

TERMODINAMICA 2

LEGGI DEI GAS PERFETTI

Trasformazioni isobare

Un gas perfetto (ma anche un liquido e, in misura minore, un solido) si dilata all'aumentare della temperatura. L'aumento di volume a pressione costante (trasformazione isobara) è proporzionale all'aumento di temperatura, secondo la seguente legge (**1a legge di Gay-Lussac**):

$$V = V_0(1 + \alpha t)$$

dove V_0 è il volume a 0°C , t è la temperatura in gradi Celsius e $\alpha = \frac{1}{273^\circ\text{C}}$, una costante sempre uguale per tutti i gas perfetti detta anche costante di dilatazione volumica.

Trasformazioni isocore

Analogamente in una trasformazione a volume costante (trasformazione isocora) l'aumento di pressione di un gas riscaldato segue una legge molto simile (**2a legge di Gay-Lussac**):

$$p = p_0(1 + \alpha t)$$

dove p_0 è la pressione a 0°C e la costante $\alpha = \frac{1}{273^\circ\text{C}}$ è esattamente la stessa della prima legge per tutti i gas perfetti.

Un gas perfetto cessa di essere tale a basse temperature (vedi oltre) e, teoricamente, ci si potrebbe chiedere cosa risulta dalle leggi di Gay-Lussac quando $V=0$ (oppure $p=0$).

Uguagliando a zero i secondi membri risulta che il volume (o la pressione) va a zero quando la temperatura del gas perfetto scende a $t=-273^\circ\text{C}$:

$$V = 0 \Rightarrow 0 = V_0(1 + \alpha t) \Rightarrow (1 + \alpha t) = 0 \Rightarrow \alpha t = -1 \Rightarrow t = -\frac{1}{\alpha} \Rightarrow t = -\frac{1}{\frac{1}{273^\circ\text{C}}} \Rightarrow t = -273^\circ\text{C}$$

Chiaramente non si può andare ulteriormente sotto questa temperatura minima teorica, perchè il volume (o la pressione) del gas perfetto diventerebbe negativo, risultato non accettabile per definizione.

Grado Kelvin

Quindi $t = -273^{\circ}\text{C}$ è la **temperatura minima teorica per un gas perfetto** (e in generale per ogni sostanza) e conviene quindi porre qui lo zero di una scala nuova delle temperature, detta temperatura assoluta. Come misura del singolo grado si mantiene la stessa che per la scala Celsius solo che per distinguere la diversa posizione dello zero si chiama ora grado Kelvin, e si indica colla lettera K. E' una delle sette unità di misura fondamentali del Sistema Internazionale di unità di misura. Si noti quindi che quando si parla di variazione di temperatura, per esempio di 15 gradi, sia che si intendano $^{\circ}\text{C}$ che K non cambia il risultato perchè i gradi $^{\circ}\text{C}$ e K valgono uguale e l'unica differenza è dove stato posto lo zero della scala (quindi i valori assoluti della temperatura iniziale e finale e non la differenza fra questi). Abbiamo quindi le seguenti equivalenze:

$$0^{\circ}\text{C} = 273\text{K},$$

$$100^{\circ}\text{C} = 373\text{K}$$

In generale

$$T(\text{Kelvin}) = t(\text{Celsius}) + 273$$

$$t(\text{Celsius}) = T(\text{Kelvin}) - 273$$

Sostituendo quindi quest'ultima nelle leggi di Gay-Lussac esse diventano più semplicemente (saltando i passaggi):

$$\frac{V}{T} = \text{cost} \quad \text{e} \quad \frac{p}{T} = \text{cost}$$

Trasformazioni isoterme

Se invece il gas perfetto subisce una trasformazione a temperatura costante (trasformazione isoterma) vale la **legge di Boyle**:

$$pV = \text{cost}$$

Legge di Avogadro

La legge di Avogadro stabilisce che un numero pari di moli di gas perfetti diversi, a parità di temperatura e pressione, occupano sempre lo stesso volume.

A 0°C e pressione atmosferica questo volume per una mole di gas è pari a 22,4L.

Equazione di Stato dei gas perfetti

Si possono sintetizzare le quattro leggi sopra esposte in unica importante equazione di stato dei gas perfetti:

$$pV = nRT$$

dove n è il numero di moli e $R=8.315 \text{ J}/(\text{mol K})$ è detta **costante dei gas perfetti**.

Ricordando che $n=N/N_A$ si può riscrivere l'equazione di stato dei gas perfetti come:

$$p = \frac{N}{V} kT$$

dove N/V è la densità numerica della data sostanza (cioè numero di atomi/molecole per unità di volume) e $k=R/N_A=1.38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$ è una costante detta **costante di Boltzmann**.