

TERMODINAMICA

Processi spontanei

Un **processo spontaneo** è un processo fisico o chimico che ha luogo senza interventi esterni.

Alcuni esempi di processi spontanei sono:

- Passaggio di calore da un corpo caldo ad uno freddo
- Mescolamento di due gas
- Svolgimento di una reazione fortemente esotermica

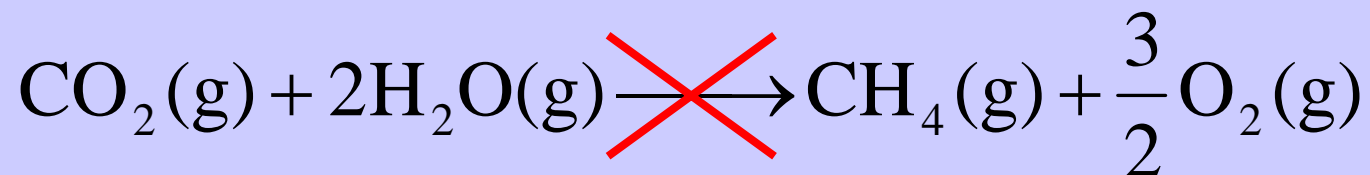
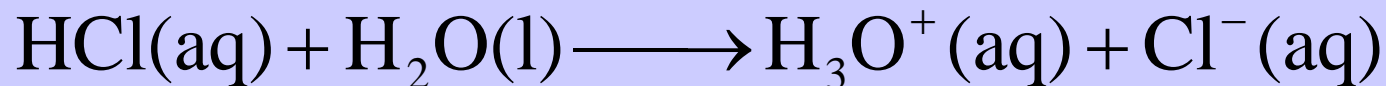
Nella direzione opposta tali processi non sono spontanei.

La tendenza naturale di sistemi meccanici semplici è di andare verso una diminuzione di energia.

In processi più complessi che implicano un enorme numero di particelle (mescolamento di gas, reazioni chimiche) il criterio di spontaneità è più complesso.

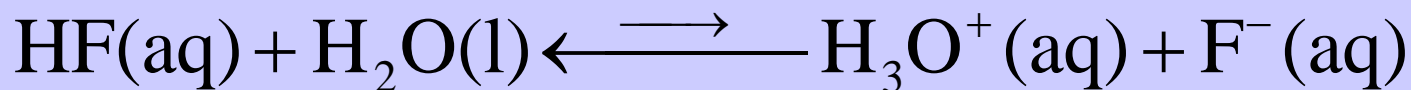
Processi spontanei in chimica

Perché alcune reazioni avvengono mentre altre non avvengono?



Perché alcune reazioni all'equilibrio sono spostate verso i reagenti o verso i prodotti?

È possibile prevedere da che parte sarà spostato un equilibrio?

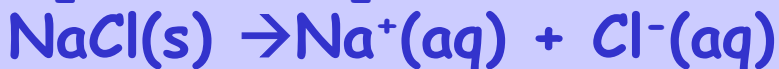


Energia del sistema

Un tempo si pensava che le reazioni spontanee dovessero essere esotermiche ($\Delta H < 0$) ma in realtà si possono osservare come spontanee diverse reazioni endotermiche ($\Delta H > 0$)
Ad esempio sono spontanee reazioni endotermiche quali



$$\Delta H_{\text{fus}} = +6.0 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{\text{sol}} = +6.4 \text{ kJ/mol}$$

o termoneutre quali il mescolamento di due gas

La spontaneità di una reazione (o in generale di un processo complesso) non è determinata univocamente dalla variazione di energia (o entalpia) del solo sistema.

Qualsiasi trasformazione del sistema determinerà una qualche variazione anche dell'ambiente.

Una nuova funzione di stato nota come **entropia** deve essere introdotta e affiancata all'entalpia.

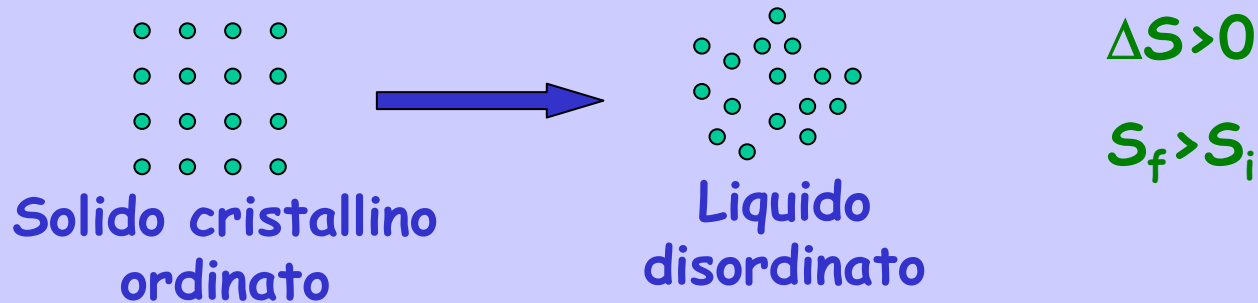
Entropia

L'entropia S è una grandezza termodinamica che misura il grado di disordine (o della casualità) di un sistema.

