

# I SISTEMI GASSOSI

**Tabella 5.1** Alcune sostanze che si trovano allo stato gassoso a 1 atm e 25 °C

Elementi	Composti
H <sub>2</sub> (idrogeno molecolare)	HF (fluoruro di idrogeno)
N <sub>2</sub> (azoto molecolare)	HCl (cloruro di idrogeno)
O <sub>2</sub> (ossigeno molecolare)	HBr (bromuro di idrogeno)
O <sub>3</sub> (ozono)	HI (ioduro di idrogeno)
F <sub>2</sub> (fluoro molecolare)	CO (monossido di carbonio)
Cl <sub>2</sub> (cloro molecolare)	CO <sub>2</sub> (biossido di carbonio)
He (elio)	NH <sub>3</sub> (ammoniaca)
Ne (neon)	NO (ossido nitrico)
Ar (argon)	NO <sub>2</sub> (diossido di azoto)
Kr (cripton)	N <sub>2</sub> O (ossido nitroso)
Xe (xenon)	H <sub>2</sub> S (solfuro di idrogeno)
Rn (radon)	HCN (cianuro di idrogeno)*

\* Il punto di ebollizione di HCN è 26°C, ma è così vicino alla temperatura ambiente da poter essere considerato un gas in condizioni atmosferiche ordinarie.

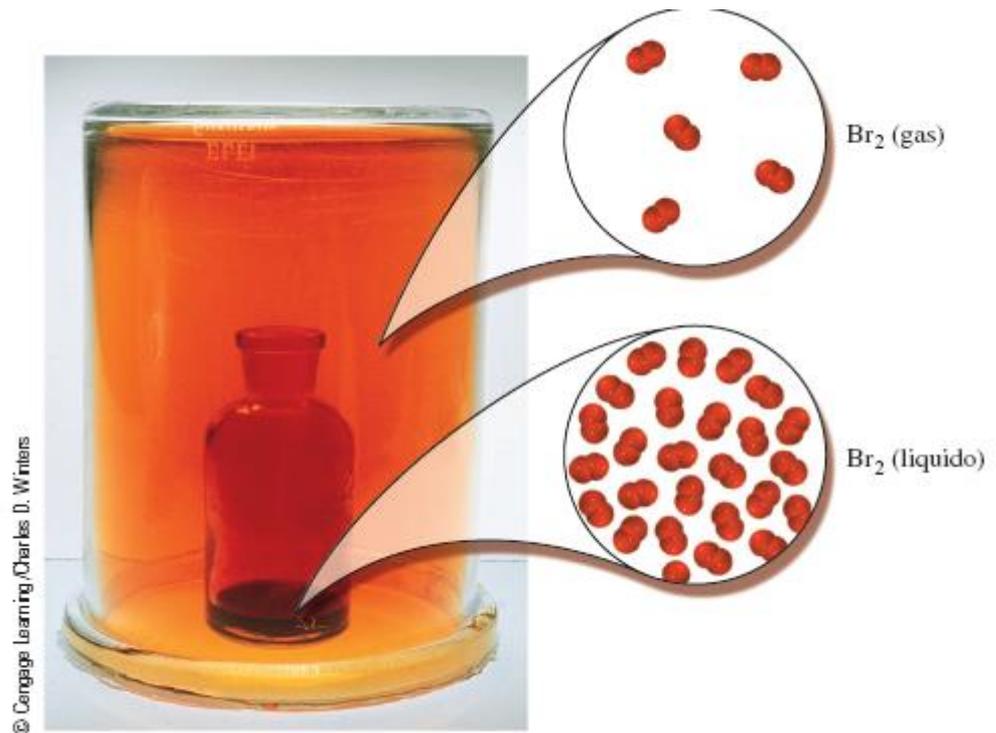
# I SISTEMI GASSOSI

**TABELLA 12-2** *Composizione dell'aria secca*

Gas	% in volume
N <sub>2</sub>	78.09
O <sub>2</sub>	20.94
Ar	0.93
CO <sub>2</sub>	0.03*
He, Ne, Kr, Xe	0.002
CH <sub>4</sub>	0.00015*
H <sub>2</sub>	0.00005
Altri†	< 0.00004

\*Variabile.

