PASSAGGI DI STATO (termodinamica)

- FUSIONE DI METALLO
- DISTILLAZIONE
- PRODUZIONE VAPORE-ACQUA

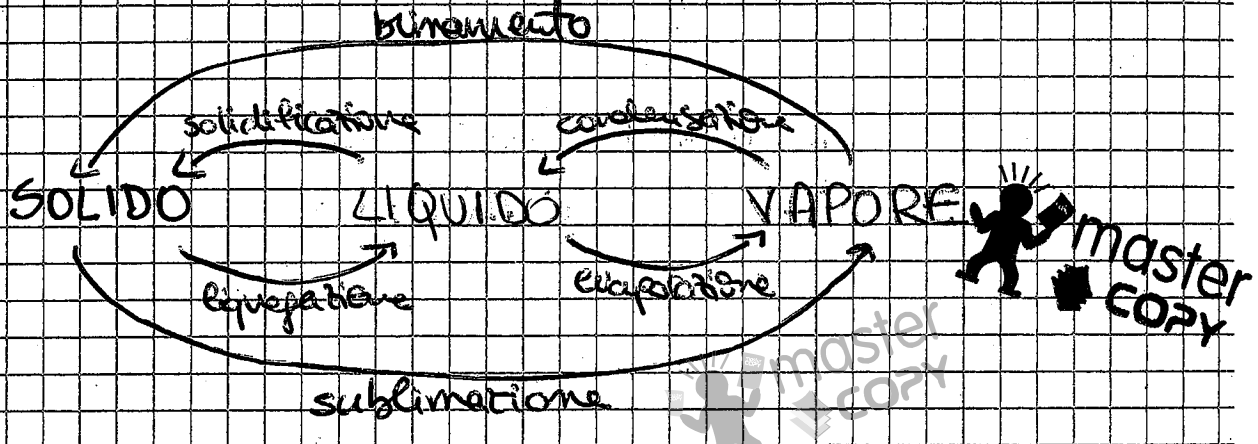
EQUILIBRI DI FASE

> Stati di aggregazione della materia → dipendenti dalle energie di legame fra le molecole

dipendono da:

- TEMPERATURA
- PRESSIONE
- COMPOSIZIONE (nel caso di miscele)

Al variare di questi parametri, si possono avere PASSAGGI DI STATO (= CAMBIAMENTI DI FASE)



> equazione di Clapeyron → lega le proprietà di 2 fasi d'equilibrio

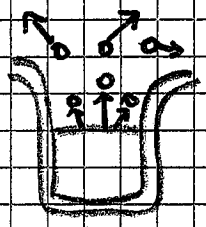
$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta h}{T \Delta v}$$

Δh = entalpia latente (J/mol)

Δv = variazione volume molare associata al passaggio di stato

> equilibrio LIQUIDO-VAPORE

Le molecole di LIQUIDO possiedono un'energia cinetica. Alcune molecole che raggiungono la superficie possono vincere le FORZE ATTRATTIVE e lasciare il liquido passando allo STATO GASSOSO. => EVAPORAZIONE

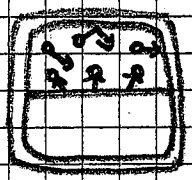


recipiente aperto

IL LIQUIDO EVAPORA

recipiente chiuso

EQUILIBRIO DINAMICO



n° molecole che evaporano = n° molecole che condensano

prop macroscopica del liquido

IL VAPORE SI DICE SATURO

e misura la tensione di vapore del liquido, la pressione che esercita il vapore sul liquido

Parte del liquido evapora e dopo un certo tempo si crea un EQUILIBRIO DINAMICO

Nella transizione liquido-vapore: $\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta h}{T \Delta v}$

$v_{e/v} = v_{vap.} - \underbrace{v_{liq.}}_{\text{L, trascurabile}} \cong v_{vap.} = \frac{RT}{P}$ → LA FASE VAPORE SI COMPORTA COME UN GAS PERFETTO

Allora $\Delta h = \frac{dP}{dT} \frac{RT^2}{P}$ T in K



> equazione di Antoine (EVAPORAZIONE)

