

Lo stato gassoso

Solido

Liquido

Gassoso

$$pressione = \frac{Forza}{Superficie}$$

Pressione atmosferica

La pressione atmosferica è esercitata dall'aria che circonda la terra.

Composizione dell'aria:	N₂ ,	O₂,	Ar,	Altri(CO₂,He...)
	78%	21%	1%	tracce

Atmosfera standard

Pressione esercitata dall'aria a livello del mare a 0°C e latitudine 45°.

Corrisponde a 760 mm Hg

Unità di pressione.

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr}$$

Sistema internazionale $1 \text{ Pa} = 1 \text{ Kg/m} \cdot \text{s}^2 = 1 \text{ N/m}^2$

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Diffusione dei gas



Diffusione di vapori di bromo in aria. Una piccola quantità di bromo liquido (colore rossastro bruno scuro) sta nella bottiglietta interna più piccola. Il liquido evapora e si ha la diffusione del gas bruno-rossastro.

Misura della pressione

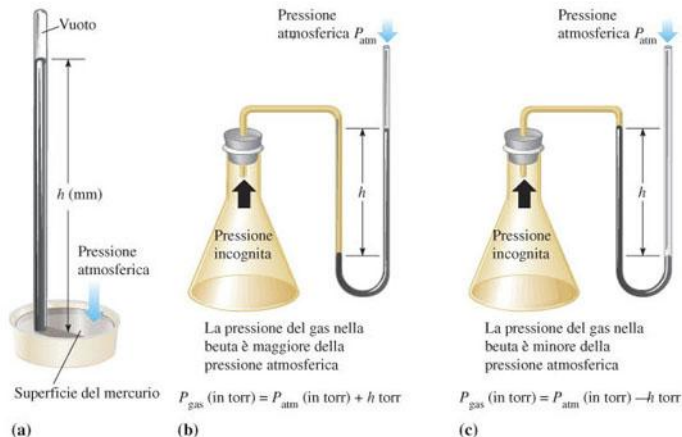


Figura 12-1 Dispositivi di laboratorio per misurare la pressione. (a) Diagramma schematico di un barometro ad estremità chiusa. A livello della superficie più bassa del mercurio, la pressione sia all'interno che all'esterno del tubo deve eguagliare quella atmosferica. Non c'è aria all'interno del tubo, cosicché la pressione è esercitata solo dalla colonna di mercurio di h mm di altezza. In tali condizioni la pressione atmosferica deve eguagliare la pressione esercitata dagli h mm Hg o h torr. (b) Il barometro a mercurio a due braccia, è chiamato manometro. In questo campione la pressione del gas contenuto nella beuta è maggiore di quella dell'atmosfera esterna. A livello della superficie più bassa del mercurio, la pressione totale del mercurio contenuto nel ramo sinistro dev'essere uguale alla pressione totale esercitata nel ramo destro. La pressione esercitata dal gas è uguale alla pressione esterna più la pressione esercitata dalla colonna di mercurio di altezza h mm, oppure $P_{gas} \text{ (in torr)} = P_{atm} \text{ (in torr)} + h \text{ torr}$. (c) Quando la pressione del gas misurata dal manometro è inferiore alla pressione dell'atmosfera esterna, la pressione esercitata dall'atmosfera è uguale alla pressione del gas più la pressione esercitata dalla colonna di mercurio, o $P_{atm} = P_{gas} + h$. Questa formula può essere modificata per ottenere $P_{gas} \text{ (in torr)} = P_{atm} \text{ (in torr)} - h \text{ torr}$.

Gas ideali

Legge di Boyle (1627-1691)

A temperatura costante il V è inversamente proporzionale alla P

$$PV = K \quad (n, T \text{ costanti}) \quad ; \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

