

ZANICHELLI

James E. Brady
Neil D. Jespersen
Alison Hyslop
Maria Cristina Pignocchino

Chimica.blu

seconda edizione

ZANICHELLI

Capitolo 13

Le proprietà dello stato gassoso

ZANICHELLI

Sommario

1. Le leggi dei gas e le osservazioni sperimentali
2. La legge dei gas ideali
3. La legge di Graham
4. La teoria cinetico-molecolare
5. La pressione parziale dei gas
6. La stechiometria in fase gassosa

Le leggi dei gas e le osservazioni sperimentali

Unità di misura adottate per i gas:

- **volume** → litro ($1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$)
- **temperatura** → grado Celsius ($^{\circ}\text{C}$) o kelvin (K)
- **pressione** → torr e atmosfera ($1 \text{ atm} = 760 \text{ torr} = 760 \text{ mmHg} = 101\,325 \text{ Pa}$).

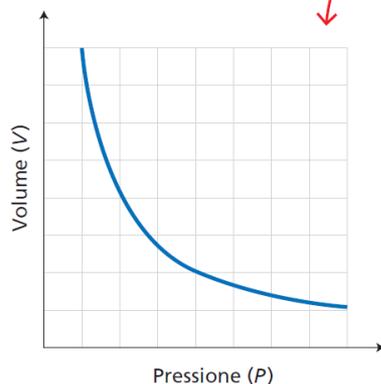
Le leggi dei gas e le osservazioni sperimentali

Legge isoterma o legge di Boyle: a temperatura costante, il volume di una data quantità di gas è inversamente proporzionale alla pressione applicata.

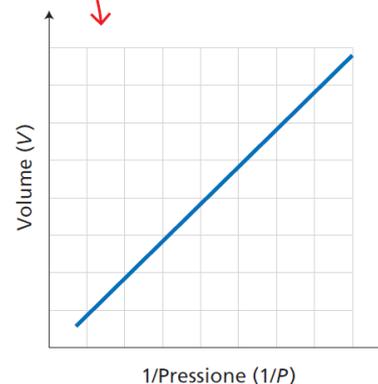
$$PV = C$$

(a T costante)

Grafico del volume di un gas in funzione della sua pressione: aumentando la pressione il volume diminuisce.



Se il volume è riportato in funzione del reciproco della pressione, $1/P$, si ottiene una retta. Questo dimostra che $V \propto 1/P$.

