

**ZANICHELLI**

Valitutti, Falasca, Tifi, Gentile

# Chimica

## concetti e modelli.blu

**ZANICHELLI**

# Capitolo 6

# Le leggi dei gas

**ZANICHELLI**

# Sommario

1. Lo studio dei gas nella storia
2. I gas ideali e la teoria cinetico-molecolare
3. La legge di Boyle o legge isoterma
4. La legge di Charles o legge isobara
5. La legge di Gay-Lussac o legge isocora
6. La legge generale dei gas e l'equazione di stato dei gas ideali
7. Le miscele gassose

# Lo studio dei gas nella storia (I)

Nel 1630 fu usato per la prima volta il termine gas: Van Helmont che lo inventò, pensava però che non fosse possibile contenere un gas in un recipiente, perché aveva una natura e una composizione diversa dai liquidi e dai solidi.



# Lo studio dei gas nella storia (II)

Il primo scienziato a raccogliere una sostanza aeriforme fu **Robert Boyle**.

Egli teorizzò che l'aria fosse costituita da microscopici corpuscoli in movimento capaci di legarsi tra loro per formare aggregati macroscopici.



# Lo studio dei gas nella storia (III)

Nel Settecento si aprì un nuovo filone di ricerca, la *chimica pneumatica*, grazie alla scoperta di:

- aria infiammabile (idrogeno)
- aria flogisticata (ossigeno)
- aria deflogisticata (azoto)

# Lo studio dei gas nella storia (IV)

Nonostante per molti secoli si sia creduto che l'aria fosse una sostanza elementare, essa è in realtà una miscela di gas composta soprattutto da ossigeno e azoto e da altri numerosi componenti.

Componente	Formula	Percentuale (sulle molecole totali)
azoto	N <sub>2</sub>	78,08
ossigeno	O <sub>2</sub>	20,95
argo	Ar	0,934
diossido di carbonio	CO <sub>2</sub>	0,0314
neon	Ne	0,00182
ammoniaca	NH <sub>3</sub>	0,001
elio	He	0,000524
metano	CH <sub>4</sub>	0,0002
cripton	Kr	0,000514
idrogeno	H <sub>2</sub>	0,00005

# I gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (I)

I gas dal punto di vista macroscopico hanno tutti lo stesso comportamento, che tuttavia risulta sensibile alle variazioni di temperatura e pressione.

La teoria cinetico-molecolare ne spiega la natura sulla base del modello dei **gas ideali** o **perfetti**.

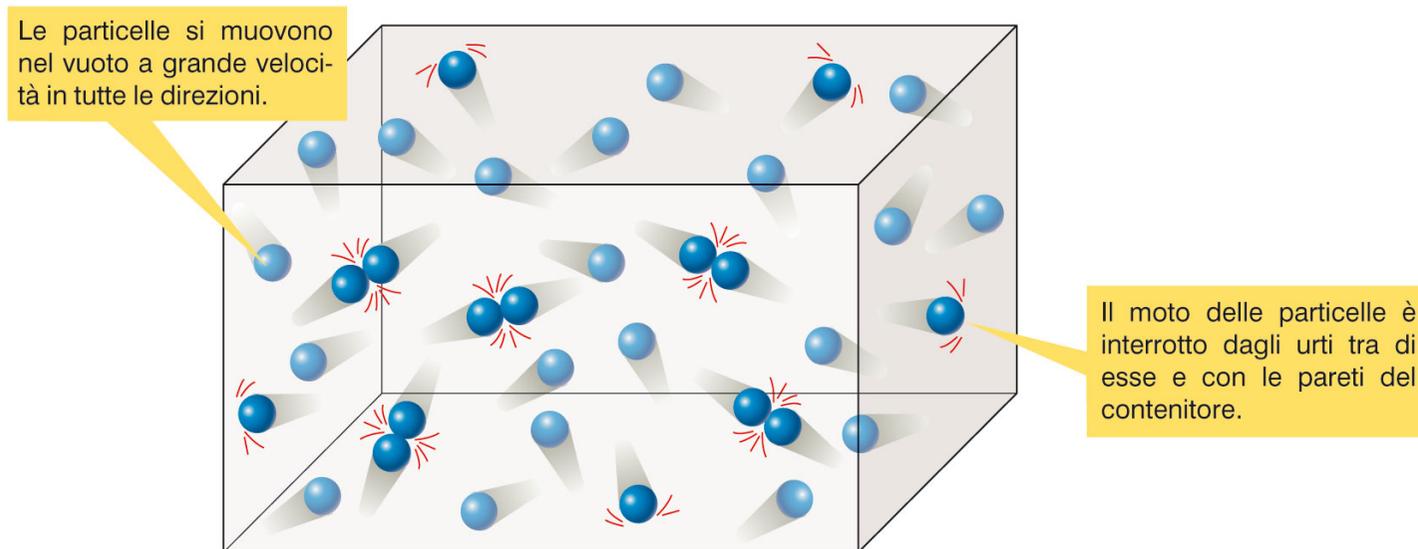
# I gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (II)

