

Entropia

In queste pagine viene illustrato il concetto di entropia (ΔS) come rapporto della variazione della quantità di calore (ΔQ) che interessa il sistema ad una temperatura T costante, sapendo che $\Delta S = \Delta Q/T$.

1° esempio

Se si ha una sostanza in fase liquida (per esempio ferro fuso) e questa si raffredda, prima o poi si ottiene la fase solida in tutto il corpo materiale considerato.

E' da notare che **il ferro fuso, messo nell'ambiente, solidifica «spontaneamente»**.

T_{sol} è la temperatura di solidificazione (per il ferro è di 1535 °C) che rimane costante durante il cambiamento di stato, mentre viene disperso il calore latente di solidificazione ΔQ .

Nel nostro caso $\Delta Q < 0$, perché il calore è ceduto dal «sistema ferro fuso» all'ambiente.

Definiamo:

ΔH come variazione totale di entalpia disponibile;

$\Delta Q = T * \Delta S$ l'entalpia dispersa come calore latente di solidificazione.

Rimane, all'inizio della fase solida (ora tutto il corpo materiale è allo stato solido), la sola energia libera $\Delta G = \Delta H - T * \Delta S$ che serve per riordinare i legami metallici tra gli atomi di ferro, fino a che il corpo materiale arriverà a trovarsi in equilibrio termico, nel momento in cui $T_{\text{ferro}} = T_{\text{ambiente}}$.

2° esempio

Acqua liquida che solidifica in ghiaccio, per esempio fino a -10°C .

E' da notare che **l'acqua liquida, messa nell'ambiente, non solidifica «spontaneamente»**, se non a temperature $t < 0 \text{C}$ (cioè per $T < 273,16 \text{K}$).

Nelle trasformazioni di stato fisico non vengono interessati più di tanto i legami intramolecolari O–H (covalenti polarizzati, comunque molto forti) delle molecole dell'acqua.

Vengono invece interessati, in modo molto più marcato, i deboli legami idrogeno intermolecolari (tra due o più molecole d'acqua).

La diminuzione di entropia, passando da S_1 a S_2 , si esprime con la liberazione del calore latente di solidificazione (fenomeno che magari può essere accelerato con l'uso di una macchina frigorifera) da parte del «sistema acqua».

Diminuisce quindi lo stato energetico dei legami idrogeno intermolecolari e, solo quando tutti questi sono nel minimo stato di energia potenziale, si può dire di avere «acqua solida», cioè *ghiaccio*.

Quest'ultimo si organizza allora secondo le regole di geometria solida per ottenere quelli che noi definiamo «cristalli di ghiaccio».