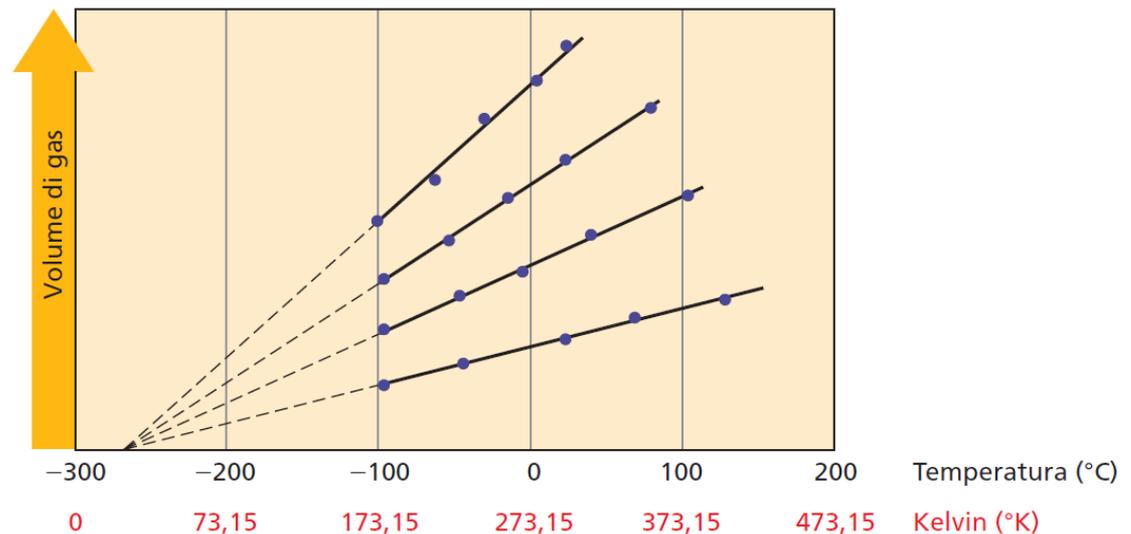


Le leggi dei gas e le osservazioni sperimentali

Legge isobara o legge di Charles, a pressione costante, il volume di una data quantità di un gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura.

$$V = C'T \quad (\text{a } P \text{ costante})$$

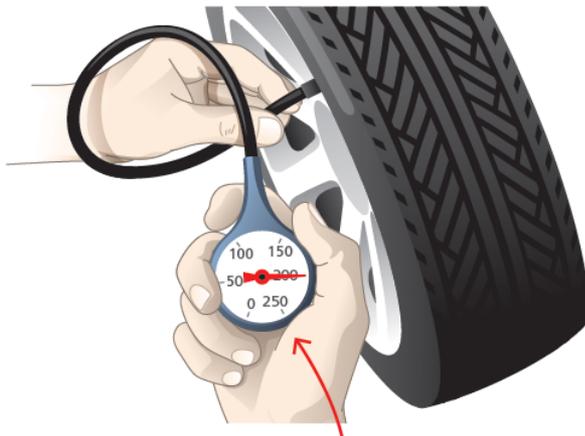
Quantità diverse
dello stesso gas:



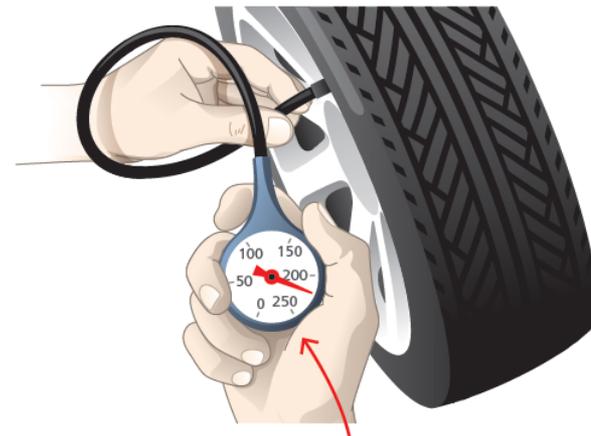
Le leggi dei gas e le osservazioni sperimentali

Legge isocora o legge di Gay-Lussac: a volume costante, la pressione esercitata da una data quantità di gas è direttamente proporzionale alla sua temperatura.

$$P = C''T \quad (\text{a } V \text{ costante})$$



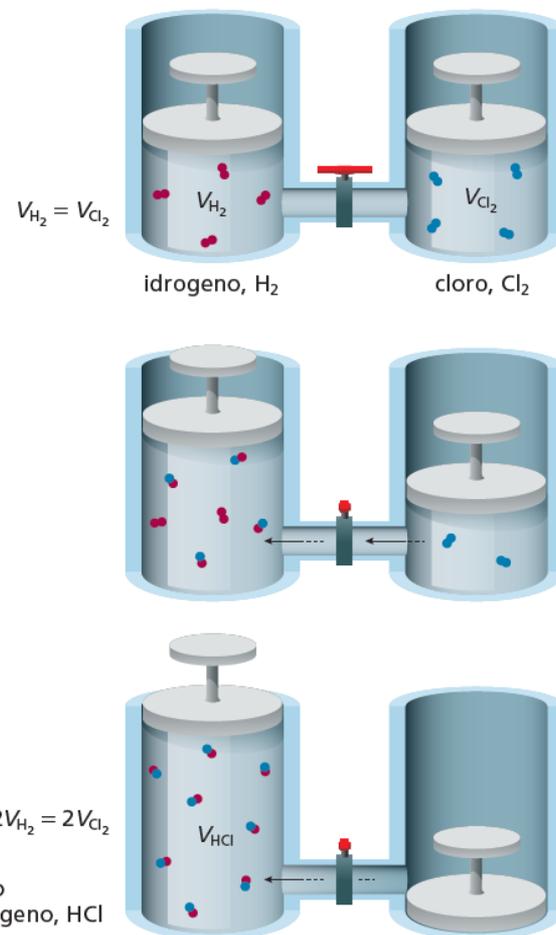
L'automobilista misura la pressione prima della partenza: a pneumatico freddo il manometro misura 200 kPa.