→ legge Termodinamica che lega LE PROPRIETÀ DI FASI DIVERSE

→ È un'EQUAZIONE DI EQUILIBRIO che si ricava empiricamente

$$\ln P = A - \frac{B}{C+T}$$

A, B, C costanti di Antoine

T in °C

P in kPa

> regola delle fasi di GIBBS

L'equilibrio tra i diversi stati di aggregazione (FASI) si può definire con delle variabili termodinamiche (PARAMETRI INTENSIVI). Essi si possono variare senza cambiare il n° di fasi del sistema.

n° fasi sistema → grado di libertà = varianza V

$$V = C - f + n$$

- C = n° di componenti indipendenti (specie chimiche presenti nel sistema)
- f = n° di fasi (FASE = porzione di spazio del sistema delimitato da superfici che racchiudono un volume in cui si ha costanza delle caratteristiche fisiche e chimiche)
- n = n° di fattori fisici attivi es. T, P

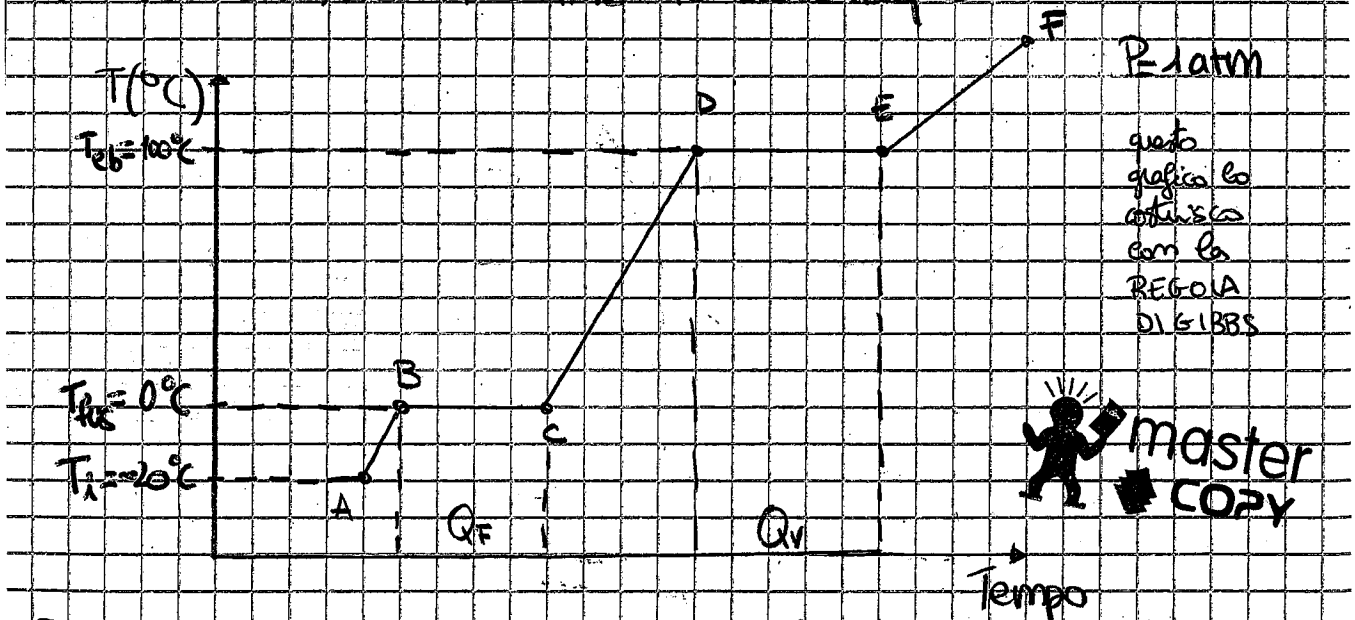
V → 2 si possono variare T e P senza che vari la fase

→ 1 NON si possono variare T e P senza che vari la fase

> diagrammi di stato → grafici caratteristici di ogni sostanza che descrivono le RELAZIONI tra i vari stati di aggregazione di una determinata sostanza in funzione di P, T e composizione della sostanza.

