65
$LiBr_{(s)}$	-342.00	-351.21	74.27
$LiH_{(s)}$	-68.37	-90.54	20.01
$LiOH_{(s)}$	-439.0	-484.9	42.80
Magnesio			
	G°_f	H°_f	S°_f
$Mg_{(s)}$	0	0	32.69
$MgCl_{2(s)}$	-591.8	-641.3	89.62
$MgF_{2(s)}$	-1071	-1124	57.24
$Mg(OH)_{2(s)}$	-833.9	-924.7	63.18
$Mg^{2+}_{(aq)}$	-454.8	-466.9	138
$MgCO_{3(s)}$	-1012	-1096	65.7
$MgO_{(s)}$	-569.4	-601.7	26.94
$MgSO_{4(s)}$	-1171	-1285	91.6
Manganese			
	G°_f	H°_f	S°_f
$Mn_{(s)}$	0	0	32.0
$Mn^{2+}_{(aq)}$	-228	-220.7	73.6
$MnO_{2(s)}$	-465.2	-520.0	53.05
$Mn_{(g)}$	173.59	280.7	238.5
$MnO_{(s)}$	-362.92	-385.22	59.71
$MnO_{4}^{-}_{(aq)}$	-447.3	-541.4	191

Mercurio	G°_f	H°_f	S°_f
Hg _(g)	31.85	61.32	174.9
HgO _(s)	-58.56	-90.83	70.29
Hg ₂ Cl _{2(s)}	-210.78	-265.22	192.5
Hg _(l)	0	0	76.02
HgCl _{2(s)}	-178.6	-224.3	146.0
Neon			
Neon	G°_f	H°_f	S°_f
Ne _(g)	0	0	146.22
Nichel			
Nichel	G°_f	H°_f	S°_f
Ni _(s)	0	0	29.87
Ni ²⁺ _(aq)	-45.6	-54.0	-128.9
Ni _(g)	384.5	429.7	182.08
NiO _(s)	-211.7	-239.7	37.99
Ossigeno			
Ossigeno	G°_f	H°_f	S°_f
O _(g)	231.7	249.2	160.9
O _{3(g)}	163.2	142.7	238.8
OF _{2(g)}	41.8	24.5	247.3
O _{2(g)}	0	0	205.0
OH ⁻ _(aq)	-157.3	-230.0	10.8
Piombo			
Piombo	G°_f	H°_f	S°_f
Pb _(s)	0	0	64.81
PbI _{2(s)}	-173.6	-175.5	174.8
PbSO _{4(s)}	-813.2	-919.9	148.6
PbO _(s, rosso)	-188.95	-218.99	66.5
Pb ²⁺ _(aq)	-24.4	-2	11
PbO _{2(s)}	-217.4	-277	68.6
PbO _(s, giallo)	-187.91	-217.32	68.70
PbS _(s)	-98.7	-100.4	91.2
Platino			
Platino	G°_f	H°_f	S°_f
Pt _(s)	0	0	41.63
PtCl ₆ ²⁻ _(aq)	-482.7	-668.2	219.7
Pt _(g)	520.5	565.3	192.30

Potassio	G_f°	H_f°	S_f°
$K_{(g)}$	60.63	89.24	160.2
$K_{(s)}$	0	0	64.18
$KBr_{(s)}$	-380.7	-393.8	95.90
$KCl_{(s)}$	-409.2	-436.7	82.59
$KClO_{4(s)}$	-303.2	-432.8	151.0
$KI_{(s)}$	-324.9	-327.9	106.3
$KOH_{(s)}$	-379.1	-424.8	78.87
$K_2SO_{4(s)}$	-1321	-1438	175.6
$K_2O_{2(s)}$	-425.1	-494.1	102.1
$K_2CrO_{4(s)}$	-195.8	-1403.7	200.12
$K_{(l)}$	0.26	2.28	71.46
$K^+_{(aq)}$	-283.3	-252.4	102.5
$KCN_{(s)}$	-101.9	-113	128.5
$KClO_{3(s)}$	-296.3	-397.7	143
$KF_{(s)}$	-537.8	-567.3	66.57
$KNO_{3(s)}$	-394.9	-494.6	133.1
$KOH_{(aq)}$	-440.5	-482.4	91.63
$KO_{2(s)}$	-239.4	-284.93	116.7
$KMnO_{4(s)}$	-737.7	-837.2	171.71
$K_2Cr_2O_{7(s)}$	-1881.9	-2061.5	291.2

