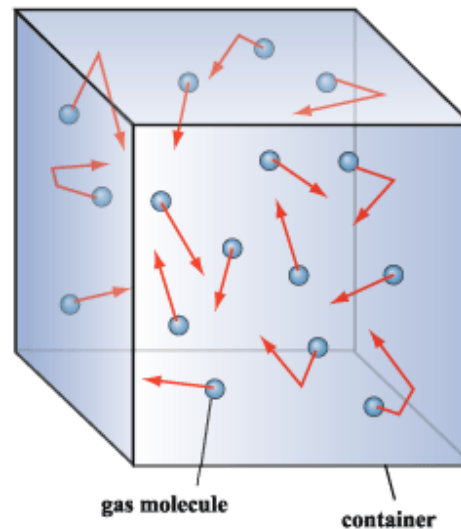


Lo stato gassoso

Nello stato gassoso le forze di coesione fra le particelle elementari (atomi o molecole) sono molto deboli, e pertanto esse, a causa della loro energia cinetica, sono in costante e disordinato movimento, diffondono in tutto lo spazio a loro disposizione. Per questa ragione i gas in genere non hanno un contorno ben definito e si possono facilmente comprimere ed espandere.



Gas ideale o perfetto

- A) Le molecole del gas non manifestano alcuna interazione a distanza né tra loro né con le pareti del contenitore
- B) Il volume proprio delle molecole è virtualmente nullo
- C) Gli urti tra le molecole e tra queste e le pareti del contenitore sono perfettamente elastici.
- D) Tra un urto e l'altro le molecole seguono un moto rettilineo e uniforme in qualsiasi direzione dello spazio, ossia in modo del tutto casuale.

Un gas ideale non esiste in natura perché le interazioni intermolecolari non sono mai nulle e il volume proprio delle molecole non è nullo.

Un gas reale ha un comportamento tanto più simile ad un gas ideale

- a) quanto più debole è il tipo di interazione tra le particelle che lo compongono
- b) quanto più è rarefatto, a causa della minore probabilità che le particelle si trovino a una distanza ravvicinata che gli consenta di interagire.

Gas ideale o perfetto

Un sistema gassoso è fisicamente e compiutamente definito dal numero di moli di gas, n , che lo costituiscono, dalla temperatura assoluta, T , alla quale si trova, dal volume occupato, V , e dalla pressione, P , a cui è sottoposto.

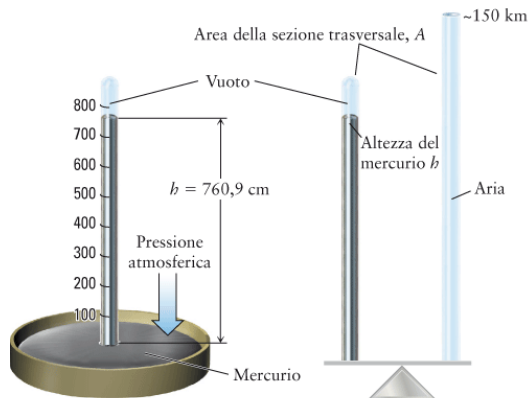
$$PV = nRT$$

$$R = 0.0821 \text{ [atm L/mol K]}$$

$$P \text{ [atm]} \quad 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1.01325 \cdot 10^5 \text{ Kg/ms}^2 \text{ (Pa)}$$