Nel modello del gas perfetto, le particelle:

1. sono puntiformi e il loro **volume è trascurabile**;
2. **non si attraggono** reciprocamente;
3. si muovono a grande velocità in tutte le direzioni con un **movimento disordinato** dovuto al fatto che il loro moto rettilineo è interrotto dagli urti (detti *elastici*) con le altre particelle e con le pareti del contenitore.

# I gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (III)

L'energia cinetica media delle particelle dei gas è **direttamente proporzionale** alla sua temperatura assoluta.



# I gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (IV)

*A livello microscopico*, per le particelle dei gas la pressione è direttamente proporzionale alla loro energia cinetica media, cioè agli urti delle molecole contro le pareti del recipiente.



# I gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (V)

La **pressione** è l'effetto macroscopico complessivo degli urti delle particelle di gas sull'unità di superficie e nell'unità di tempo.



# I gas ideali e la teoria cinetico-molecolare (VI)

Oltre alla pressione, i fattori che influenzano il comportamento dei gas sono:

1. la temperatura
2. il volume
3. la quantità (espressa in moli).

# La legge di Boyle o legge isoterma (I)

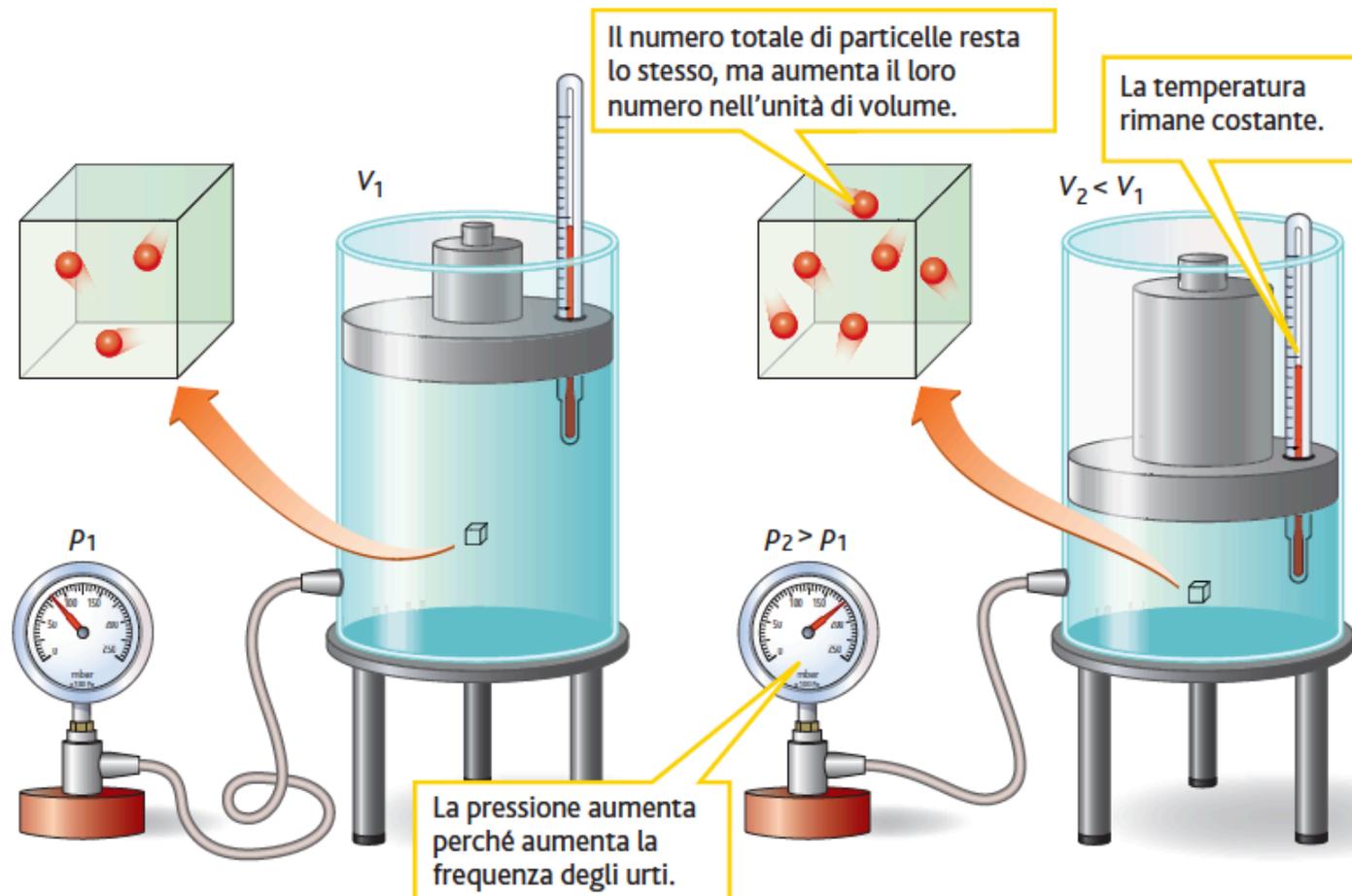
La pressione di una determinata quantità di gas, a temperatura costante, è inversamente proporzionale al volume.

$$p \cdot V = k$$

con  $T$  costante

**(trasformazione isoterma)**

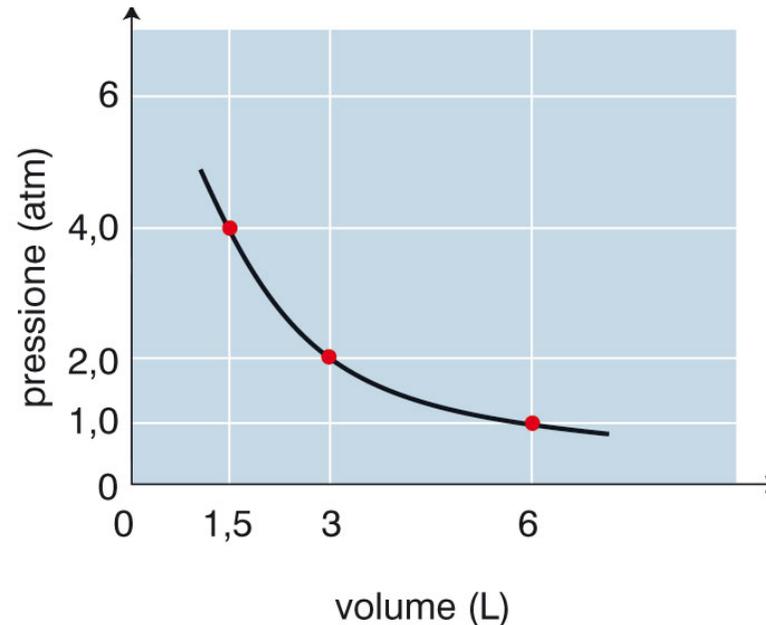
# La legge di Boyle o legge isoterma (II)



**ZANICHELLI**

# La legge di Boyle o legge isoterma (III)

Riportando in un diagramma i valori di volume e pressione si ottiene un ramo di iperbole  
(**curva isoterma**).