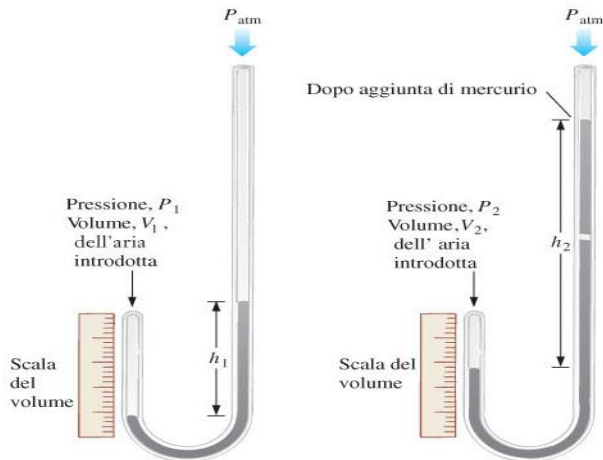


Figura 12-3 Una rappresentazione dell'esperimento di Boyle. Un campione di aria è introdotto in un tubo in modo che la sua pressione possa essere modificata misurandone il volume risultante. P_{atm} è la pressione atmosferica, misurata con un barometro. $P_1 = h_1 + P_{atm}$, $P_2 = h_2 + P_{atm}$.

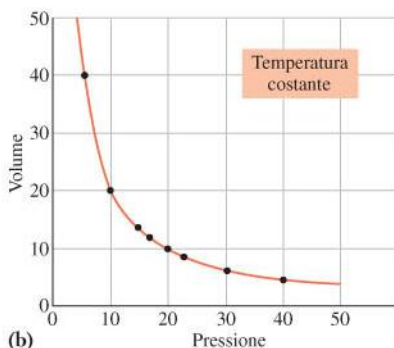
Legge di Boyle, grafici

$$PV = k \quad (n, T \text{ costanti}) \quad ; \quad P_1 V_1 = P_2 V_2$$

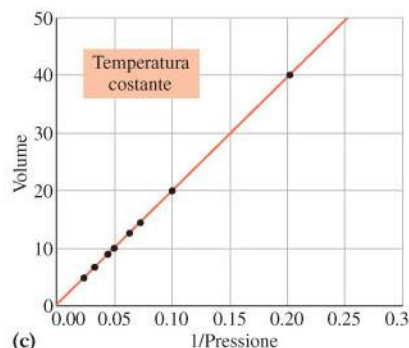
$$V = \frac{k}{P}$$

P	V	$P \times V$	$1/P$
5.0	40.0	200	0.20
10.0	20.0	200	0.10
15.0	13.3	200	0.0667
17.0	11.8	201	0.0588
20.0	10.0	200	0.0500
22.0	9.10	200	0.0455
30.0	6.70	201	0.0333
40.0	5.00	200	0.0250

(a)



(b)



(c)

Figura 12-4 (a) Alcuni dati caratteristici ottenuti dall'esperimento illustrato in Figura 12-3. I valori misurati di P e V sono riportati nelle prime due colonne in scala arbitraria.

(b, c) Rappresentazioni grafiche della Legge di Boyle utilizzando i dati elencati in (a). (b) Rappresentazione di V in funzione di P . (c) Rappresentazione di V in funzione di $1/P$.

Legge di Charles e Gay-Lussac

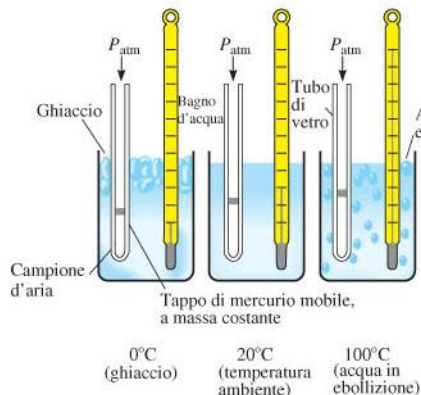
La scala della temperatura assoluta

a $P = \text{cte}$

$$V = V_0 + V_0 \frac{t}{273.15} = V_0 \frac{(t + 273.15)}{273.15} ; \quad T = t + 273.15$$