L'automobilista misura la pressione dopo la marcia: a pneumatico caldo il manometro misura 220 kPa.

Le leggi dei gas e le osservazioni sperimentali

Legge della combinazione dei volumi: nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, i volumi di reagenti e prodotti gassosi stanno fra loro in rapporti di piccoli numeri interi.



Le leggi dei gas e le osservazioni sperimentali

Principio di Avogadro: nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, volumi uguali di gas diversi contengono lo stesso numero di particelle.

Il volume occupato da una mole di *qualsiasi* gas, il **volume molare**, è identico per tutti i gas nelle stesse condizioni di temperatura e pressione.

A STP, 1 mol di gas ideale occupa un volume pari a 22,4 L.

STP (temperatura e pressione standard) \rightarrow 273,15 K (0 °C) e 1 atm.

La legge dei gas ideali

Legge dei gas ideali: il prodotto tra pressione e volume di un gas è direttamente proporzionale al prodotto tra le moli e la temperatura in kelvin.

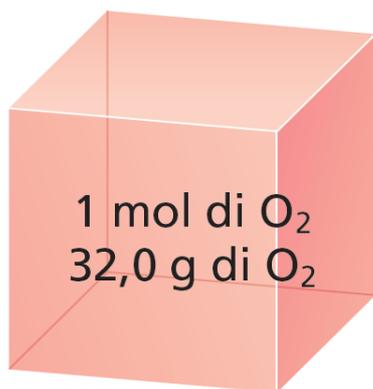
$$PV = nRT$$

a STP: $R = 0,0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

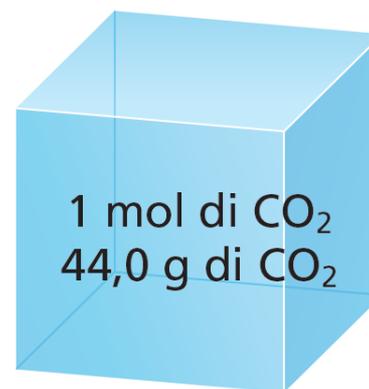
STP $\rightarrow 273,15 \text{ K (0 } ^\circ\text{C)}$ e 1 atm

La legge dei gas ideali

La **densità** (rapporto fra massa e volume) dei gas diminuisce progressivamente all'aumentare della loro temperatura e cresce con l'aumentare della pressione.



22,4 L di O₂



22,4 L di CO₂

LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si usa la legge dei gas ideali?**

Per evitare l'ossidazione del filamento, il bulbo di una lampadina, di volume 0,158 L, si riempie con argon, un gas inerte, alla temperatura di 20 °C e alla pressione di 3,00 torr. Quanti grammi di argon contiene una lampadina in queste condizioni?

- ▶ **Come si calcola la densità di un gas in condizioni diverse da quelle STP?**

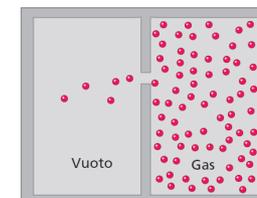
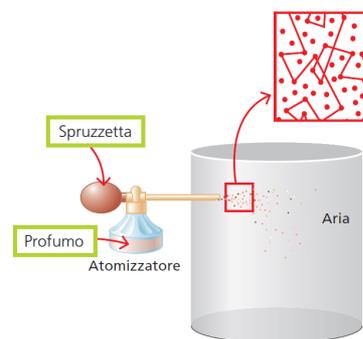
Un metodo usato per separare gli isotopi dell'uranio, così da ottenere il materiale adatto ad alimentare le centrali nucleari, si basa sull'impiego dell'esafluoruro di uranio UF_6 . Poiché UF_6 bolle a 56 °C, è un gas alla temperatura di 100 °C. Qual è la densità di UF_6 a 373,15 K se la pressione di una mole del gas è 0,974 atm?