# La legge di Charles o legge isobara (I)

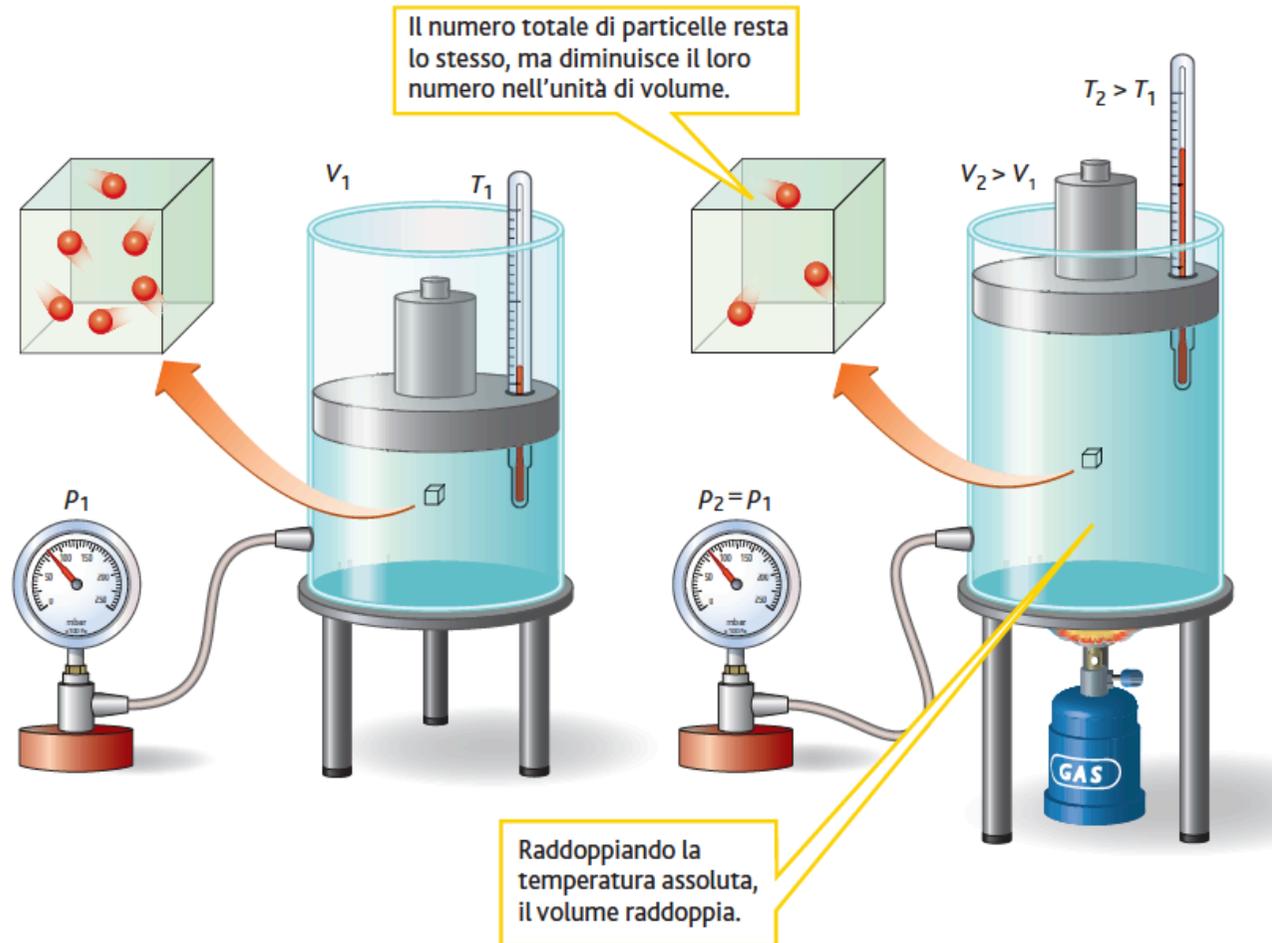
Il volume di una determinata quantità di gas, a pressione costante, è direttamente proporzionale alla sua temperatura assoluta.