†L'umidità atmosferica varia molto.



gas

si espande  $\Rightarrow$  le molecole non interagiscono tra loro

si comprime  $\Rightarrow$  spazi vuoti tra le molecole

occupa qualsiasi volume  $\Rightarrow$  le molecole si muovono velocemente

# I SISTEMI GASSOSI

## La teoria cinetica dei gas

I gas sono costituiti da **particelle puntiformi**, cioè particelle che non hanno volume proprio;

Le molecole di gas si muovono in **modo rapido, continuo e caotico**, subiscono frequenti collisioni (urti) tra di loro e con le pareti del recipiente;

Gli urti sono **elastici**;

L'energia cinetica media delle particelle è proporzionale alla temperatura del gas. **Tutti i gas, indipendentemente dalla loro massa molare, alla stessa temperatura hanno la stessa energia cinetica media, data dall'equazione:**

$$E_c = \frac{3}{2} KT$$


$$K = \frac{R}{N_A}$$

costante di Boltzmann

# LA PRESSIONE

La pressione:

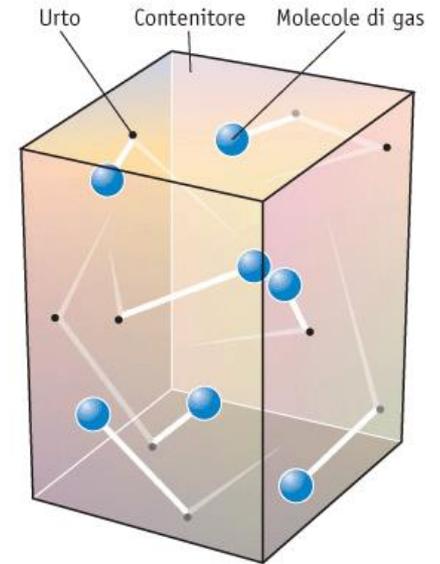
**MICROSCOPICO:**

è il risultato degli urti delle particelle di gas con le pareti del recipiente.

**MACROSCOPICO:**

è la forza esercitata dal gas sulla superficie del recipiente.

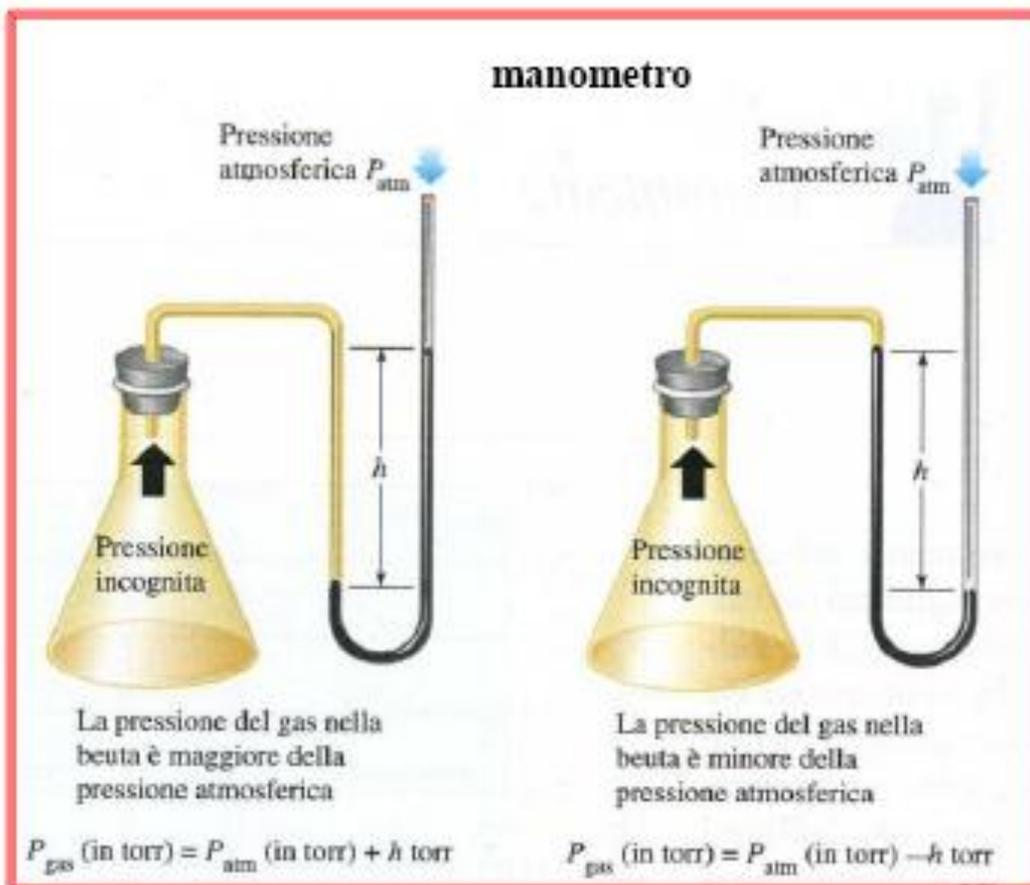
$$\text{pressione} = \frac{\text{forza}}{\text{area}}$$