Tale grandezza è una funzione di stato per cui per un dato processo è possibile definire univocamente una variazione di entropia

$$\Delta S = S_f - S_i$$

La variazione di entropia per alcuni processi è qualitativamente intuitiva: ad esempio per un processo di fusione si deve avere $\Delta S > 0$ poiché il grado di disordine aumenta

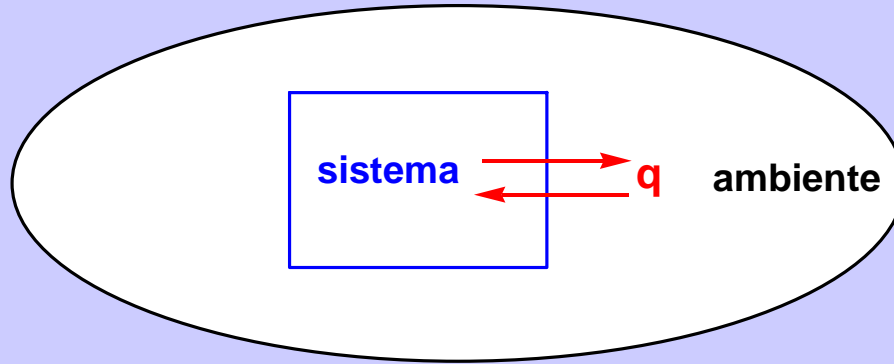


II principio della termodinamica

per un processo spontaneo l'entropia totale di un sistema e del suo ambiente (cioè dell'universo) aumenta.

Si noti la differenza con il primo principio: l'energia totale rimane costante, mentre l'entropia totale aumenta.

È più utile esprimere il secondo principio in modo da riferirsi alle proprietà del sistema considerato più che a quelle di tutto l'universo. A tale scopo prendiamo in esame un sistema in cui ha luogo un dato processo e consideriamo lo scambio di calore tra esso e l'ambiente



Sia q il flusso di calore che entra o esce dal sistema verso l'ambiente: in generale l'entropia accompagna il flusso di calore in quanto tale calore contribuisce a rendere più disordinato il sistema verso cui fluisce.

Se il processo avviene in **condizioni di equilibrio o quasi equilibrio (reversibile)**, si può dimostrare che la variazione di entropia del sistema è data da:

$$\Delta S_{\text{sist}} = \frac{q}{T}$$

Le unità dell'entropia sono **joule/°K**

Se il processo è reversibile (all'equilibrio)

$$\Delta S_{\text{amb}} = \frac{-q}{T}$$

Di modo tale che

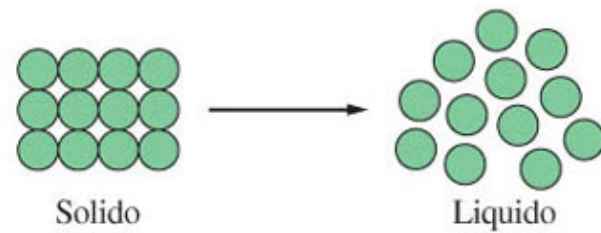
$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sist}} + \Delta S_{\text{amb}} = 0$$

Se il processo è invece spontaneo si deve avere un aumento dell'entropia nel sistema cioè

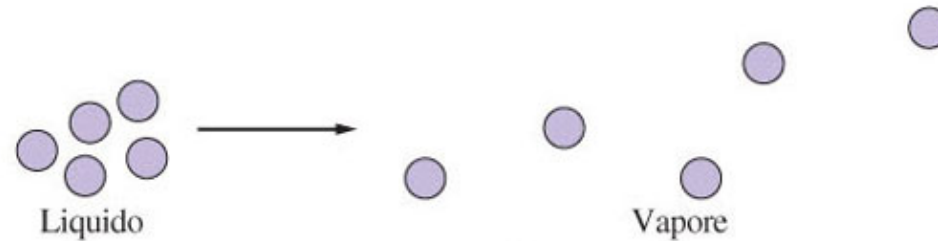
$$\Delta S_{\text{univ}} > 0 \qquad \Delta S_{\text{sist}} > -\Delta S_{\text{amb}}$$

$$\Delta S_{\text{sist}} > \frac{q}{T}$$

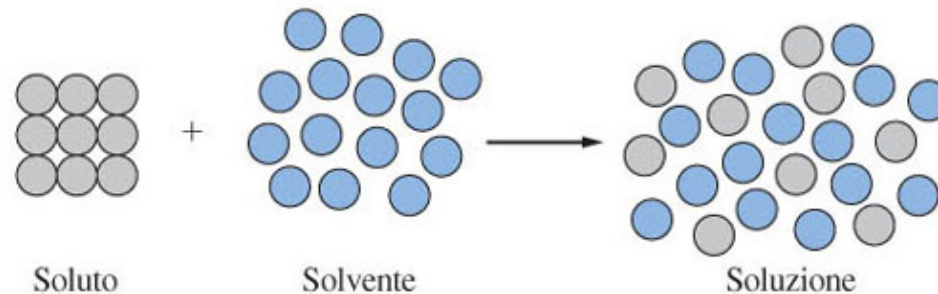
L'ultima equazione può essere considerata come una riformulazione del secondo principio



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



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



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

▲ FIGURA 20-5 Tre processi in cui l'entropia aumenta

Ognuno dei processi indicati – (a) la fusione di un solido, (b) l'evaporazione di un liquido e (c) lo sciogliersi di un soluto – portano ad un aumento di entropia. Per la parte (c) la generalizzazione lavora meglio per soluzioni di nonelettroliti in cui non esistono forze ione-dipolo.