$$V = V_0 \frac{T}{T_0} ; \quad \frac{V}{T} = \frac{V_0}{T_0}$$

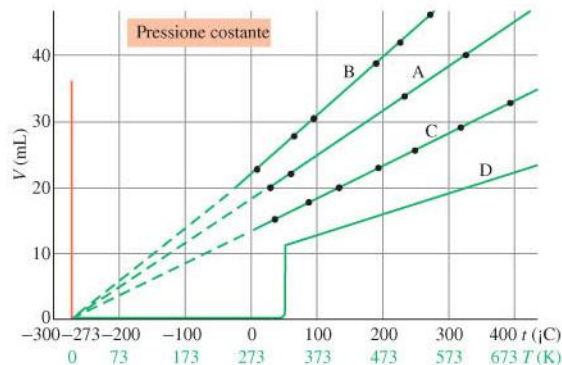
Scala di temperatura



(a)

t (°C)	V (mL)	T (K)
27	20.0	300
54	21.8	327
100	24.9	373
127	26.7	400
227	33.3	500
327	40.0	600
427	46.7	700

(b)



(c)

Figura 12-5 Esperimento che dimostra come, a pressione costante, il volume di un gas ideale aumenta aumentando la temperatura. (a) Un tappo di mercurio di peso costante, più la pressione atmosferica, mantiene una pressione costante sull'aria intrappolata. (b) Alcuni dati rappresentativi volume-temperatura registrati a pressione costante. La relazione diventa chiara quando t (°C) è convertita in T (K) aggiungendo 273 °C. (c) Grafico in cui il volume è riportato in funzione della temperatura nelle due differenti scale. Le rette A, B e C rappresentano la stessa massa dello stesso gas ideale a differenti pressioni. La retta A riporta i dati tabulati nella parte (b). Il grafico D mostra il comportamento di un gas che, raffreddato, condensa per formare un liquido (in questo caso a 50°C). Il volume in verità non cade a zero quando il gas liquefà, ma diventa molto più piccolo del volume in fase gas.

Gas a volume costante

(Seconda legge di Gay-Lussac)

$$P = P_0 + P_0 \frac{t}{273.15} = P_0 \frac{(t + 273.15)}{273.15} ; \quad T = t + 273.15$$

$$P = P_0 \frac{T}{T_0} ; \quad \frac{P}{T} = \frac{P_0}{T_0}$$

Condizioni “standard” di temperatura e pressione (STP)

Temperatura 0°C (273.15 K)

Pressione 1 atm (760 torr)

Legge di Avogadro

Alla stessa temperatura e pressione, volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di molecole.

A temperatura e pressione costante, il volume V , occupato da un campione di gas, è direttamente proporzionale al numero di moli del gas stesso.

Il **volume molare standard** di un gas ideale vale **22.414 litri** per mole in condizioni STP.

$$V = kn$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad (T, P \text{ costanti})$$

Equazione dei gas ideali

Legge di Boyle $V \propto \frac{1}{P}$ (T e n costanti)

Legge di Charles $V \propto T$ (P e n costanti)

Legge di Avogadro $V \propto n$ (T e P costanti)

Risultato $V \propto \frac{nT}{P}$

Togliendo la proporzionalità, otteniamo la legge dei gas ideali.

$$V = R \left(\frac{nT}{P} \right); \quad PV = nRT; \quad R = 0.082057 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Legge di Dalton delle pressioni parziali

Gas diversi si mescolano in qualsiasi proporzione.

Formulazione [legge di Dalton](#) (1803)

In una miscela di gas ogni componente esercita la pressione che esso eserciterebbe se occupasse da solo lo stesso volume occupato dalla miscela.

Se i due gas si comportano in modo indipendente, ognuno eserciterà una pressione nel recipiente come se stesse da solo, e la pressione totale è la somma delle pressioni di ognuno dei gas.

$$P_A (\textit{pressione gas A}) = n_A \frac{RT}{V}$$

$$P_B (\textit{pressione gas B}) = n_B \frac{RT}{V}$$

$$P_T = P_A + P_B = n_A \frac{RT}{V} + n_B \frac{RT}{V} = (n_A + n_B) \frac{RT}{V} = n_T \frac{RT}{V}$$

$$P_T = P_A + P_B + \dots P_N = n_A \frac{RT}{V} + n_B \frac{RT}{V} + \dots n_N \frac{RT}{V} =$$

$$(n_A + n_B \dots + n_N) \frac{RT}{V} = n_T \frac{RT}{V}$$

Facendo uso di queste equazioni otteniamo:

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{P_A}{P_A + P_B + \dots P_N} = \frac{n_A \frac{RT}{V}}{n_A \frac{RT}{V} + n_B \frac{RT}{V} + \dots n_N \frac{RT}{V}} =$$

$$\frac{n_A \frac{RT}{V}}{(n_A + n_B + \dots n_N) \frac{RT}{V}} = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots n_N} = \chi_A$$

$$\frac{P_A}{P_T} = \chi_A; \quad P_A = \chi_A P_T; \quad P_i = \chi_i P_T$$

Illustrazione legge di Dalton

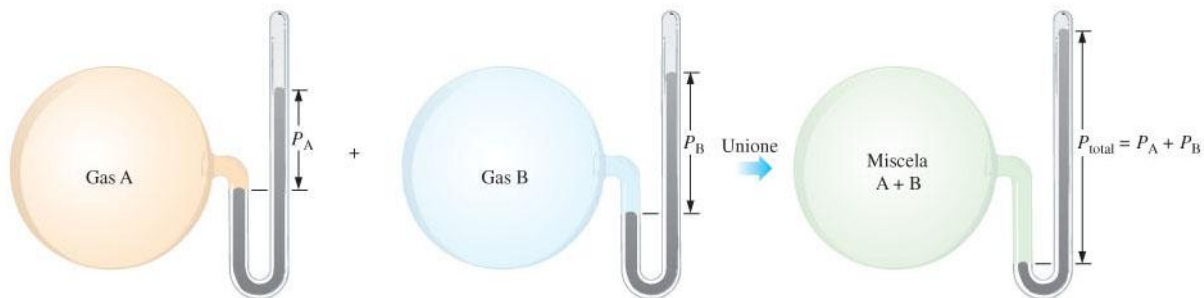


Figura 12-6 Un'illustrazione della Legge di Dalton. Quando due gas A e B sono mescolati nello stesso recipiente alla stessa temperatura, esercitano una pressione totale uguale alla somma delle loro pressioni parziali.

Distribuzione di Maxwell

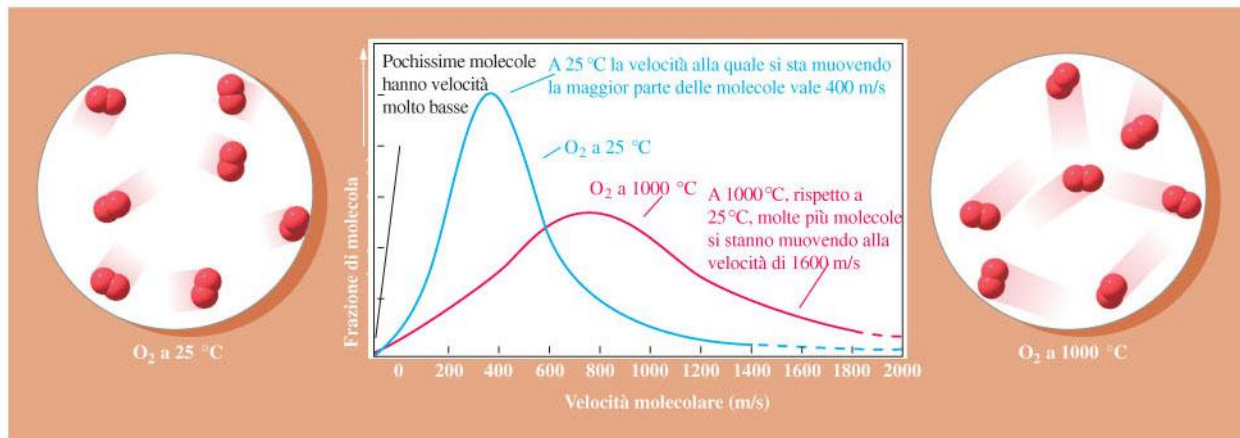
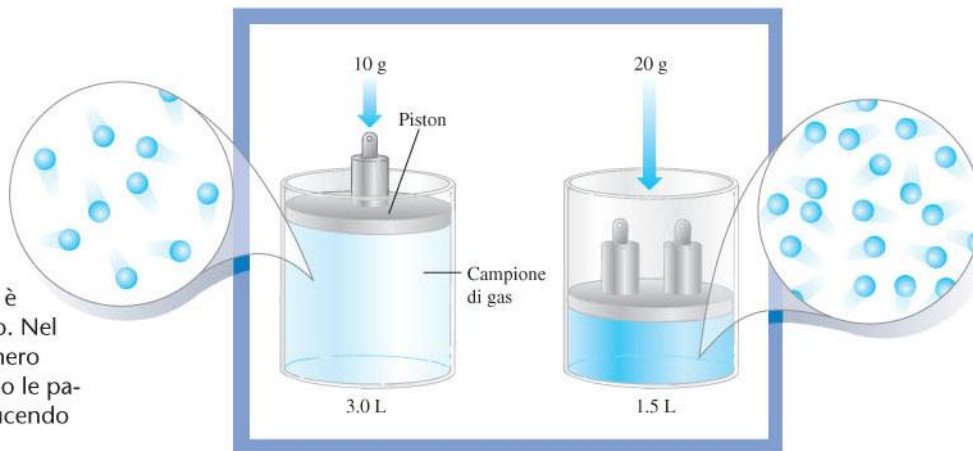