Immagina che il gas contenga una miscela degli isotopi naturali dell'uranio.

La legge di Graham

Legge di Graham: i gas più leggeri effondono e diffondono più rapidamente di quelli con massa molare maggiore.

- **Diffusione** → mescolamento spontaneo delle molecole di gas diversi.
- **Effusione** → passaggio delle molecole di un gas attraverso un sottile foro verso una camera sottovuoto.



$$\frac{\text{velocità di effusione (A)}}{\text{velocità di effusione (B)}} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

La teoria cinetico-molecolare

Il modello del gas ideale si basa sui seguenti postulati:

1. Un gas ideale è costituito da un numero enorme di molecole in costante e disordinato movimento.
2. Il volume proprio occupato dalle molecole del gas ideale è così piccolo, rispetto a quello del recipiente che le contiene, da essere trascurabile.
3. Le molecole si urtano spesso fra loro e collidono con le pareti del recipiente, si muovono in linea retta fra una collisione e l'altra e non sono soggette a forze di attrazione o repulsione reciproca. Gli urti delle molecole sono perfettamente elastici.

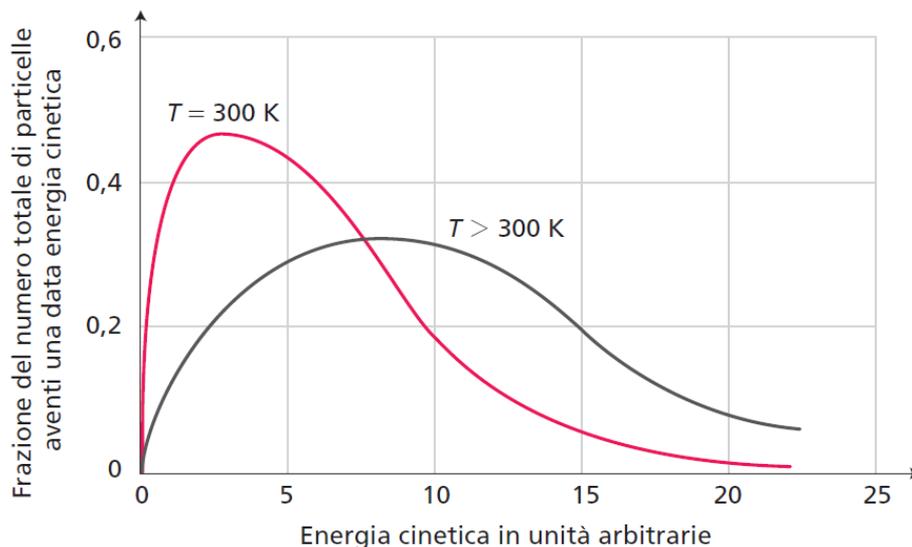
La teoria cinetico-molecolare

Teoria cinetica dei gas: all'aumentare della temperatura aumenta la velocità media delle molecole.