$$V/T = k$$

con  $p$  costante

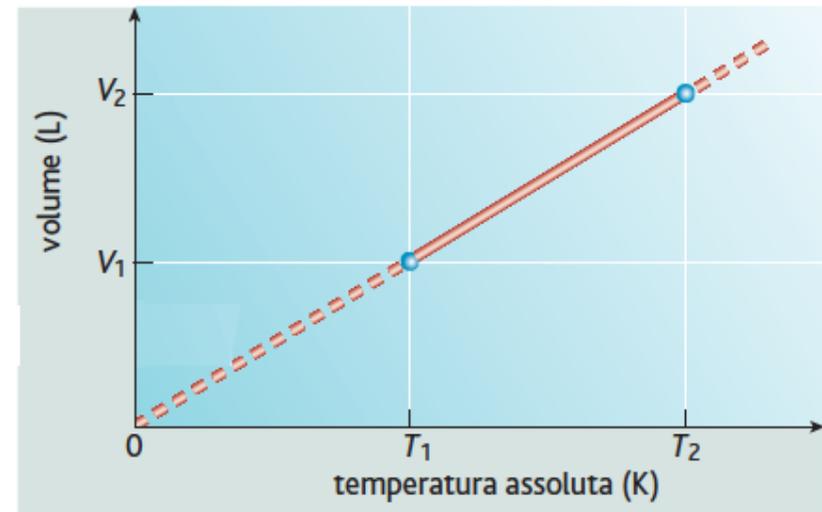
**(trasformazione isobara)**

# La legge di Charles o legge isobara (II)



# La legge di Charles o legge isobara (III)

Innalzando la temperatura di un gas da  $T_1$  a  $T_2$ , il suo volume aumenterà da  $V_1$  a  $V_2$  in modo che il rapporto tra  $V$  e  $T$  assoluta resti costante.



$-273,15$  °C è lo **zero assoluto** (0 K), ovvero la temperatura alla quale si annulla il volume dei gas.