Variazioni di entropia nelle transizioni di fase

Nell'equilibrio tra due fasi lo scambio di calore può avvenire reversibilmente, sono quindi processi quasi all'equilibrio.

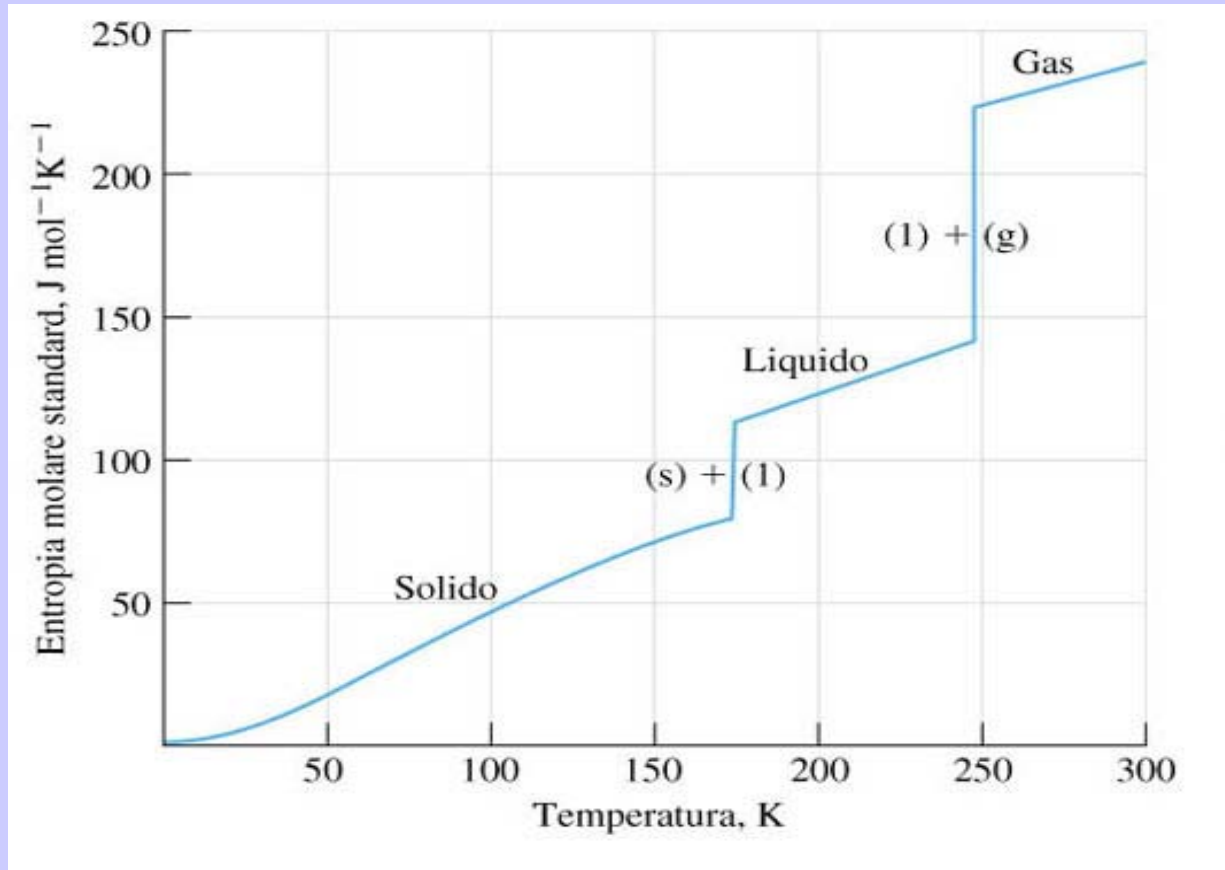
Nel caso di una transizione di fase alla temperatura T_{trans} si ha $q = \Delta H_{\text{trans}}$ e il ΔS è dato da

$$\Delta S = \frac{\Delta H_{\text{trans}}}{T_{\text{trans}}} \quad \text{trans} = \begin{cases} \text{Fusione} \\ \text{Evaporazione} \\ \text{Sublimazione} \end{cases}$$

Per la fusione di una mole di acqua a 0°C , con $\Delta H_{\text{fus}} = 6,0 \text{ kJ}$, si ha:

$$\Delta S = \frac{\Delta H_{\text{fus}}}{T_{\text{fus}}} = \frac{6,0 \text{ kJ}}{273 \text{ K}} = 22 \text{ J/K}$$

La seguente figura mostra come varia l'entropia di una sostanza con la temperatura



III principio della termodinamica

È possibile definire l'entropia assoluta di una sostanza ad una data temperatura facendo uso del terzo principio della termodinamica, il quale afferma che una sostanza "perfettamente cristallina" allo zero assoluto (0 K) ha entropia zero.

Ciò è intuitivamente giustificato dal fatto che una sostanza perfettamente cristallina a 0 K è perfettamente ordinata e non presenta moti termici.

Aumentando la temperatura (cioè fornendo calore) le molecole aumentano non solo la loro energia cinetica ma anche il numero di gradi di libertà (più le particelle sono libere, più tipi diversi di moti potranno compiere).