$$T \propto E_c \text{ molecolare media}$$

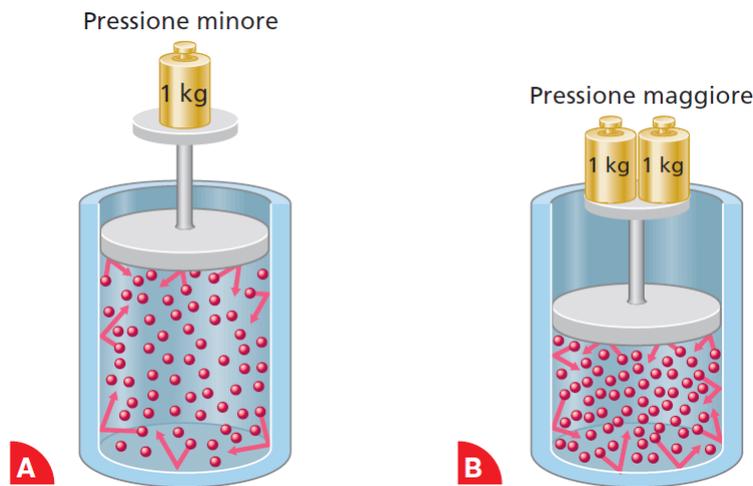
$$E_c = 1/2 mv^2$$

Distribuzione dell'energia cinetica delle particelle gassose.



La teoria cinetico-molecolare

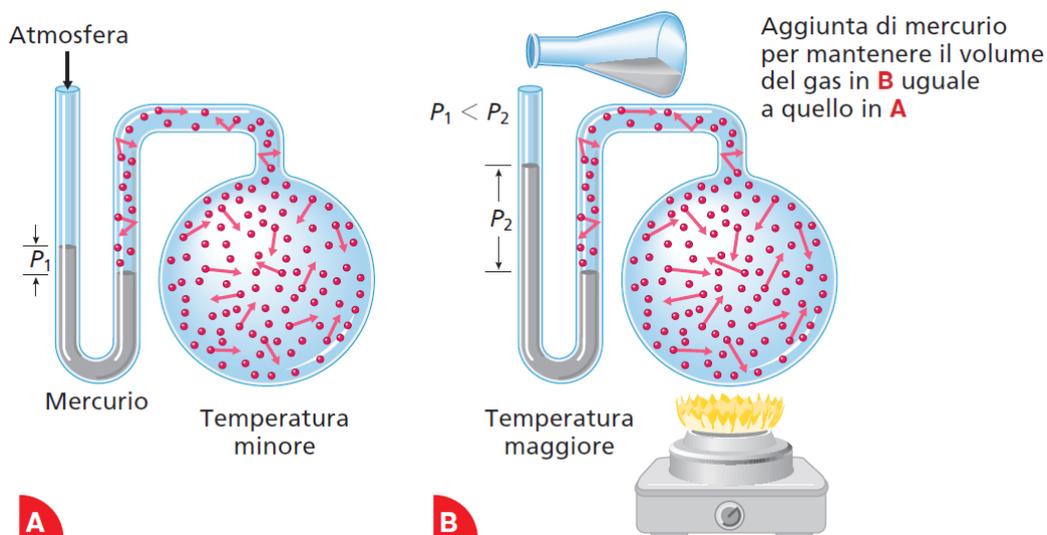
La teoria cinetico-molecolare spiega la legge di Boyle: se il volume viene ridotto a temperatura costante, non si hanno variazioni dell' E_c media delle molecole, ma aumentando il numero di molecole di gas per unità di volume raddoppia anche il numero di collisioni (pressione).