Figura 12-9 Distribuzione Maxwelliana delle velocità molecolari. Questo grafico riporta il numero relativo di molecole di O_2 che possiedono una data velocità alle temperature di 25°C e 1000°C. A 25°C, la maggior parte delle molecole di O_2 possiedono velocità comprese tra 200 e 600 m/s. Alcune molecole hanno velocità molto più alta, cosicché la curva di distribuzione non intersecherà mai l'asse orizzontale. Notare come la velocità molecolare media è più alta a 1000°C che a 25°C.

Interpretazione molecolare della legge di Boyle

Figura 12-10 Interpretazione molecolare della Legge di Boyle - il cambiamento della pressione di un gas al variare del volume (a temperatura costante). L'intero apparato è chiuso in un sistema a vuoto. Nel volume più piccolo, un numero maggiore di molecole urtano le pareti per unità di tempo producendo una pressione più alta.



Interpretazione molecolare della legge di Dalton

Figura 12-11 Interpretazione molecolare della Legge di Dalton. Le molecole presenti nella miscela agiscono indipendentemente, cosicché ogni gas esercita una pressione parziale dovuta alle sue collisioni molecolari contro le pareti del recipiente. La pressione totale della miscela di gas è la somma delle pressioni parziali di ciascun componente gassoso.



Interpretazione molecolare della legge di Charles

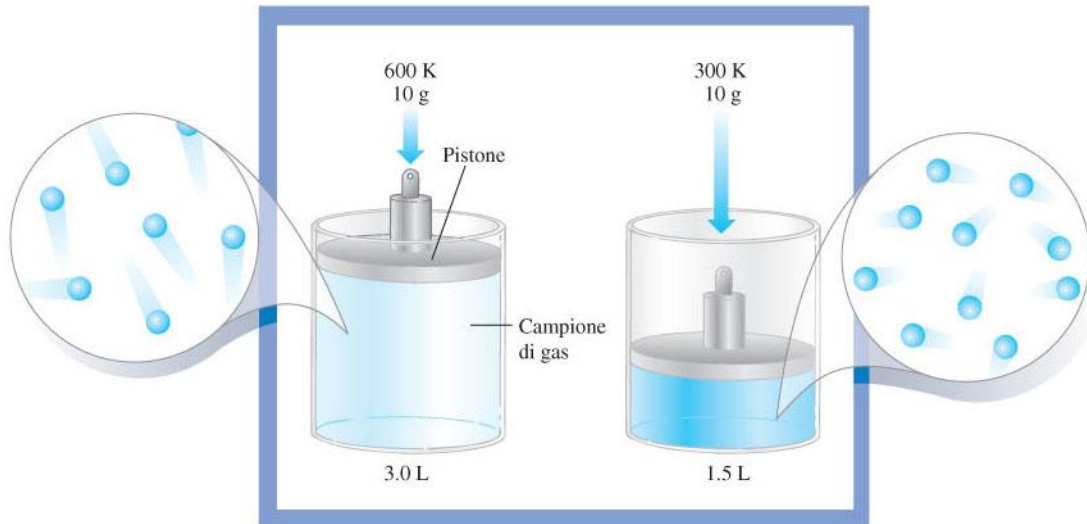


Figura 12-12 Interpretazione molecolare della Legge di Charles - il cambiamento del volume di un gas al variare della temperatura (a pressione costante). Alla temperatura più bassa, le molecole urtano le pareti con frequenza e vigore minore. Il volume, quindi, dev'essere inferiore per mantenere la stessa pressione.