Rame	G_f°	H_f°	S_f°
$Cu_{(s)}$	0	0	33.15
$Cu^{2+}_{(aq)}$	65.52	64.77	-99.6
$Cu_2O_{(s)}$	-146.0	-168.6	93.14
$CuCl_{(s)}$	-119.88	-137.2	86.2
$Cu(OH)_{2(s)}$	-373	-450.2	108
$CuSO_4 \cdot 5 H_2O_{(s)}$	-1880.1	-2279.6	300.4
$Cu^+_{(aq)}$	49.98	71.67	40.6
$CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$	-893.7	-1051	186
$CuO_{(s)}$	-129.7	-157.3	42.63
$CuCl_2_{(s)}$	-175.7	-220.1	108.07
$CuSO_4_{(s)}$	-661.9	-771.36	109
$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	-111.07	-348.5	273.6

Rubidio	G°_f	H°_f	S°_f
Rb _(s)	0	0	76.8
Rb ⁺ _(aq)	-283.98	-251.17	121.50
RbBr _(s)	-381.79	-394.59	109.96
Rb _(g)	53.09	80.88	169.98
RbCl _(s)	-407.82	-435.35	95.90
RbI	-328.86	-333.80	118.41
Scandio			
Scandio	G°_f	H°_f	S°_f
Sc _(s)	0	0	34.64
Sc ³⁺ _(aq)	-586.6	-614.2	-255
Sc _(g)	336.06	377.8	174.68
Selenio			
Selenio	G°_f	H°_f	S°_f
Se _(s,nero)	0	0	42.44
Se _(g)	187.06	227.07	176.61
Silicio			
Silicio	G°_f	H°_f	S°_f
Si _(s)	0	0	18.8
SiH _{4(g)}	56.9	34	204.5
SiO _{2 (quarzo)}	-856.7	-910.9	41.84
SiC _(s)	-62.8	-65.3	16.61
Si ₂ H _{6(g)}	127	80.3	272.5
SiO _{2 (cristobalite)}	-855.43	-909.48	42.68
Sodio			
Sodio	G°_f	H°_f	S°_f
Na _(g)	76.78	107.3	153.6
Na _(s)	0	0	51.21
Na _{2(g)}	104.0	142.0	230.1
Na ₂ CO _{3(s)}	-1044	-1131	135.0
NaCl _(s)	-384.0	-411.1	72.13
NaClO _{3(s)}	-262.3	-365.8	123
NaF _(s)	-543.5	-573.7	51.46
NaI _(s)	-286.1	-287.8	98.53
NaNO _{3(aq)}	-373.2	-447.4	205.4
Na ₂ O _(s)	-375.48	-414.22	75.06
NaOH _(aq)	-419.2	-469.2	48.1
Na ₂ HPO _{4(s)}	-1608	-1748	150.5