La teoria cinetico-molecolare

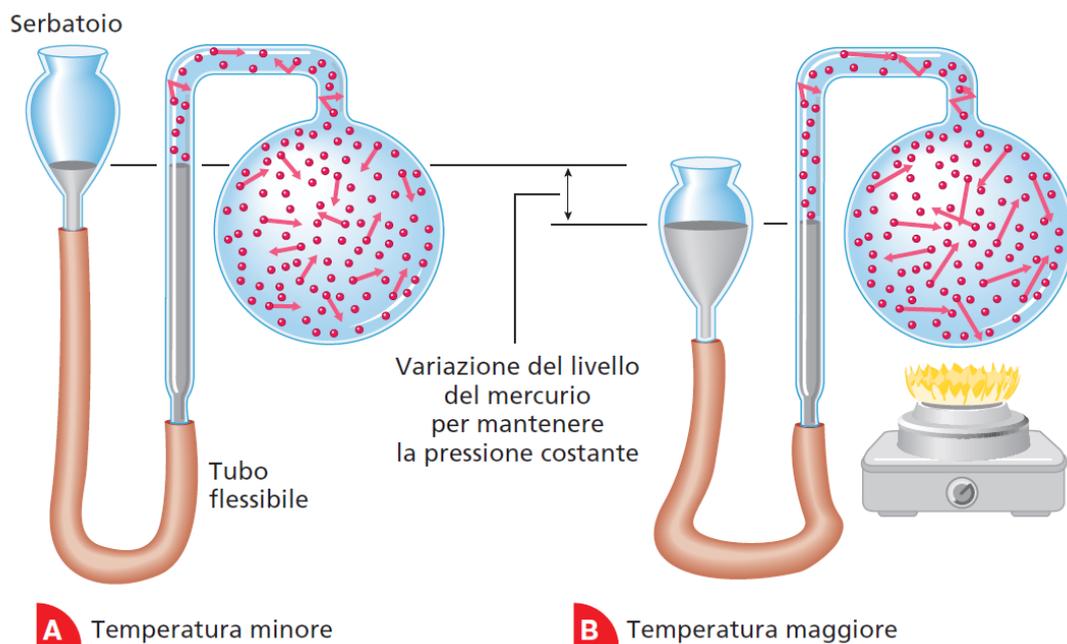
La teoria cinetico-molecolare spiega dal legge di Gay-Lussac:

l'aumento della temperatura del gas provoca l'aumento dell' E_c media delle molecole, che colpiscono le pareti del recipiente con maggiore frequenza e forza (pressione).



La teoria cinetico-molecolare

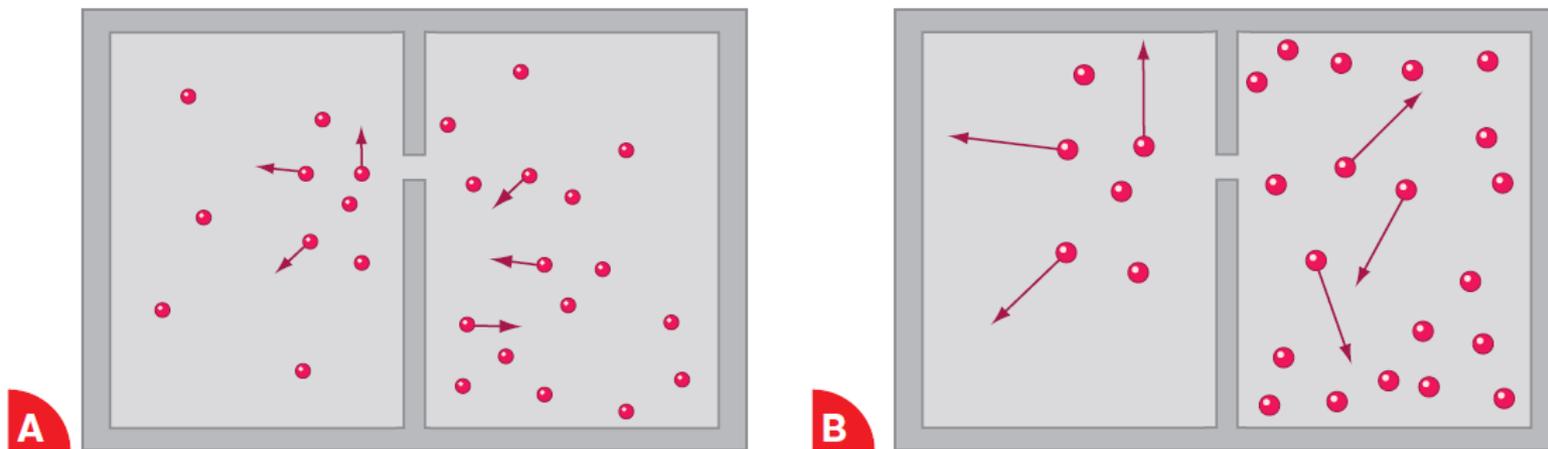
La teoria cinetico-molecolare spiega la legge di Charles:
per mantenere la pressione costante quando si aumenta la temperatura, il gas si espande (volume).