**FIGURA 11.16.** La pressione di un gas. In accordo con la teoria cinetica molecolare, la pressione di un gas è causata dalle collisioni delle molecole gassose contro le pareti del contenitore.

# UNITA' DI MISURA DELLA PRESSIONE

La pressione esercitata dall'atmosfera si misura con un barometro mentre la pressione esercitata da un gas incognito si misura con un **manometro**.



## UNITA' DI MISURA DELLA PRESSIONE

Nel sistema SI la pressione si misura in Pascal che è la forza di un newton (N) su un m<sup>2</sup>

$$1,00 \text{ Pa} = \frac{1,00 \text{ N}}{\text{m}^2}$$

**Newton** = forza richiesta per impartire alla massa di 1,00 kg un'accelerazione di 1,00 metro al secondo quadrato

$$1,00 \text{ N} = \frac{1,00 \text{ kg} \times \text{m}}{\text{s}^2} \Rightarrow 1,00 \text{ Pa} = \frac{\text{kg} \times \cancel{\text{m}}}{\text{s}^2 \times \cancel{\text{m}^2}} = 1,00 \frac{\text{kg}}{\text{s}^2 \times \text{m}}$$



# LA LEGGE DI BOYLE

Comprimendo un gas a temperatura costante la pressione aumenta  $\Rightarrow$  una diminuzione del volume del gas implica un aumento della pressione.

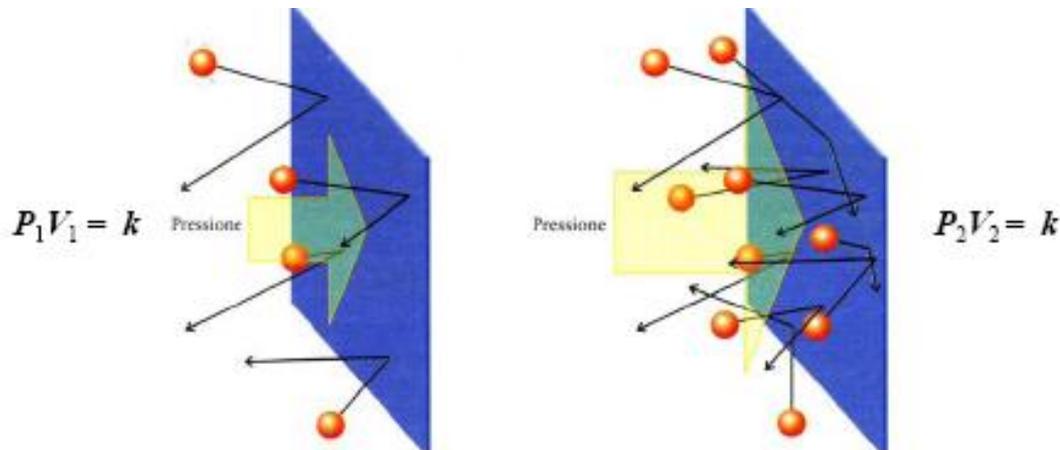
*La pressione di una determinata quantità di gas mantenuto a temperatura costante è inversamente proporzionale al volume*

$$P = \frac{\text{costante}}{V} \Rightarrow PV = k (\text{costante}) \quad \text{a T costante!}$$

A temperatura costante e a parità di numero di moli

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

N.B.  $\left\{ \begin{array}{l} \text{le due pressioni e i due volumi devono essere} \\ \text{espressi nelle medesime unità di misura} \end{array} \right.$



# LA LEGGE DI CHARLES

*Il volume di una determinata quantità di gas mantenuto a **pressione costante** è direttamente proporzionale alla temperatura*



Riscaldando un gas a pressione costante il volume aumenta  $\Rightarrow$  un aumento della temperatura del gas implica un aumento del volume

$$V = k T$$

$T$  espressa in gradi kelvin (K)

**a P costante!**

$$V_1 = k T_1 \text{ e } V_2 = k T_2 \Rightarrow k = V_1 / T_1 \text{ e } k = V_2 / T_2 \Rightarrow V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

# IL PRINCIPIO DI AVOGADRO

Alla stessa temperatura e pressione, volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di molecole *cioè* un dato numero di moli di gas occupa più o meno lo stesso volume indipendentemente dalla natura chimica.