# La legge di Gay-Lussac o legge isocora (I)

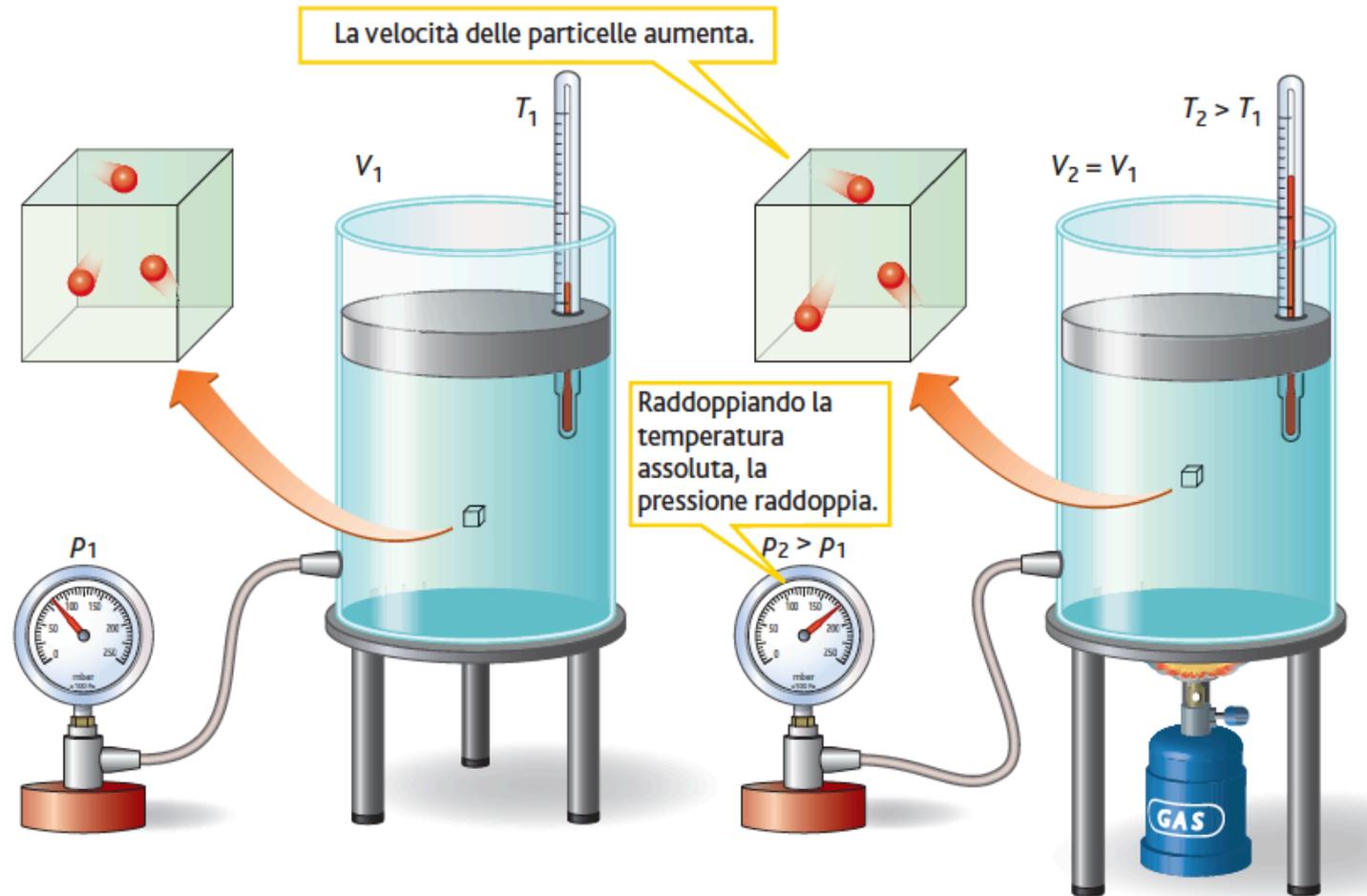
La pressione di una determinata quantità di gas, a volume costante, è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta.

$$p/T = k$$

con  $V$  costante

**(trasformazione isocora)**

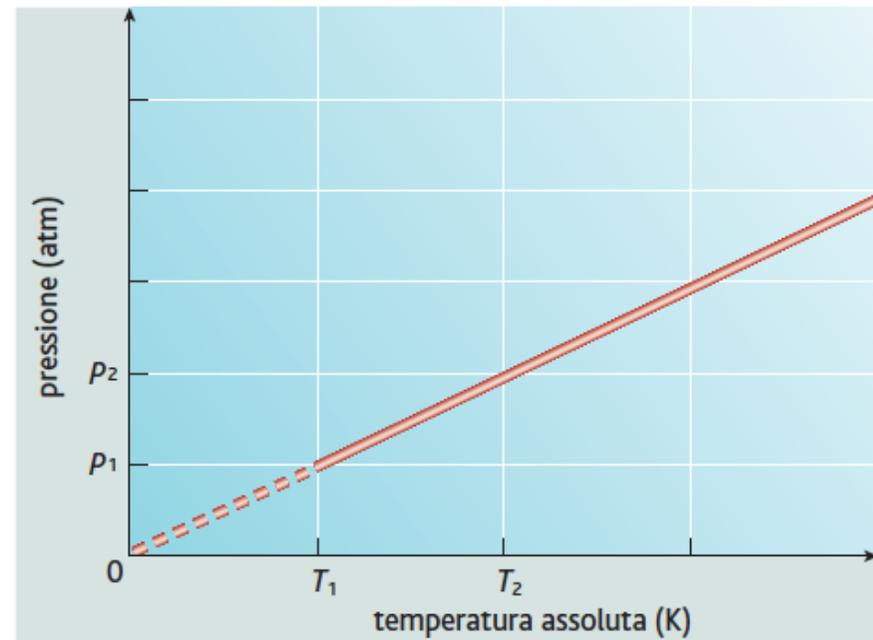
# La legge di Gay-Lussac o legge isocora (II)



