

Sintesi - Capitolo 14

Sistemi a un solo componente puro

Regola delle fasi

Per definire lo stato di un sistema risulta importante sapere se, in determinate condizioni di pressione e temperatura, esso sia **omogeneo** oppure **eterogeneo**, cioè costituito da una o più **fasi**, regioni caratterizzate in ogni proprio punto dalle medesime proprietà chimiche e fisiche e separate dalle altre tramite contorni precisi.

Occorre dunque conoscere T , P e la concentrazione di ogni componente in ciascuna fase. Molte di queste variabili sono collegate tra loro da relazioni matematiche ($PV = nRT$, $x_1 + x_2 + \dots + x_n = 1$ ecc.).

Il numero minimo di grandezze, detto **varianza** (v) o **grado di libertà**, che devono essere note per descrivere univocamente lo stato di un sistema viene dato dalla *regola delle fasi*, dedotta da Josiah Gibbs:

$$v = c + 2 - f$$

dove 2 rappresenta P e T , mentre c e f sono rispettivamente il numero dei componenti indipendenti e il numero delle fasi presenti.

Non risulta sempre immediato dedurre il giusto valore di c e di f : per esempio, nella reazione $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(g)} + \text{HCl}_{(g)}$ si ha un solo componente indipendente.

Diagrammi di fase dell'acqua e dell'anidride carbonica

In figura sono riportati i diagrammi di stato di due sostanze pure (acqua e anidride carbonica), che riassumono graficamente quanto occorre sapere su questi due semplici sistemi.

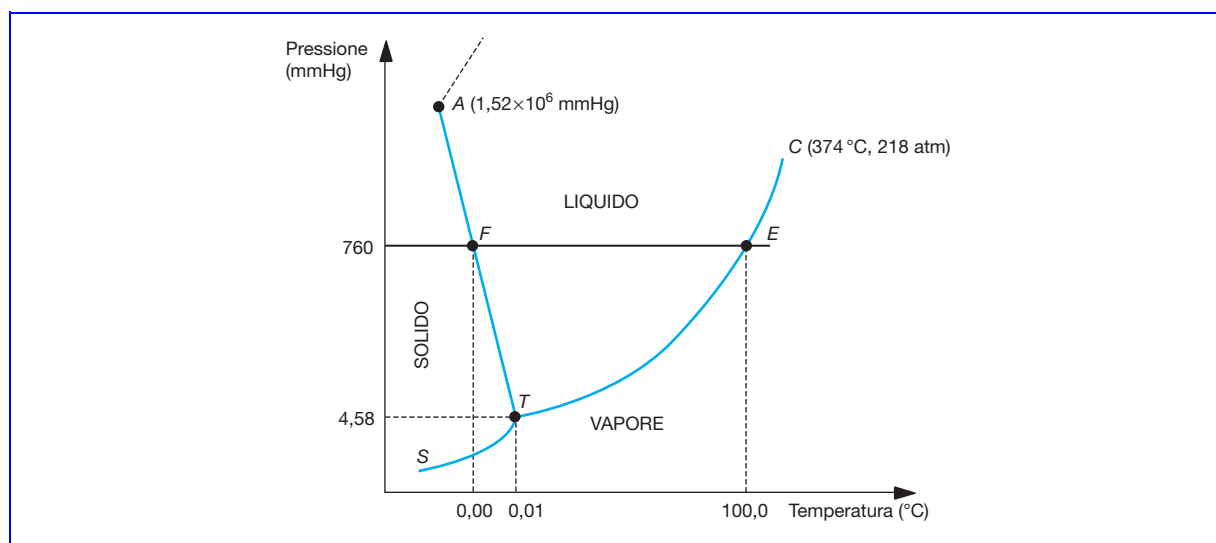


Figura 14.1 Diagramma di fase dell'acqua (non in scala).

Si noti la presenza in entrambi di un **punto triplo** (T), nel quale coesistono in equilibrio tutte e tre le fasi e la varianza è pari a zero.

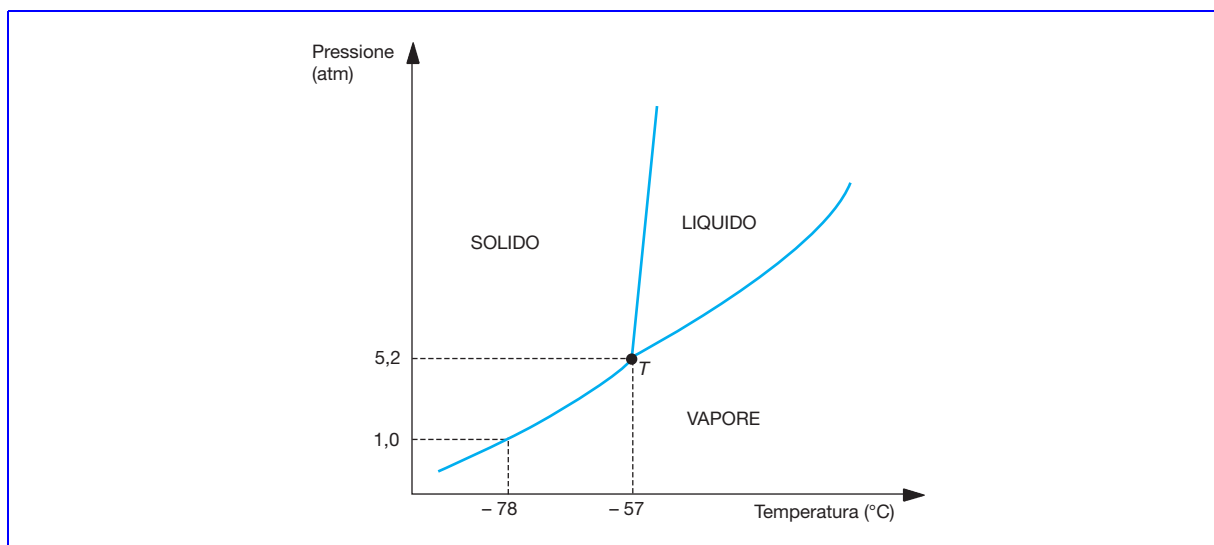


Figura 14.2 Diagramma di fase dell'anidride carbonica.

Si noti anche la diversa pendenza delle linee che separano il liquido dal solido: la pendenza negativa della linea nel diagramma relativo all'acqua è dovuta al fatto che il congelamento comporta in questo caso una dilatazione; al contrario di ciò che avviene per quasi tutte le altre sostanze (si ricordi anche l'equazione di Clapeyron, esaminata nel capitolo 7).