*Il volume occupato da un campione di gas a temperatura e pressione costanti è proporzionale al numero delle moli presenti.*

$$V = k n \quad \text{dove } n = \text{numero di moli del gas}$$

**a T e P costanti!**

## L'EQUAZIONE DEI GAS IDEALI

...quindi

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{legge di Boyle} \Rightarrow PV = k \Rightarrow V = k/P \\ \text{legge di Charles} \Rightarrow V = k T \\ \text{legge di Avogadro} \Rightarrow V = k n \end{array} \right.$$

$$V = R \frac{nT}{P} \Rightarrow PV = nRT$$

*La legge dei gas ideali contiene tutte le relazioni che descrivono la risposta del gas ai cambiamenti di pressione, volume, temperatura e numero di moli.*

*N.B.*  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Nei calcoli usare atmosfere per le pressioni, litri} \\ \text{per i volumi, gradi kelvin per le temperature} \end{array} \right.$

In queste condizioni la costante dei gas  $R = 0.082057$  (L atm)/(mol K)

L'equazione dei gas ideali (*gas con interazioni nulle tra le molecole*) si usa per calcolare il peso molecolare e la formula molecolare della sostanza gassosa.

per uno stesso gas cambiando  $P$ ,  $T$  e  $V \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} P_1 V_1 = nRT_1 \\ P_2 V_2 = nRT_2 \end{array} \right. \Rightarrow \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$

## L'EQUAZIONE DEI GAS IDEALI

$$V = R \frac{nT}{P} \Rightarrow PV = nRT$$

**N.B.** { Nei calcoli usare atmosfere per le pressioni, litri per i volumi, gradi kelvin per le temperature

In queste condizioni la costante dei gas  $R = 0.082057$  (L atm)/(mol K)

**Tabella 5.1** Valori di  $R$  in diverse unità

Valore	Dove usato	Come ottenuto
$0.0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$	Problemi sulla legge dei gas con $V$ in litri, $P$ in atm	Da valori noti di $P, V, T, n$
$8.31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$	Equazioni con l'energia espressa in joule	$1 \text{ L} \cdot \text{atm} = 101.3 \text{ J}$
$8.31 \times 10^3 \frac{\text{g} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2 \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}$	Calcoli della velocità molecolare (pagina 119)	$1 \text{ J} = 10^3 \frac{\text{g} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$

# IL VOLUME MOLARE

**Volume molare** = volume occupato da una mole di sostanza



Volume	22,4 L	22,4 L	22,4 L
Pressione	1 atm	1 atm	1 atm
Temperatura	0 °C	0 °C	0 °C
Massa del gas	4,00 g	28,0 g	16,0 g
Numero di molecole di gas	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23}$

gas ideale	22,41 L / mole
CO <sub>2</sub>	22,26 L / mole
N <sub>2</sub>	22,40 L / mole
O <sub>2</sub>	22,40 L / mole
H <sub>2</sub>	22,43 L / mole

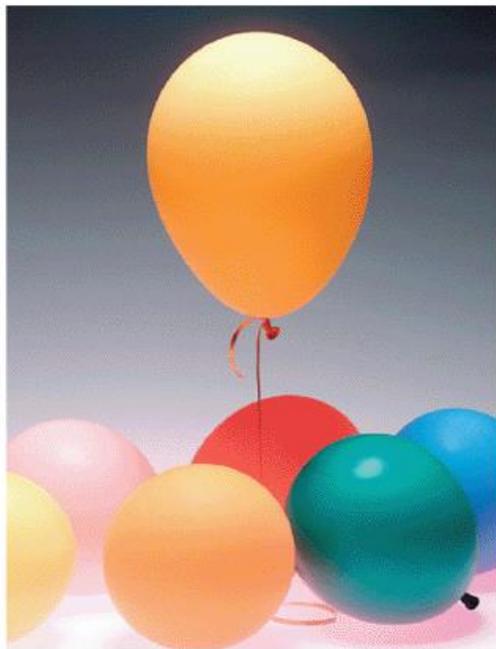
Nelle **condizioni standard** una mole di gas ideale occupa il volume di 22.414 L alla temperatura di 273.15 K (0 °C) e alla pressione di 1.000 atm (760 torr).