$$T \text{ [K]} \quad T \text{ [K]} = 273.15 + t \text{ [}^\circ\text{C]}$$

$$F = ma$$



$$P = \frac{F}{A} = \frac{mg}{\frac{V}{h}} = \frac{mgh}{V} = \rho gh$$

$$\rho = 13.5951 \cdot 10^4 \text{ kg/m}^3 \text{ (densità Hg)}$$

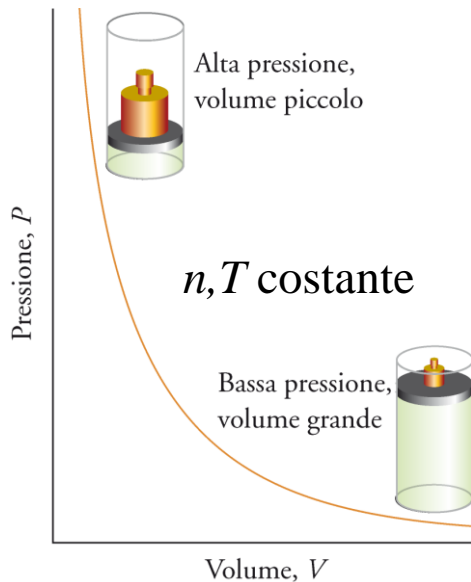
Gas ideale o perfetto

$$PV = nRT$$

Legge di Boyle

$$(PV)_{n,T} = nRT = k_{n,T}$$

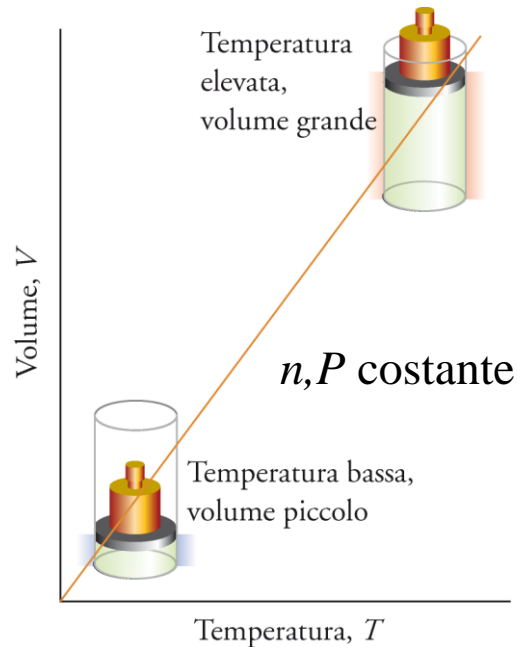
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



Legge di Charles

$$\left(\frac{V}{T}\right)_{n,P} = \frac{nR}{P} = k_{n,p}$$

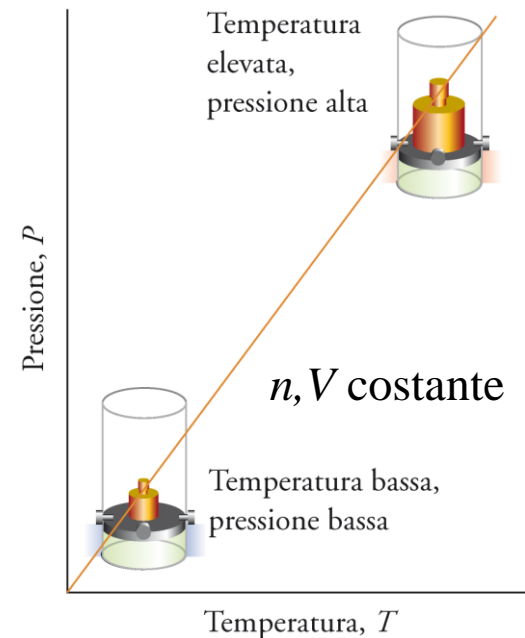
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$



Legge di Gay-Lussac

$$\left(\frac{P}{T}\right)_{n,V} = \frac{nR}{V} = k_{n,V}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



Gas ideale o perfetto

$$PV = nRT$$

Legge di Avogadro

$$(V)_{T,P} = \frac{nRT}{P} = k_{T,p} n$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

A pressione e temperatura costanti il volume occupato da un gas è direttamente proporzionale al suo numero di moli.

Volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di pressione e temperatura hanno lo stesso numero di moli.

Una mole di un gas a 0° e 1 Atm. di pressione occupa 0.0224141 m³ (22.414 dm³).

Il volume molare di un gas ideale è 22.414 dm³/mol

Gas ideale o perfetto

$$PV = nRT$$

La densità dei gas

$$PV = nRT = \frac{mRT}{M}$$

$$d = \frac{m}{V} = \frac{PM}{RT}$$

$$d_{r,A \rightarrow B} = \frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B}$$

Il rapporto delle densità di due gas diversi aventi peso molecolare M_A e M_B nelle stesse condizioni di temperatura e pressione è uguale al rapporto dei pesi molecolari.

Legge di Dalton delle pressioni parziali

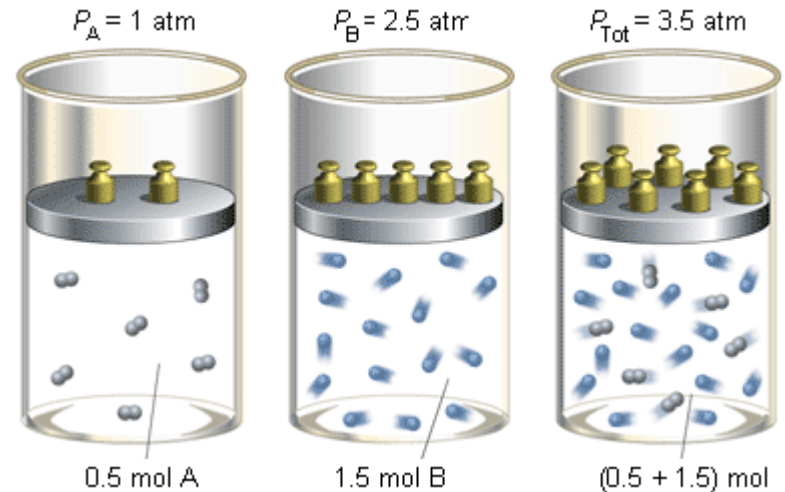
Si definisce pressione parziale di una gas in miscuglio gassoso la pressione che questo eserciterebbe se occupasse da solo tutto il volume in cui si trova il miscuglio alla stessa temperatura.