Si ha quindi un aumento di S che assume valori positivi crescenti con la temperatura.

Per determinare l'entropia assoluta di una sostanza ad una data temperatura T , si scalda lentamente da 0 K a T e per ogni piccola quantità di calore fornito Δq_i si misura l'aumento di temperatura ΔT_i e si utilizza il valor medio della nuova temperatura T_i per calcolare il contributo alla variazione di entropia:

$$\Delta S_i = \frac{\Delta q_i}{T_i}$$

Tenendo conto della definizione di capacità termica (=quantità di calore necessaria per innalzare la temperatura di una mole di sostanza di un grado Celsius)

$$C_{p_i} = \frac{\Delta q_i}{\Delta T_i}$$

$$\Delta q_i = C_{p_i} \Delta T_i$$

Si può scrivere

$$\Delta S_i = \frac{C_{p_i} \Delta T_i}{T_i}$$

L'entropia totale è data dalla somma di tutti questi contributi

$$S = \sum_i \Delta S_i = \sum_i \frac{\Delta C_{p_i} \Delta T_i}{T_i}$$

Tale espressione è essenzialmente il calcolo numerico di un integrale che dà l'espressione formale di S :

$$S = \int_0^T \frac{C_p(T)}{T} dT$$

Inoltre in corrispondenza di una transizione di fase dobbiamo aggiungere il corrispondente contributo $\Delta S_{\text{trans}} = \Delta H_{\text{trans}} / T_{\text{trans}}$

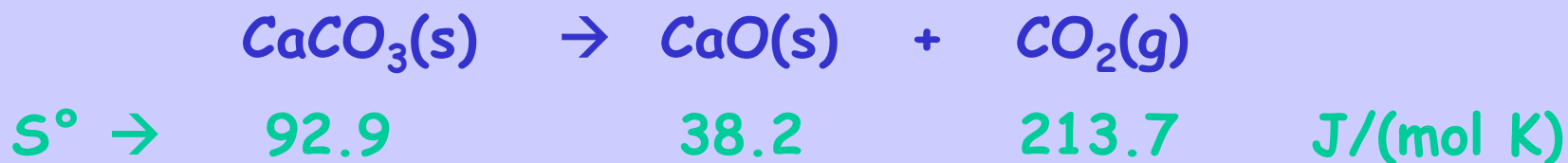
Entropie standard

L'entropia standard di una sostanza S° è il valore dell'entropia della sostanza pura nello stato standard ad una atmosfera ed è in genere riportata a 25°C in opportune tabelle.

Tabelle di questo tipo permettono di calcolare la variazione di entropia standard ΔS° per una data reazione chimica usando la stessa espressione vista per calcolare il ΔH°

$$\Delta S^\circ = \sum_{\text{prodotti}} nS^\circ_{\text{prod}} - \sum_{\text{reagenti}} mS^\circ_{\text{reag}}$$

Ad esempio per la reazione



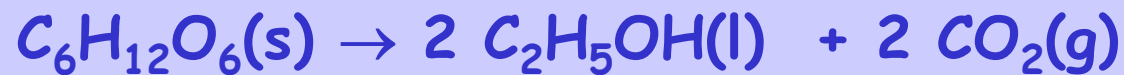
Si ha
$$\begin{aligned} \Delta S^\circ &= S^\circ(\text{CaO}) + S^\circ(\text{CO}_2) - S^\circ(\text{CaCO}_3) = \\ &= 38.2 + 213.7 - 92.9 = +159\text{J/K} \end{aligned}$$

Nell'esempio precedente $\Delta S^\circ > 0$ cioè l'entropia aumenta come prevedibile in base al fatto che da un solido si ottiene un gas che ha un grado di disordine maggiore.

In generale si può affermare che l'entropia aumenta nei seguenti processi:

- 1 - Reazioni in cui una molecola si spezza in due o più molecole più piccole
- 2 - Reazioni in cui aumenta il numero di moli di gas
- 3 - Processi in cui un solido passa a liquido o gas o un liquido passa a gas

Esempi:



ENERGIA LIBERA

L'energia libera è una grandezza termodinamica definita come

$$G = H - TS$$

Poiché H , S e T sono funzioni di stato anche G è funzione di stato e per un dato processo è possibile definire univocamente la variazione ΔG .

La sua utilità deriva dal fatto che essa fornisce un criterio per stabilire la spontaneità di una reazione chimica a T e P costanti (basato sulle caratteristiche della reazione stessa).

In queste condizioni si ha per il ΔG della reazione

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

Dividendo l'equazione del ΔG per T e ricordando che a P costante $\Delta H = q$, si ha:

$$\frac{\Delta G}{T} = \frac{q}{T} - \Delta S < 0 \quad \text{Dal II principio } \Delta S_{\text{sist}} > q/T$$

Poiché T è solo positiva ne segue il seguente **criterio di spontaneità**:

$$\Delta G < 0$$

T, P costanti

Per una reazione a T, P costanti si ha quindi:

$$\Delta G < 0$$

reazione spontanea

$$\Delta G = 0$$

reazione all'equilibrio

$$\Delta G > 0$$

reazione spontanea nel senso inverso

Si noti che ΔG è costituito da due contributi, uno energetico ΔH ed uno entropico $T\Delta S$

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

energetico \nearrow ΔH \nwarrow entropico $T\Delta S$

La reazione è quindi tanto più favorita ($\Delta G < 0$) quanto più essa:

- è esotermica $\Delta H < 0$
- ha una variazione di entropia positiva $\Delta S > 0$

In genere il contributo energetico è più grande di quello entropico e quindi per reazioni medio-fortemente esotermiche o endotermiche il segno di ΔG è determinato da quello di ΔH . Per reazioni con ΔH piccolo il termine entropico $T\Delta S$ può determinare il segno di ΔG : reazioni endotermiche ($\Delta H > 0$) possono avvenire spontaneamente purché

$$\Delta S > 0 \quad e \quad T\Delta S > \Delta H$$

In tali casi il termine entropico diventa più importante all'aumentare della temperatura

Esempi sono:

1 - Processi di fusione (evaporazione e sublimazione) per i quali:

$$\Delta G_{\text{fus}} = \Delta H_{\text{fus}} - T\Delta S_{\text{fus}}$$

con $\Delta H_{\text{fus}} > 0$ e $\Delta S_{\text{fus}} > 0$: all'aumentare di T il contributo entropico $T\Delta S_{\text{fus}}$ aumenta e per $T > T_{\text{fus}}$ si ha $\Delta G_{\text{fus}} < 0$, cioè la fusione è spontanea.

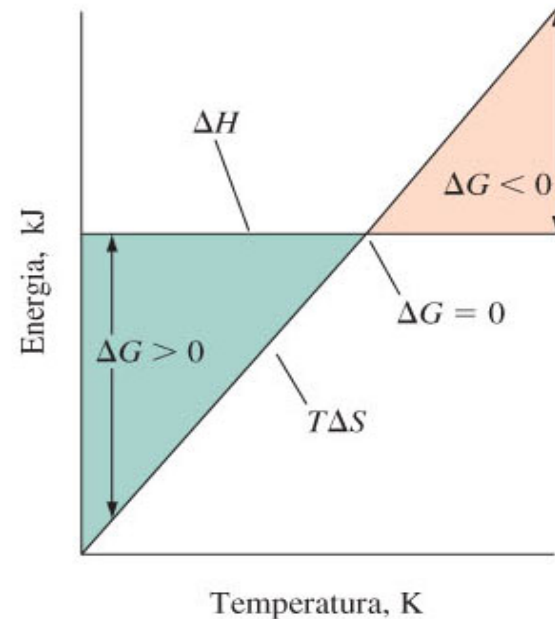
2 - Processi di mescolamento di gas ideali per i quali è $\Delta H=0$ e $\Delta S > 0$ per cui:

$$\Delta G = -T\Delta S < 0$$

a tutte le temperature, cosicché tali processi sono sempre spontanei.

Variazione di energia libera in funzione della temperatura

Il valore di ΔG è dato dalla distanza tra le due linee; ovvero $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$. Nella figura sia ΔH che ΔS sono positive a tutte le temperature. Se ΔH è maggiore di $T \Delta S$, $\Delta G > 0$ e la reazione è *non spontanea*. Se ΔH è minore di $T \Delta S$, $\Delta G < 0$ e la reazione è *spontanea*. Si ha equilibrio, $\Delta G = 0$, alla temperatura alla quale le due linee si intersecano. Qui si assume che ΔH e ΔS siano essenzialmente indipendenti dalla temperatura.



Tenendo presente che $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$ è facile vedere che la spontaneità di una reazione dipende dai segni di ΔH e ΔS :

$$\Delta H < 0 \quad \Delta S > 0$$

sempre spontanea

$$\Delta H < 0 \quad \Delta S < 0$$

{ spontanea se $T \Delta S < \Delta H$
spontanea se $T \Delta S > \Delta H$

$$\Delta H > 0 \quad \Delta S > 0$$

{ spontanea se $T \Delta S < \Delta H$
spontanea se $T \Delta S > \Delta H$

$$\Delta H > 0 \quad \Delta S < 0$$

mai spontanea

Energia libera standard ed energia libera di formazione

La variazione di energia libera standard di una reazione, ΔG° , può essere immediatamente espressa in termini delle variazioni di entalpia ed entropia standard ΔH° e ΔS° :

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

In genere si fa riferimento alla temperatura di 25°C (298K) anche se il ΔG° può essere calcolato a qualsiasi temperatura T.

Ricordiamo che:

$$\Delta H^\circ = \sum_{\text{prodotti}} n\Delta H_{f\text{ prod}}^\circ - \sum_{\text{reagenti}} m\Delta H_{f\text{ reag}}^\circ$$

$$\Delta S^\circ = \sum_{\text{prodotti}} nS_{\text{prod}}^\circ - \sum_{\text{reagenti}} mS_{\text{reag}}^\circ$$

Per ogni sostanza si può definire una energia libera standard di formazione, ΔG°_f , come:

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

Dove ΔG°_f , ΔH°_f e ΔS°_f sono tutti riferiti alla reazione di formazione di 1 mole di composto a 25 °C e 1 atm.

Come nel caso delle entalpie standard di formazione, l'energia libera standard di formazione di un elemento è posta pari a zero.