Charles D. Winters

**Il volume molare.** Il cubo ha un volume di 22.4 L, che è il volume di una mole a TPS.

# LA DENSITA' DEI GAS



Charles D. Winters

(a)



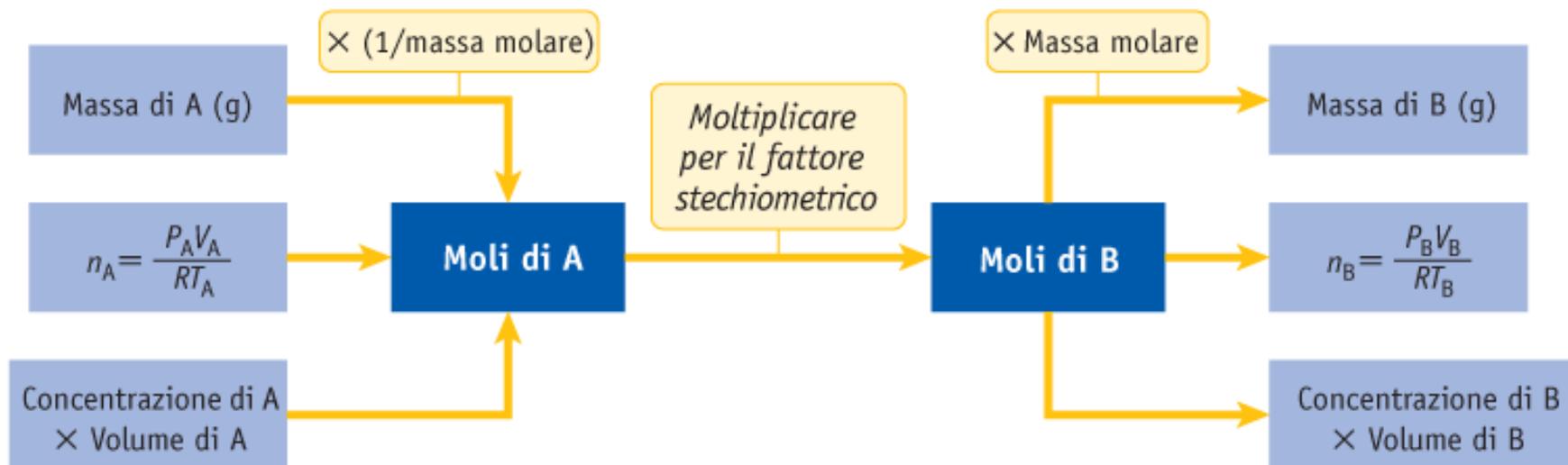
Greg Gawlowski/Dembinski Associates

(b)

## FIGURA 11.8 La densità di un gas.

(a) I palloncini sono riempiti con circa la stessa quantità di gas alle medesime temperature e pressioni. Il palloncino giallo contiene elio, un gas poco denso ( $d = 0.179 \text{ g/L}$  in SPT). Gli altri palloncini contengono aria, un gas a elevata densità ( $d = 1.2 \text{ g/L}$  in SPT). (b) Una mongolfiera si solleva da terra perché l'aria scaldata al suo interno ha una minore densità rispetto all'aria dell'ambiente circostante.