Se ho un miscuglio di più gas, ciascuno di essi eserciterà una pressione parziale P_i proporzionale al suo numero di moli n_i

$$P_i = n_i RT / V$$

La legge di Dalton sulle pressioni parziali afferma che **la pressione totale esercitata dalla miscela gassosa è pari alla somma delle pressioni parziali:**

$$P = P_1 + P_2 + \dots + P_k = \sum_{i=1}^k P_i$$



Legge di Dalton delle pressioni parziali

$$P = \sum_{i=1}^k P_i$$

$$n_{\text{tot}} = \sum_{i=1}^k n_i$$

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} \quad \text{Frazione molare}$$

$$P_i = n_i RT/V$$

$$P = n_{\text{tot}} RT/V$$

$$\frac{P_i}{P} = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} = \chi_i$$

$$P_i = P \chi_i$$

Legge di Amagat dei volumi parziali

Si definisce volume parziale di una gas in miscuglio gassoso il volume che il gas dovrebbe occupare per esercitare in esso una pressione uguale a quella che l'intero miscuglio eserciterebbe alla stessa temperatura nell'intero volume.

La legge di Amagat afferma che **il volume di un miscuglio è uguale alla somma dei volumi parziali dei suoi componenti.**

$$PV_i = n_i RT$$

$$V = n_{tot} RT/P$$

$$V_i = V \chi_i$$

Teoria cinetica dei gas (Approfondimento)

I gas ideali e l'energia cinetica delle particelle che li compongono:

- N molecole puntiformi in movimento (con dimensioni molto più piccole rispetto alle distanze che le separano)
- nessuna forza di interazione tra di esse
- urti tra di esse e con le pareti del recipiente che contiene il gas completamente elastici.

Gli urti con le pareti del recipiente determinano la pressione esercitata dal gas.

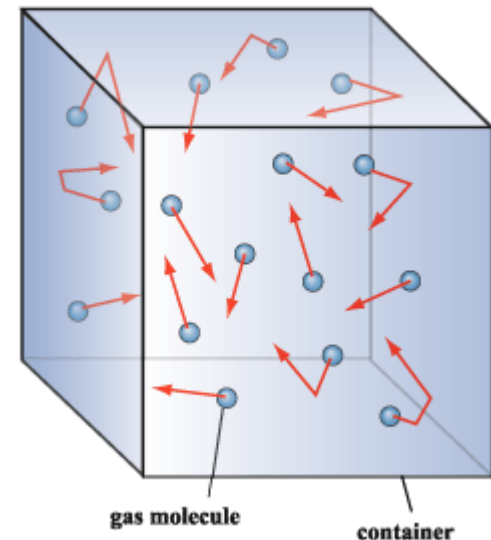
$$PV = \frac{1}{3} Nm\bar{u}^2$$

N = numero di particelle

m = massa particelle

\bar{u}^2 = velocità quadratica media di una particella

$$\bar{u}^2 = \frac{\sum_{i=1}^N u_i^2}{N}$$



Teoria cinetica dei gas (Approfondimento)

$$PV = \frac{1}{3} Nm\bar{u}^2$$

$$N = N_A n$$

$$\frac{1}{3} Nm\bar{u}^2 = nRT$$

$$\frac{1}{2} N_A m\bar{u}^2 = \frac{3}{2} RT = \bar{E} \quad (\text{energia cinetica media di una mole di molecole gassose})$$

$$\bar{\varepsilon} = \frac{3}{2} k_B T \quad (\text{energia cinetica media di una molecola gassosa})$$

$$k_B = \frac{R}{N_A} = 1.3806503(24) \times 10^{-23} \text{ J K}^{-1} \quad (\text{costante di Boltzmann})$$

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} = \sqrt{\frac{3N_A T k_B T}{N_A m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