La teoria cinetico-molecolare

La teoria cinetico-molecolare spiega dal legge di Graham:

Poiché $E_c = 1/2 mv^2$, una particella di piccola massa può avere la stessa energia cinetica di un'altra di massa maggiore solo se la sua velocità è *più alta*. La particella di massa minore effonde quindi più velocemente.

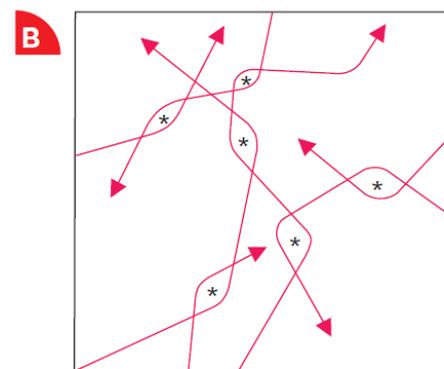
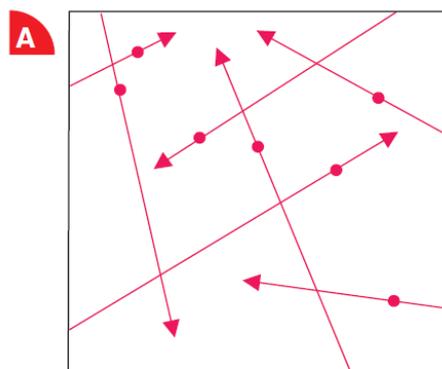


La teoria cinetico-molecolare

Il diverso comportamento di gas reali e gas ideale è dovuto a due deviazioni dai postulati del gas ideale:

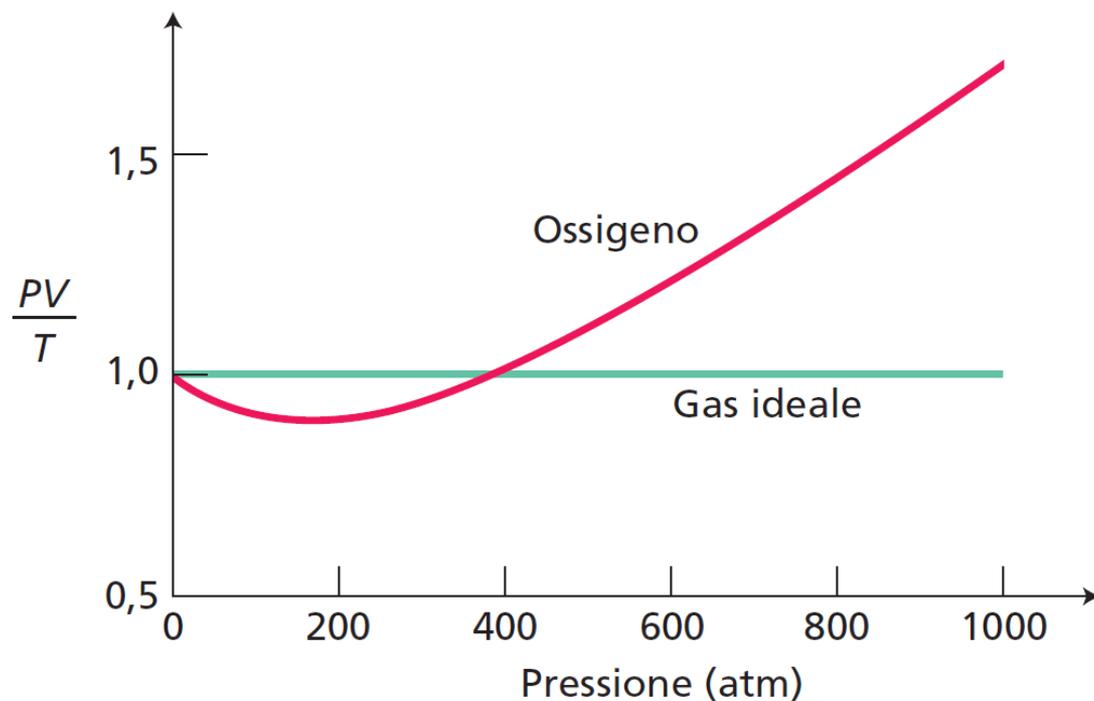
1. le molecole dei gas reali non hanno volume nullo ($V_{\text{reale}} > V_{\text{ideale}}$);
2. in un gas reale esistono interazioni fra le molecole ($P_{\text{reale}} < P_{\text{ideale}}$).