I valori di ΔG_f° a 25°C (298K) per le principali sostanze sono riportati in opportune tabelle e permettono immediatamente di calcolare il ΔG° di una qualsiasi reazione:

$$\Delta G^\circ = \sum_{\text{prodotti}} n \Delta G_f^\circ - \sum_{\text{reagenti}} m \Delta G_f^\circ$$

Esempio - Calcolare l'energia libera della reazione:



$$\Delta G_f^\circ \quad -16 \quad \quad -394,4 \quad \quad +138,8 \quad \quad -237,2 \quad \quad \text{kJ/mol}$$

Applicando l'espressione sopra si ha:

$$\Delta G_f^\circ = [+138,8 - 237,2] - [-16 \times 2 - 394,4] = -13,6 \text{ kJ/mol}$$

Il ΔG° di una reazione dà il criterio di spontaneità per la reazione tra reagenti e prodotti nei loro stati standard:

$$\Delta G^\circ < 0 \quad T, P \text{ costanti - reag. e prod. in stati standard}$$

Se ci si trova in condizioni non standard è necessario utilizzare il ΔG appropriato che può differire dal ΔG° e può essere difficile da calcolare. Tuttavia la variazione di ΔG° può essere utilizzato per dare delle utili indicazioni qualitative sulla spontaneità di una reazione:

1- Se ΔG° è grande e negativo ($\Delta G^\circ < -10 \text{ kJ/mol} \rightarrow G^\circ_{\text{prod}} \ll G^\circ_{\text{reag}}$) la reazione è spontanea nel verso in cui è scritta e procede fino a quando i reagenti si sono trasformati quasi interamente nei prodotti

2- Se ΔG° è grande e positivo ($\Delta G^\circ > 10 \text{ kJ/mol} \rightarrow G^\circ_{\text{prod}} \gg G^\circ_{\text{reag}}$) la reazione non è spontanea nel verso in cui è scritta e i reagenti restano praticamente inalterati

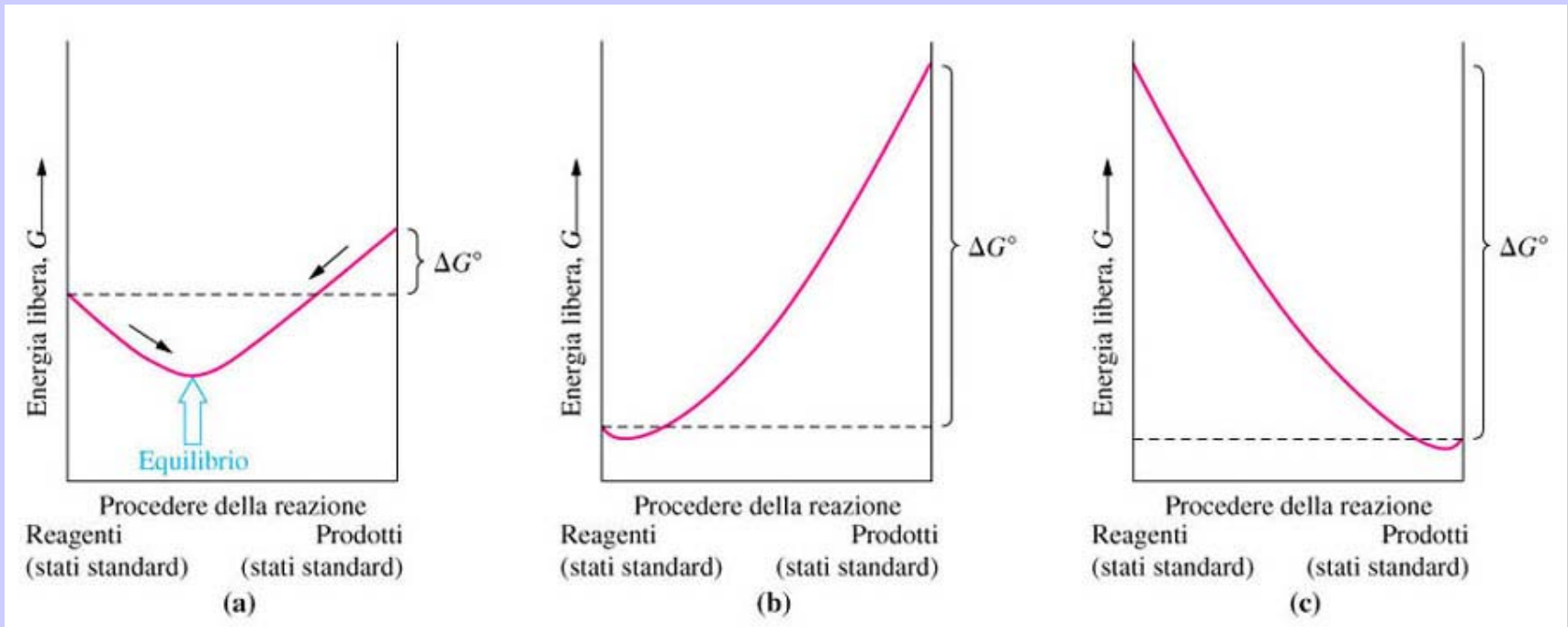
3- Se ΔG° è piccolo in valore assoluto ($-10 \text{ kJ/mol} < \Delta G^\circ < 10 \text{ kJ/mol} \rightarrow G^\circ_{\text{prod}} \approx G^\circ_{\text{reag}}$) la reazione dà una miscela di equilibrio con quantità apprezzabili sia dei reagenti che dei prodotti

Variazione di G durante una reazione

Le tre conclusioni precedenti possono essere analizzate considerando che il valore assoluto di G varia nel corso di una reazione:

La reazione procede fino a che G assume un valore di minimo e in particolare:

$$G_{\text{minimo}} = G_{\text{reagenti}} = G_{\text{prodotti}} \rightarrow \Delta G = 0$$



$$-10 < \Delta G^\circ < 10 \text{ kJ}$$

$$\Delta G^\circ > 10 \text{ kJ}$$

$$\Delta G^\circ < -10 \text{ kJ}$$

Energia libera e costante di equilibrio

Definiamo innanzitutto costante di equilibrio termodinamica K come la costante di equilibrio in cui le concentrazioni dei gas sono espresse in pressioni parziali e quelle dei soluti in concentrazioni molari.