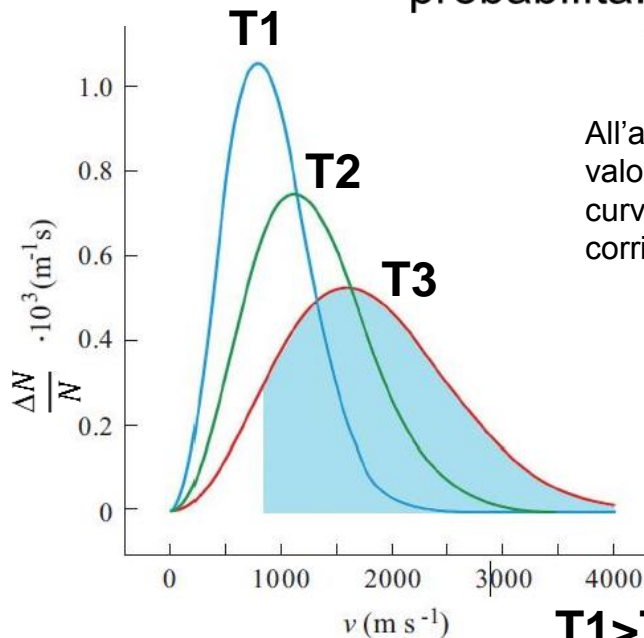
M = massa Molare

Teoria cinetica dei gas (Approfondimento)

$$\rho(v) = \frac{\Delta N}{N \Delta v} = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi kT} \right)^{3/2} e^{-\frac{mv^2}{2kT}} v^2$$

$$P = \frac{\Delta N}{N} = \rho(v) \Delta v$$

P = probabilità che un numero di particelle ΔN abbia modulo della velocità compreso tra v e $v + \Delta v$. $\rho(v)$ è una densità di probabilità.

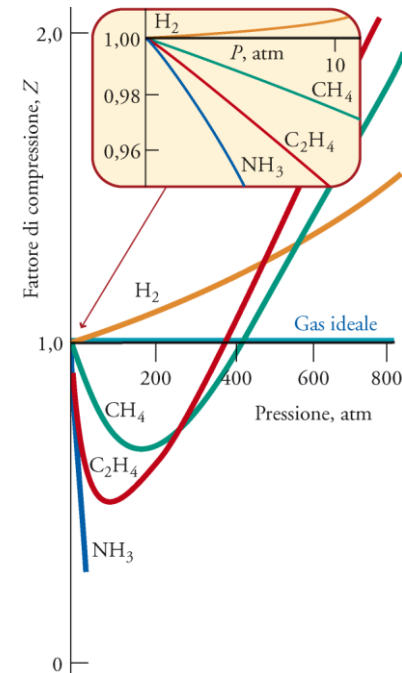
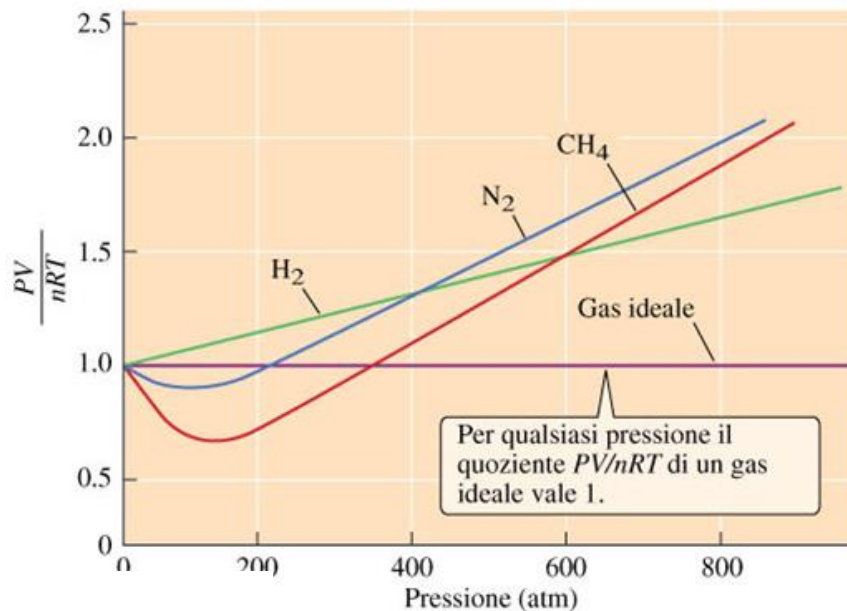


All'aumentare della temperatura la velocità media (massimo della curva) si sposta verso valori più alti. L'area ombreggiata sotto la curva rapportata all'area totale sotto la stessa curva fornisce la frazione di molecole che possiedono velocità compresa nell'intervallo corrispondente all'ombreggiatura. Questa frazione aumenta con la temperatura.

I gas reali

In un gas reale le dimensioni delle particelle che li compongono non sono trascurabili rispetto alla distanza tra le particelle stesse.

Inoltre, le particelle possono interagire tra loro tramite forze attrattive (a lunghe distanze) o repulsive (a distanze molto corte)



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

Obiettivi minimi

- 1) Conoscere la differenza tra gas ideale e gas reale
- 2) Conoscere le leggi dei gas ideali e saperle utilizzare