**ZANICHELLI**

# La legge di Gay-Lussac o legge isocora (III)

A volume costante, riscaldando un gas la sua temperatura passa da  $T_1$  a  $T_2$  e la pressione aumenta da  $p_1$  a  $p_2$  in modo tale che il rapporto  $T/p$  resti inalterato



# La legge generale e l'equazione di stato dei gas ideali

Combinando le leggi di Boyle, Gay-Lussac e Charles si ottiene la formulazione dell'**equazione di stato dei gas ideali**:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$p$  = pressione (in atm)

$V$  = volume (in L)

$T$  = temperatura assoluta (in K)

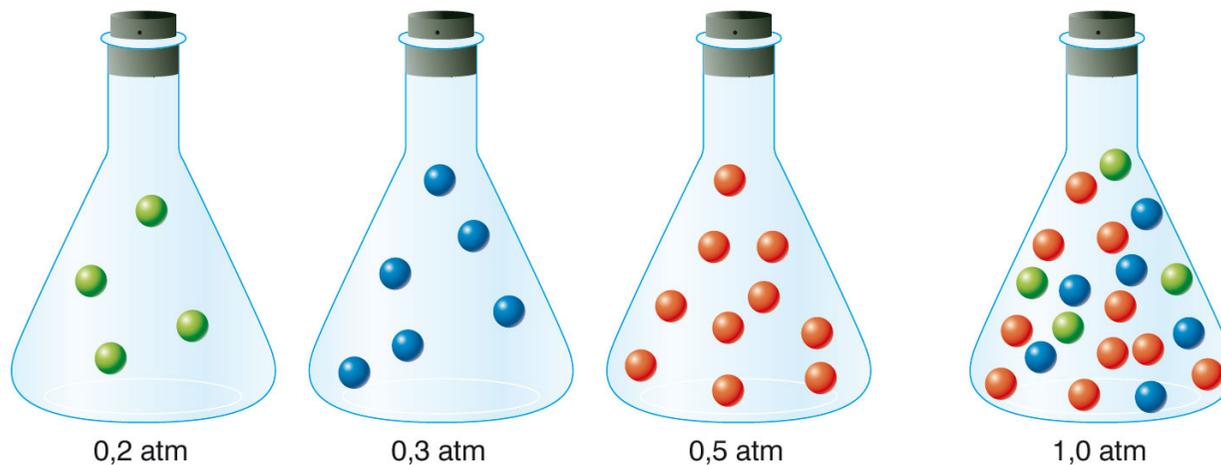
$n$  = numero di moli

$R$  = *costante universale dei gas*  
 $R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

**ZANICHELLI**

# Le miscele gassose (I)

Data una miscela di gas in un recipiente, le particelle di ciascun gas urtano le pareti e producono una pressione identica a quella che generano quando si trovano da sole nel medesimo recipiente.



# Le miscele gassose (II)

La **pressione parziale** è la pressione esercitata da ciascun gas costituente una miscela, in assenza degli altri.

La **pressione totale** esercitata da una miscela di gas è uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti la miscela (**legge di Dalton**).

$$P_{\text{totale}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

# Le miscele gassose (III)

Una delle peculiarità dei gas è la loro capacità di diffondersi, cioè disperdono le loro molecole all'interno di un altro gas.

La **velocità di diffusione** di un gas in un altro è inversamente proporzionale alla radice quadrata della sua massa molecolare (**legge di Graham**).

$$\frac{v_A}{v_B} = \sqrt{\frac{MM_A}{MM_B}}$$