NaHSO ₄ (s)	-992.9	-1125	113
Na ₂ SO ₄ (aq)	-1268	-1390	138.1
Na ₂ S (s)	-349.8	-364.8	83.7
Na (l)	0.50	2.41	57.86
Na ⁺ (aq)	-261.9	-240.1	59.0
NaBr (s)	-349.0	-361.1	86.82
NaHCO ₃ (s)	-851.0	-950.8	102
NaCl (aq)	-393.1	-407.3	115.5
NaClO ₄ (s)	-254.9	-383.3	142.3
NaH (s)	-33.5	-56.27	40.02
NaNO ₃ (s)	-367.1	-467.9	116.5
Na ₂ O ₂ (s)	-447.7	-510.9	94.98
NaOH (s)	-379.5	-425.6	64.48
NaH ₂ PO ₄ (s)	-1386	-1537	127.5
Na ₃ PO ₄ (s)	-1789	-1917	173.8
Na ₂ SO ₄ (s)	-1270	-1387	149.6
Na ₂ SO ₄ • 10 H ₂ O (s)	-3647	-4327	592.0
Na ₂ S ₂ O ₃ (s)	-1028	-1123	155
Stagno			
	G°_f	H°_f	S°_f
Sn (s, bianco)	0	0	51.55
SnCl ₄ (l)	-440.2	-511.3	259
SnO ₂ (s)	-519.7	-580.7	52.3
Sn (s, grigio)	0.1	-2.1	44.14
SnO (s)	-257	-286	56.5
Sn(OH) ₂ (s)	-491.7	-561.1	155
Stronzio			
	G°_f	H°_f	S°_f
Sr (s)	0	0	52.3
Sr ²⁺ (aq)	-559.48	-545.80	-32.6
SrCO ₃ (s)	-1140.1	-1220.0	97.1
Sr (g)	130.9	164.4	164.51
SrCl ₂ (s)	-781.1	-828.9	114.85
Tallio			
	G°_f	H°_f	S°_f
Tl (s)	0	0	64.18
Tl (g)	147.44	182.21	180.85

Titanio	G°_f	H°_f	S°_f
Ti _(s)	0	0	30.6
TiCl _{4(l)}	-737.2	-804.2	252.3
TiCl _{4(g)}	-726.8	-763.2	355
TiO _{2(s)}	-889.5	-944.7	50.33
Tungsteno			
Tungsteno	G°_f	H°_f	S°_f
W _(s)	0	0	32.64
WO _{2(g)}	-533.92	-589.69	50.54
W _(g)	807.1	849.4	173.84
WO _{3(g)}	-764.08	-842.87	75.90
Uranio			
Uranio	G°_f	H°_f	S°_f
U _(s)	0	0	50.21
UF _{6(s)}	-2069	-2197	228
UF _{6(g)}	-2064	-2147	378
UO _{2(s)}	-1032	-1085	77.03
Xeno			
Xeno	G°_f	H°_f	S°_f
Xe _(g)	0	0	169.57
Zinco			
Zinco	G°_f	H°_f	S°_f
Zn _(s)	0	0	41.6
ZnO _(s)	-318.3	-348.3	43.64
ZnCl _{2(s)}	-369.43	-415.05	111.46
[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	-301.9	-533.5	301
Zn ²⁺ _(aq)	-147.1	-153.9	-112
ZnS _(s, sfalerite)	-201.29	-205.98	57.7
ZnSO ₄	871.5	-982.8	110.5
Zolfo			
Zolfo	G°_f	H°_f	S°_f
S _(rombico)	0	0	31.8
S _{8(g)}	49.16	102.3	430.2
SF _{6(g)}	-1105	-1209	291.7
SO _{2(g)}	-300.2	-296.8	248.1
HSO ₃ ⁻ _(aq)	-527.73	-626.22	139.7
SO ₄ ²⁻ _(aq)	-744.6	-909.3	20
SO ₂ Cl _{2(g)}	-320.0	-364.0	311.8

$\text{H}_2\text{S}_{(g)}$	-33.56	-20.63	205.7
$\text{HS}^-_{(aq)}$	12.08	-17.6	62.8
$\text{H}_2\text{SO}_4_{(l)}$	-690.1	-814.0	156.9
$\text{S}_{(s, \text{monoclinic})}$	0.096	0.30	32.6
$\text{S}_2\text{Cl}_2_{(g)}$	-31.8	-18.4	331.5
$\text{SO}_{(g)}$	-19.87	6.26	221.84
$\text{SO}_3_{(g)}$	-371.1	-395.7	256.6
$\text{SO}_3^{2-}_{(aq)}$	-486.5	-635.5	-29
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(aq)}$	-522.5	-648.5	67
$\text{SO}_2\text{Cl}_2_{(l)}$	-314	-394.1	207
$\text{H}_2\text{S}_{(aq)}$	-27.83	-39.7	121
$\text{HSO}_4^{2-}_{(aq)}$	-755.91	-887.34	131.8
$\text{H}_2\text{SO}_4_{(aq)}$	-744.6	-909.3	20.08