A rigore per una reazione generale del tipo:



K è definita come:

$$K = \frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b}$$

Cioè in termini delle cosiddette attività a_A , a_B , a_C e a_D che, per gas a pressioni basse e soluzioni diluite, sono date da:

$a_A = P_A / P_A^\circ$ valore numerico di P_A ma adimensionale poiché
 $P_A^\circ = 1 \text{ atm}$ **A gassoso**

$a_A = [A] / [A]^\circ$ valore numerico di P_A ma adimensionale poiché
 $[A]^\circ = 1 \text{ M}$ **A in soluzione**

Se tutti i reagenti ed i prodotti di una reazione sono gassosi K coincide con K_p mentre se sono tutti in soluzione K coincide con K_c .

Ad esempio per la reazione



K è definita come:

$$K = \frac{[\text{NH}_2\text{CONH}_2]}{P_{\text{NH}_3}^2 P_{\text{CO}_2}}$$

Per l'equilibrio di solubilità:



K coincide con la K_{ps} :

$$K = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$

È possibile dimostrare che per una data reazione la variazione di energia libera in condizioni non standard ΔG è legata alla variazione in condizioni standard ΔG° (facilmente calcolabile dalle tabelle termodinamiche) dalla relazione:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

in cui Q è il quoziente di reazione in forma termodinamica, cioè stessa forma di K ma concentrazioni non all'equilibrio. Da tale equazione si può ricavare immediatamente una relazione fra ΔG° e la costante termodinamica K . Infatti all'equilibrio deve aversi $\Delta G=0$ e quindi:

$$0 = \Delta G^\circ + RT \ln K$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \qquad \Delta G^\circ = -2,303RT \log K$$

Tale relazione può essere esplicitata rispetto a K :

$$K = e^{-\Delta G^\circ / RT} \qquad K = e^{-\Delta G^\circ / 2,303RT}$$

Esempio - Calcolare l'energia libera della reazione:



$$\Delta G_f^\circ \quad -16 \quad -394,4 \quad +138,8 \quad -237,2 \quad \text{kJ/mol}$$

Abbiamo già calcolato prima il ΔG_f° per il ne sopra si ha:

$$\Delta G_f^\circ = [+138,8 - 237,2] - [-16 \times 2 - 394,4] = -13,6 \text{ kJ/mol}$$

La costante di equilibrio sarà data da:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$\begin{aligned} K &= e^{-\Delta G^\circ / RT} = e^{-(-13,6 \times 10^3 \text{ J/mol}) / 8,31 \text{ J/(mol K)} \times 298 \text{ K}} \\ &= e^{+5,49} = 2,4 \times 10^2 \end{aligned}$$

Variazione dell'energia libera con la temperatura

E' possibile calcolare la variazione di ΔG° (e quindi di K) con la temperatura assumendo che ΔH° e ΔS° siano costanti con la temperatura, cosa approssimativamente vera.

Si ha infatti

$$\Delta G^\circ(T) = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

in cui ΔH° e ΔS° sono i valori a 25°C ottenibili dalle tabelle e T è la temperatura alla quale si vuole calcolare ΔG° .

Da ΔG° si può poi calcolare la costante K a quella temperatura T usando l'equazione

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K$$

Si noti che la temperatura desiderata è esplicitamente usata nelle equazioni per ΔG° e per K mentre per ΔH° e ΔS° si usano di necessità i valori tabulati a 25°C assunti non variare con la temperatura. Si noti poi che le condizioni termodinamiche standard non implicano la temperatura di 25°C anche se spesso i valori standard sono riportati a questa temperatura.

Esempio: Dai dati sotto per la seguente reazione (a) calcolare il ΔG° e K a 1000°C (b) dire se la reazione è spontanea a 1000°C e $P_{\text{CO}_2}=3,0 \text{ atm}$



ΔH_f°	-1206,9	-635,1	-395,5	kJ
S°	92,9	38,2	213,7	J/K

Calcoliamo prima ΔH° e ΔS° (a 25°C) come:

$$\Delta H^\circ = [-635,1 - 395,5] - [-1206,9] = +178,3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta S^\circ = [38,2 + 213,7] - [92,9] = +159,0 \text{ J/molK}$$

Il ΔG° a 1000°C (1273 K) è dato da:

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 178,3 \text{ kJ/mol} - 1273 \text{ K} \times (159,0 \times 10^{-3} \text{ kJ/Kmol}) = \\ &= 178,3 \text{ kJ/mol} - 202,4 \text{ kJ/mol} = -24,1 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