Diffusione dei gas

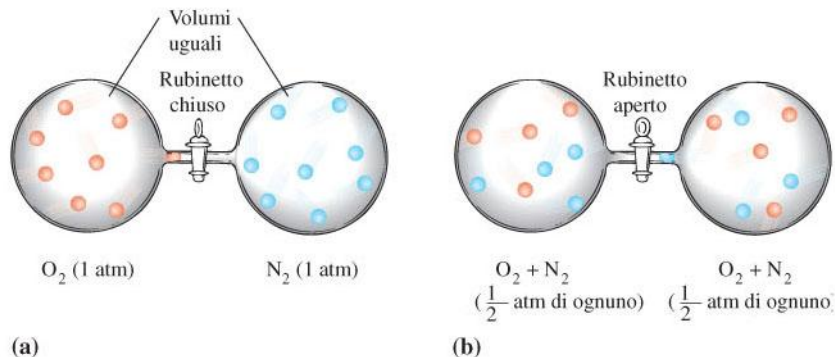
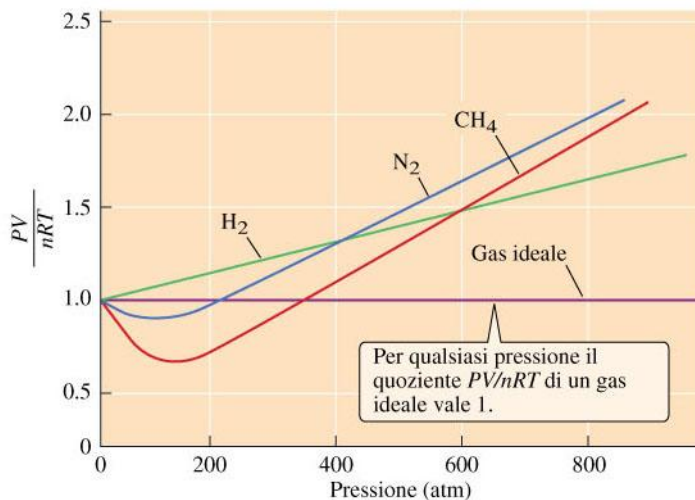


Figura 12-13 Una rappresentazione della diffusione dei gas. Lo spazio tra le molecole permette facilmente la miscelazione di un gas con l'altro. Le collisioni delle molecole con le pareti del recipiente sono responsabili della pressione del gas.

Comportamento dei gas reali

Figura 12-15 Confronto tra il comportamento non ideale di un gas reale e quello ideale. Per un gas che si comporta idealmente, $PV = nRT$ per qualsiasi pressione, per cui $PV/nRT = 1$ sempre (linea orizzontale). Possiamo verificare il comportamento ideale di un gas misurando P , V , n e T di un campione a varie pressioni e poi calcolare PV/nRT . Questo grafico mostra come gas diversi deviano differentemente dal comportamento ideale e che la deviazione dall'idealità diventa più pronunciata ad alte pressioni.



Urto molecole di un gas

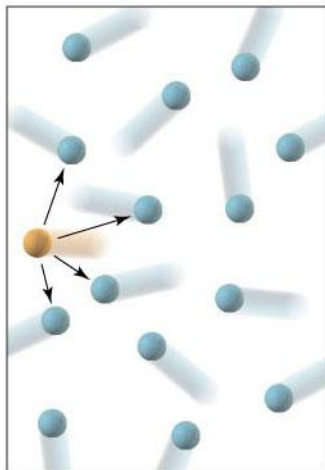


Figura 12-17 Una molecola di gas urta le pareti di un contenitore con forza ridotta. Le forze attrattive tra la molecola ed i suoi vicini, sono significative.