...

14.4.3 LEGGE DI DALTON

La pressione di una miscela di gas è pari alla somma delle pressioni parziali.

$$PV = N K_B T \rightarrow P = \frac{N K_B T}{V} = \frac{(n_1 + n_2 + \dots) K_B T}{V} = \frac{n_1 K_B T}{V} + \frac{n_2 K_B T}{V} + \dots = P_1 + P_2 + \dots$$

14.5 GAS REALE

Per studiare un gas reale possiamo usare:

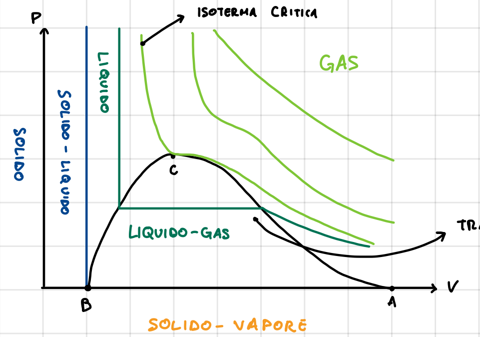
1) lo SVILUPPO DEL VIRIALE: aggiungere a $\frac{PV}{NRT} = 1$ dei coefficienti correttivi di grado superiore $\left[\text{es: } \frac{PV}{NRT} = 1 + bP + cP^2 \right]$

2) le EQUAZIONI DI VAN DER WALLS:

$$\left(P + a\frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

dove a e b sono coefficienti dipendenti dall'interazione tra le varie molecole di gas.

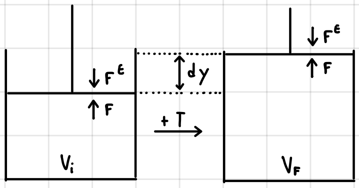
14.6 STUDIO DEGLI STADI DELLA MATERIA



B = PUNTO TRIPLO

14.7 LAVORO TERMODINAMICO

Consideriamo un cilindro con pistone riempito di gas. Partiamo dall'equilibrio e riscaldiamo finché raggiungiamo di nuovo l'equilibrio. Studiamo il lavoro:



$$\Delta E_c = L \rightarrow L = 0 \Rightarrow \delta L + \vec{F}^E d\vec{r} = 0$$

$$\delta L = -\vec{F}^E d\vec{r} = -P^E A\, dy \xrightarrow[P^E = -P]{\text{QUASISTATICA}} \delta L = PA\, dy = P dV$$

Considerando una superficie generica invece otteniamo: $dL_i = P\, dA_i\, dh_i \rightarrow L = P \sum dA_i dh_i = PV$

Possiamo quindi affermare che:

$$L = \int_{V_i}^{V_F} P\, dV$$

Questa relazione spiega perché si usano i grafici V-P per rappresentare le trasformazioni. La convenzione di segni dice che se $\Delta V > 0$, allora $L > 0$. Viceversa, se $\Delta V < 0$, $L < 0$.

Studiamo i lavori delle varie trasformazioni:

- ISOBARA: $L = P\int_{V_i}^{V_F} dV = P(V_F - V_i)$
- ISOCORA: $L = \int_{V_i}^{V_F} P\, dV = 0$
- ISOTERMA: $L = \int_{V_i}^{V_F} P\, dV = \int_{V_i}^{V_F} \frac{nRT}{V} dV = nRT \int_{V_i}^{V_F} \frac{dV}{V} = nRT(\ln V_F - \ln V_i)$

In generale, quindi, il lavoro dipende dalla trasformazione. Sperimentalmente si osserva che il lavoro adiabatico (lavoro tra pareti adiabatiche) dipende solo dagli stati iniziali e finali. L'esperimento usato è l'esperimento di Joule.

14.8 PRIMO PRINCIPIO DELLA TERMODINAMICA

Il lavoro di un sistema compiuto durante una trasformazione adiabatica dipende solo da stato finale ed iniziale, non dalla trasformazione adiabatica scelta.

Analogo a quanto detto per le forze conservative, dovrà esistere una funzione di stato U (energia interna): $L^{AD} = -\Delta U$

Se però la trasformazione non è adiabatica, il lavoro non sarà più uguale alla variazione di energia interna. Esisterà, quindi, un altro scambio energetico tra i due sistemi. Chiamo questo termine mancante calore:

$$Q = L + \Delta U \longrightarrow \delta Q = \delta L + dU \qquad [Q] = [E] = [J]$$

$\delta \neq d$: δ indica che dipende dal cammino

d indica che è indipendente dal cammino

Un'unità di misura molto usata per il calore è la caloria: calore necessario ad alzare di un grado un grammo di acqua a 1 atmosfera. La caloria è stata definita con l'esperimento di Joule.

14.9 ENTALPIA, CAPACITÀ TERMICA, CALORE SPECIFICO / MOLARE E CALORE LATENTE

Si definisce entalpia la grandezza: $H = U + PV$

Siccome U, P e V sono funzioni di stato, anche l'entalpia è una funzione di stato.

Consideriamo una trasformazione isobara:

$$\Delta U = Q - L \longrightarrow \Delta U = Q - P\Delta V \longrightarrow Q = \Delta U - P\Delta V = (U_F - U_i) - P(V_F - V_i) = H_F - H_i$$

L'entalpia è, quindi, il calore scambiato a pressione costante.

Si definisce capacità termica $C = \frac{\delta Q}{dT}$. La capacità termica è una proprietà del corpo.

Si definisce calore specifico $c = \frac{C}{m}$. A differenza della capacità termica, il calore specifico dipende dalla sostanza.

Si definisce calore molare $c_m = \frac{C}{n}$.

Per calcolare il calore scambiato integriamo:

$$\delta Q = mc\,dT \longrightarrow Q = \int_{T_i}^{T_F} mc\,dT = mc\int_{T_i}^{T_F} dT = mc\Delta T$$

consideriamo m, c cost

Si dice calore latente il calore necessario a far cambiare fase ad un'unità di massa di sostanza. Il calore latente si indica con λ.