# I GAS E LA STECHIOMETRIA

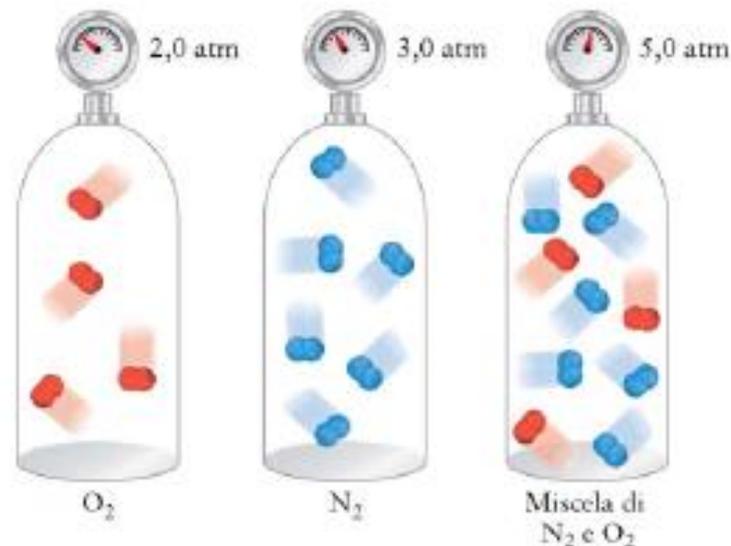


**FIGURA 11.10** Uno schema per i calcoli stechiometrici. In questo schema, A e B possono essere sia reagenti che prodotti. La quantità di A (in moli) può essere calcolata dalla sua massa in grammi e dalla sua massa molare, dalla concentrazione ed il volume della soluzione, o da  $P$ ,  $V$  e  $T$  usando la legge dei gas ideali. Una volta che la quantità di B è stata determinata, questo valore può essere convertito a una massa, o a una concentrazione o ad un volume, oppure a un volume di gas a una data pressione e temperatura.



Charles D. Winters  
**Figura 5.5**

# LA LEGGE DI DALTON DELLE PRESSIONI PARZIALI



Quando due gas A (es. O<sub>2</sub>) e B (es. N<sub>2</sub>) sono mescolati nello stesso recipiente alla stessa temperatura, esercitano una pressione totale uguale alla somma delle loro pressioni parziali.

$$\Rightarrow P_{\text{totale}} = P_A + P_B + P_C + \text{etc}$$

La pressione totale esercitata da una miscela di gas è data dalla somma delle loro pressioni parziali

La pressione parziale di un gas è la pressione che esso eserciterebbe se si trovasse da solo nel recipiente considerato.

*N.B. i gas non devono reagire tra loro!*

# LA LEGGE DI DALTON DELLE PRESSIONI PARZIALI

La legge di Dalton è utile anche per conoscere le frazioni molari di ciascun componente gassoso in una miscela

$$PV = nRT \Rightarrow n = PV/RT \Rightarrow n_A = P_A V/RT \text{ e } n_{\text{totali}} = P_{\text{totale}} V/RT$$

Se  $V$  e  $T$  sono costanti  $\Rightarrow$

$$\frac{n_A}{n_{\text{totali}}} = \frac{P_A \cancel{V/RT}}{P_{\text{totale}} \cancel{V/RT}} = \frac{P_A}{P_{\text{totale}}}$$

ma  $n_A / n_{\text{totali}} = X_A \Rightarrow P_A = X_A \times P_{\text{totale}}$

*La pressione parziale di ogni singolo gas presente in una miscela è uguale al prodotto tra la sua frazione molare e la pressione totale della miscela stessa*

# LA LEGGE DI HENRY

La quantità di gas che si scioglie in un liquido è direttamente proporzionale alla sua pressione parziale.

$$S_{gas} = k_H \cdot P_{gas}$$

**TABELLA 14.2** Costanti della legge di Henry (25°C)\*

Gas	$k_H$ (mol/kg · bar)
N <sub>2</sub>	$6.0 \times 10^{-4}$
O <sub>2</sub>	$1.3 \times 10^{-3}$
CO <sub>2</sub>	0.034



(a)



(b)