Si noti che $\Delta H^\circ > 0$ ma $\Delta G^\circ < 0$ a causa del fattore entropico

La costante a 1273 K è data da:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$K = e^{-\Delta G^\circ / RT} = e^{-(-24,1 \times 10^3 \text{ J/mol}) / 8,31 \text{ J/(mol K)} \times 1273 \text{ K}}$$
$$= e^{+2,28} = 9,75$$

Per la seconda domanda deve calcolare ΔG da ΔG° con:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

notando che $Q = P_{\text{CO}_2} = 3,0$

$$\Delta G = -24,1 \times 10^{-3} \text{ kJ/mol} - 8,31 \text{ J/(Kmol)} \times 1273 \text{ K} \times \log(3,0) =$$
$$= -12500 \text{ J/mol} = -12,5 \text{ kJ/mol}$$

Poiché $\Delta G < 0$ la reazione è spontanea.

Alternativamente si può notare che poiché $Q = P_{\text{CO}_2} = 3,0$ è minore di $K = 9,75$ la reazione è spostata verso destra e quindi spontanea.

Variazione di K con la temperatura

La dipendenza di K da T è a volte espressa direttamente dall'equazione di Van't Hoff originariamente ricavata empiricamente:

$$\ln K = -\frac{\Delta H^{\circ}}{RT} + A \quad A \text{ costante}$$

Questa equazione può essere facilmente ricavata dalla relazione tra ΔG° e $\ln K$ e dalla dipendenza di ΔG° da T:

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K$$

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$

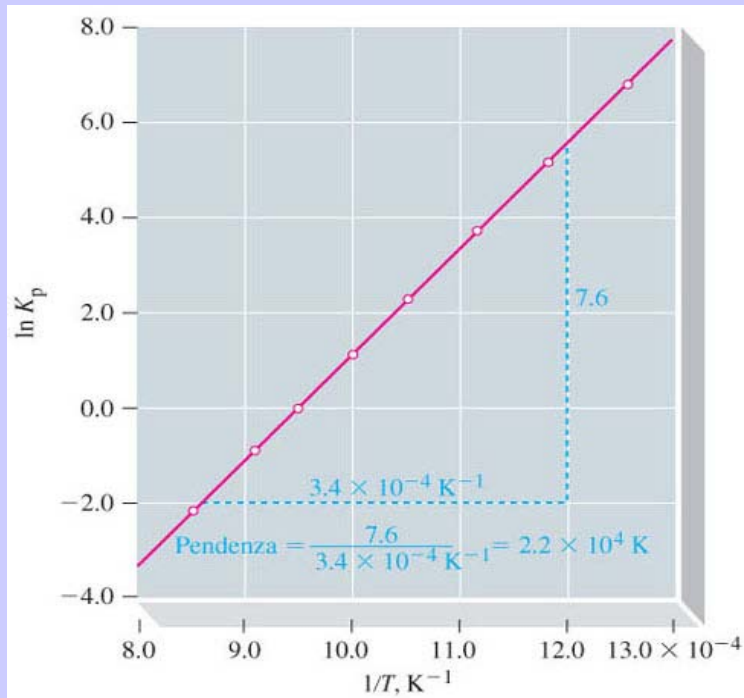
che implicano:

$$\Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ} = -RT \ln K$$

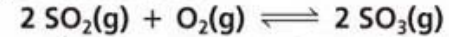
da cui:

$$\ln K = -\frac{\Delta H^{\circ}}{RT} + \frac{\Delta S^{\circ}}{R}$$

Che permette di identificare la costante A con $\Delta S^{\circ}/R$



Dipendenza dalla temperatura della costante di equilibrio K_p per la reazione



Questo grafico può essere usato per trovare l'entalpia di reazione, ΔH°

$$\text{pendenza} = -\Delta H^\circ / R = 2.2 \times 10^4 \text{ K}$$

$$\Delta H^\circ = -8.3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 2.2 \times 10^4 \text{ K}$$

$$= -1.8 \times 10^5 \text{ J mol}^{-1}$$

$$= -1.8 \times 10^2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

L'equazione di Van't Hoff è usualmente applicata in forma relativa a due diverse temperature T_1 e T_2 alle quali la costante assume i valori K_1 e K_2 , rispettivamente:

$$\log K_1 = -\frac{\Delta H^\circ}{RT_1} \quad \log K_2 = -\frac{\Delta H^\circ}{RT_2}$$

Sottraendo membro a membro si ha:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Tale equazione contiene cinque variabili: note quattro di esse si può calcolare la quinta.

Problema - Per la seguente reazione



La costante di equilibrio è $K=0,64$ a 700°C . Calcolare K a 1000°C sapendo che $\Delta H^\circ=34,6$ kJ/mol

$$K_1=0,64$$

$$T_1= 973 \text{ K}$$

$$K_2=?$$

$$T_2= 1273 \text{ K}$$

$$\Delta H^\circ=34,6 \text{ kJ/mol}$$

$$\ln \frac{K_2}{0,64} = \frac{34,6 \times 10^3 \text{ J/mol}}{8,31 \text{ J/(K mol)}} \left(\frac{1}{973 \text{ K}} - \frac{1}{1273 \text{ K}} \right)$$

$$\ln \frac{K_2}{0,64} = 0,907$$

$$K_2 = 0,64 \times e^{0,907} = 1,75$$