CURVE
- di riscaldamento: fornendo o prelevando calore a pressione costante
- di raffreddamento

CURVA DI RISCALDAMENTO dell'acqua



(A) a -20°C l'acqua è allo stato solido di ghiaccio

(B) a 0°C il ghiaccio si fonde (cioè inizia il PROCESSO DI FUSIONE) $\lambda_F = \frac{Q_E}{m}$ [kJ/kg] CALORE LATENTE DI FUSIONE

(C) L'aggiunta di calore dell'acqua provoca un innalzamento di temperatura dell'acqua fino a raggiungere 100°C

(D) a 100°C inizia il PROCESSO DI EBOLLIZIONE

$\lambda_E = \frac{Q_E}{m}$ [kJ/kg] CALORE LATENTE DI EVAPORIZZAZIONE

(E) L'aggiunta di calore provoca un aumento di temperatura del vapore

Varianza nei vari punti ($V = c - f + n$) → Regola di Gibbs

(A) $V = 1 - 0 + 2 = 2$ fase solida

(B) $V = 1 - 2 + 2 = 1$ fase solida-liquida ×

(C) $V = 1 - 0 + 2 = 2$ fase liquida

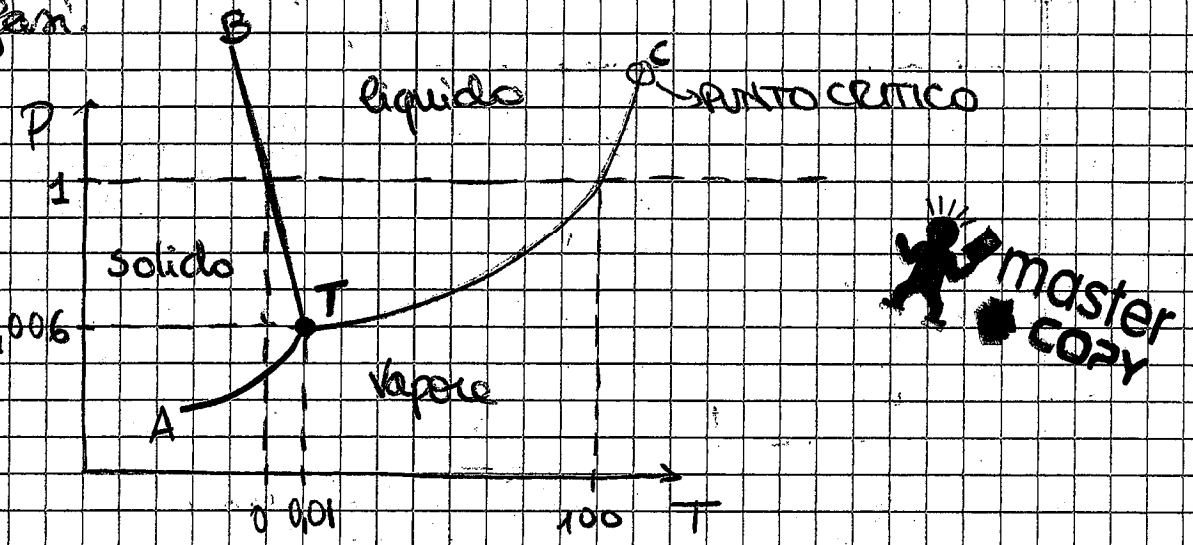
(D) $V = 1 - 2 + 2 = 1$ fase liquida-gassosa ×

(E) $V = 1 - 0 + 2 = 2$ fase gassosa

→ la temperatura non può variare finché non scompaia una delle 2 fasi

DIAGRAMMA DI STATO dell'acqua

Nel caso dell'acqua, in funzione di P e T possono esserci 3 fasi.



AT → solido-vapore BT → solido-liquido TC → liquido-vapore

T = punto triplo in cui si ha la contemporanea COESISTENZA DELLE 3 FASI

BT → PENDENZA NEGATIVA → T° fusione del ghiaccio diminuisce all'aumentare di P

↓

perché $\lambda_f > 0$ e il ghiaccio ha minore densità dell'acqua

Se considero un punto esterno in A, B o V ottengo:

$c = 1$ $f = 1$ $n = 2$ $V = 1 - 1 + 2 = 2$ → SISTEMA BIVARIANTE