In un gas reale le traiettorie curvano quando una molecola passa accanto a un'altra.



La teoria cinetico-molecolare

Il comportamento dei gas reali si avvicina a quello ideale quanto più la pressione è bassa e la temperatura elevata.



La pressione parziale dei gas

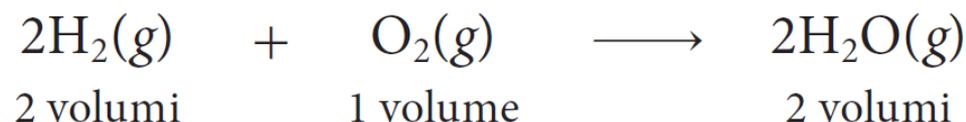
Legge delle pressioni parziali di Dalton: la pressione totale di una miscela di gas è pari alla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti.

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

Pressione parziale → pressione che ogni singolo gas presente in una miscela gassosa eserciterebbe se occupasse da solo un recipiente delle stesse dimensioni e alla stessa temperatura.

La stechiometria in fase gassosa

Nelle reazioni in fase gassosa è presente una nuova equivalenza stechiometrica: quella fra i *volumi* dei gas.



$$2 \text{ volumi H}_2(\text{g}) : 1 \text{ volume O}_2(\text{g}) = 2 \text{ mol H}_2 : 1 \text{ mol O}_2$$

$$2 \text{ volumi H}_2(\text{g}) : 2 \text{ volumi H}_2\text{O}(\text{g}) = 2 \text{ mol H}_2 : 2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ volume O}_2(\text{g}) : 2 \text{ volumi H}_2\text{O}(\text{g}) = 1 \text{ mol O}_2 : 2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si determina la stechiometria delle reazioni in fase gassosa?**

Quanti litri di idrogeno, misurati a STP, si combinano esattamente con 1,50 L di azoto, sempre a STP, per formare ammoniaca?
L'equazione chimica della reazione è:



- ▶ **Come si calcola il volume di un prodotto gassoso?**

Il cemento Portland si produce sfruttando la decomposizione termica del carbonato di calcio a formare ossido di calcio e diossido di carbonio:



Supponiamo che un campione di CaCO_3 di 1,25 g si decomponga ad alta temperatura. Qual è il volume di CO_2 (in millilitri) che si libera, misurato a 740 torr e 25 °C?



La chimica in Agenda

In media, in Italia, il consumo di gas per il riscaldamento corrisponde a: 940 *Smc*/anno per una famiglia di Milano; 800 *Smc*/anno per una famiglia di Roma e 370 *Smc*/anno per una famiglia di Palermo.

Smc, standard metro cubo è l'unità di misura che è stata scelta per il gas usato a scopi energetici, cioè l'unità di misura che vediamo nelle nostre bollette. Secondo questa convenzione, il volume del gas viene misurato alla temperatura di 15°C e alla pressione di 013,25 millibar.



Chemistry in English

In august 2019, the fires in the Brazilian Amazon rainforest released the equivalent of 228 megatonnes of carbon dioxide (according to the *National Institute for Space Research, INPE*).