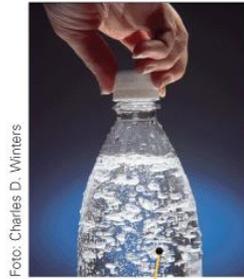
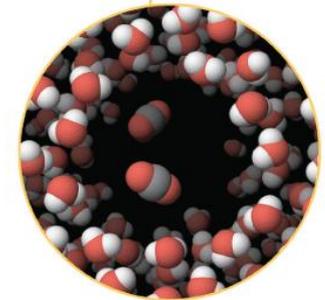
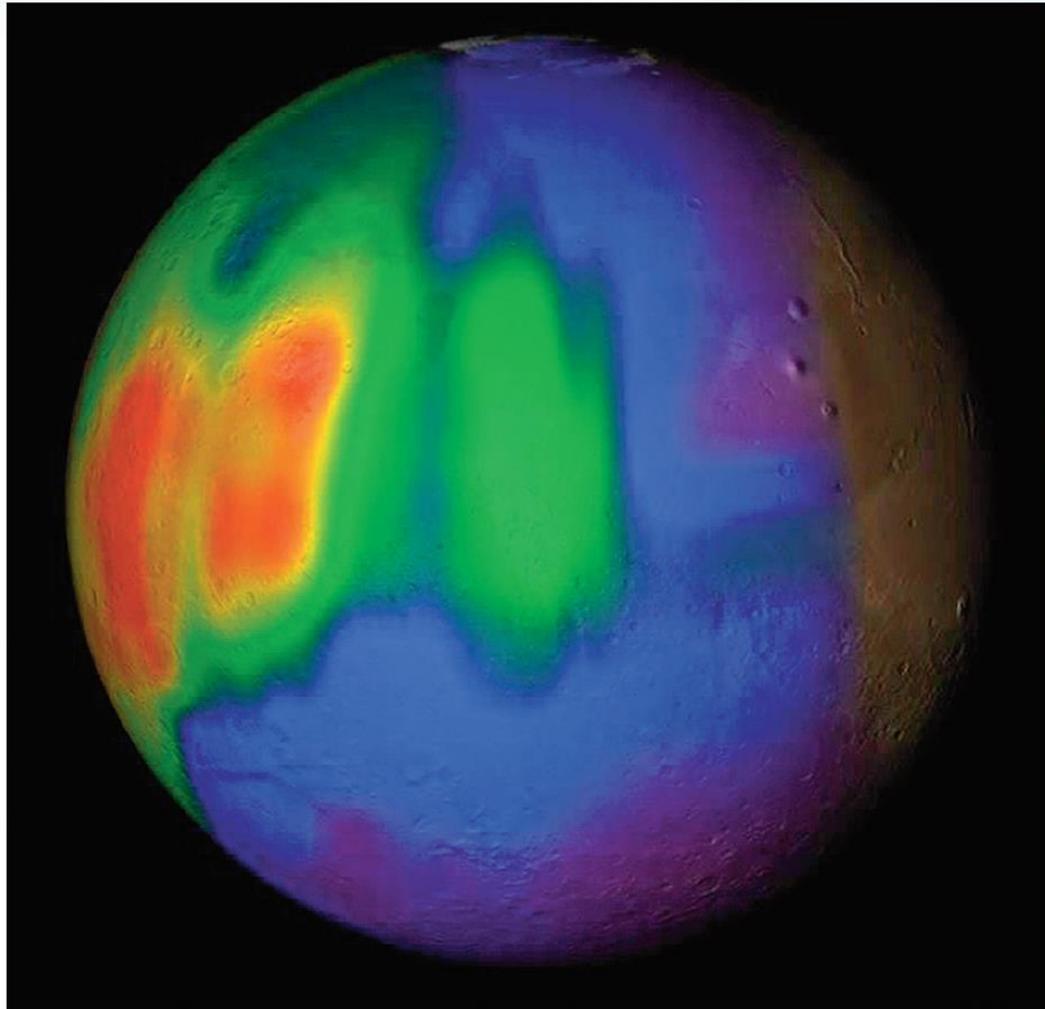


Foto: Charles D. Winters



**FIGURA 14.10** Solubilità di un gas e pressione. Le bevande gassate sono imbottigliate sotto pressione di CO<sub>2</sub>. Quando si apre la bottiglia, la pressione bruscamente diminuisce e nel liquido si formano bolle di CO<sub>2</sub> che poi risalgono in superficie. Dopo un certo tempo, si raggiunge un equilibrio tra CO<sub>2</sub> disciolta e CO<sub>2</sub> atmosferica. Poiché CO<sub>2</sub> dà un certo gusto alla bevanda, la bevanda perde sapore quando la maggior parte di CO<sub>2</sub> disciolta è rilasciata.



*Vapore acqueo e metano sono stati recentemente individuati in quantità rilevanti nell'atmosfera di Marte (nell'immagine la concentrazione aumenta dal viola al rosso). La presenza di metano potrebbe essere dovuta ad attività geotermiche, o potrebbe essere causata da attività batterica, avvalorando l'ipotesi che ci siano forme di vita su Marte.*