

# LEGGI DEI GAS

**Gas** sono sostanze sprovviste di forma e volume proprio

Una grandezza molto significativa per descrivere un gas è la pressione, conseguenza delle collisioni del gas sulla superficie del contenitore.

**Pressione** è la forza esercitata dal gas per unità di superficie:

$$P = F/S$$

Su di noi grava la Pressione di 1 atm (760 mmHg).

# Pressione: le unità di misura

**Tabella 5.3** Unità di pressione e fattori di conversione

Unità SI: pascal (Pa)

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg}/(\text{m} \cdot \text{s}^2) = 1 \text{ N}/\text{m}^2$$

Unità convenzionali\*

$$1 \text{ bar} = 100 \text{ kPa}$$

$$1 \text{ atm} = 101,325 \text{ kPa}$$

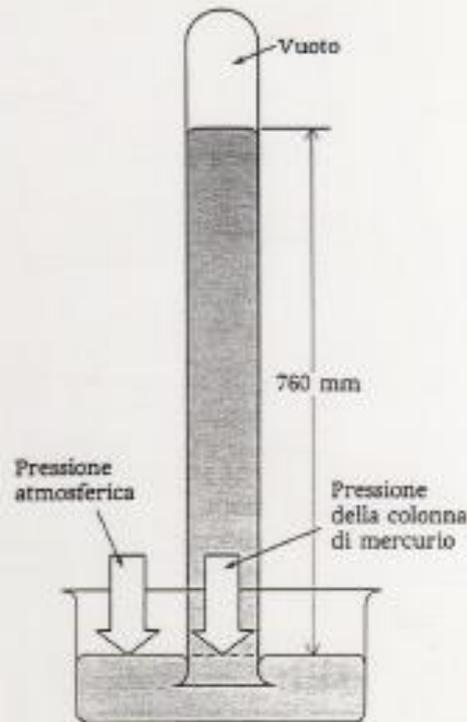
$$1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ Torr} = 133,3 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ mmHg} = 133,3 \text{ Pa}$$

\* Le relazioni esatte sono quelle evidenziate in grassetto. Quando non è richiesta una precisione assoluta, 1 Torr può essere considerato uguale a 1 mmHg e le due unità possono essere utilizzate indifferentemente.



**Figura 5.4**

In un barometro a mercurio la pressione della colonna di mercurio è bilanciata esattamente dalla pressione atmosferica; quindi l'altezza della colonna è proporzionale alla pressione atmosferica. Nello spazio al di sopra del livello del mercurio c'è il vuoto e quindi tale spazio non fornisce alcun contributo alla pressione misurata.

# GAS IDEALE

Definizione: Un gas ideale è costituito da

- 1) particella dal volume nullo
- 2) non interagenti tra loro
- 3) gli urti con le pareti del recipiente sono urti elastici

**Queste condizioni si verificano per un gas reale???**

**Leggi dei gas ideali:**

- ) legge di Boyle (1661)
- ) legge di Charles
- ) legge di Avogadro (1811)



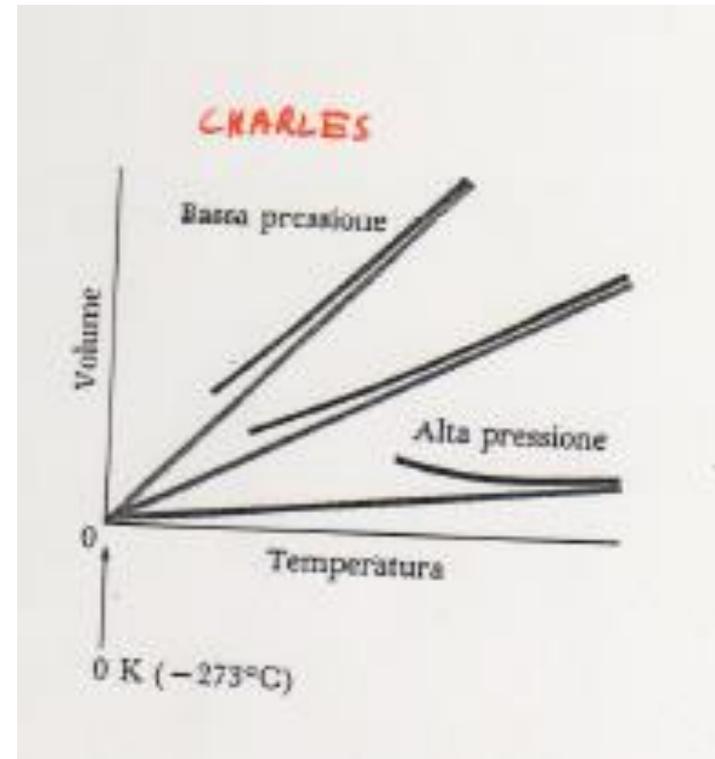
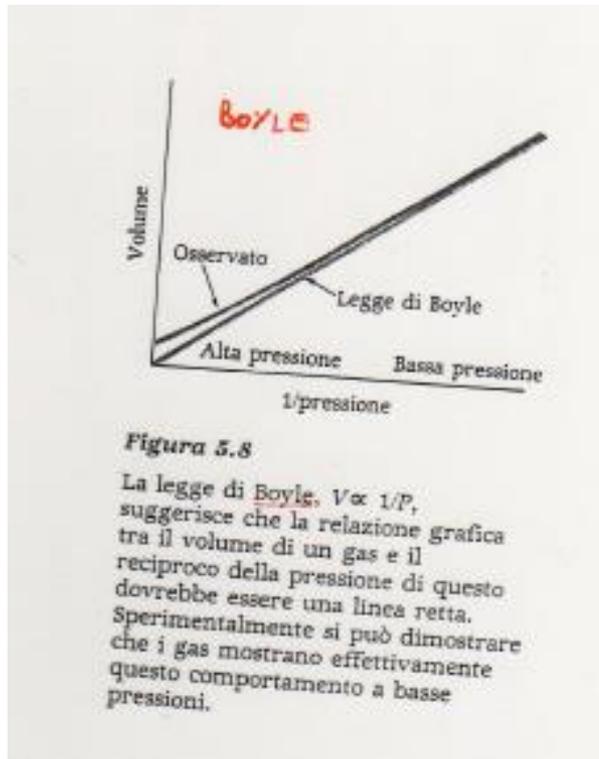
Amedeo Avogadro

## Legge di Boyle

A Temperatura costante per **qualsiasi gas** ideale il prodotto  $P \cdot V$  è costante

## Legge di Charles

A pressione costante per **qualsiasi gas** ideale  $V/T$  è costante ( a  $T=0$  K,  $V=0$ )



## Legge di Avogadro

A temperatura e pressione costanti il volume di un gas è proporzionale al suo numero di moli (indipendentemente dalla natura del gas).

Tutte le leggi dei gas ideali vista in precedenza possono essere condensate nella famosa **legge dei gas ideali**, una equazione di stato per questi gas.

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

$$R = 0.08206 \text{ l} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

L'equazione di stato dei gas ideali descrive bene il comportamento della maggior parte dei gas reali che si trovano ad una  $P \leq 1 \text{ atm}$  ed ad una temperatura non troppo bassa.

## Densità di un gas ideale e Volume molare

$$PV = nRT$$

$$d = m/V; \text{ moli} = m/p.m.$$

$$PV = mRT/p.m.$$

$$d = m/V = P \cdot p.m. / RT$$

$$PV = nRT$$

$$V/n = RT/P$$

→ Il volume molare di un gas ideale non dipende dalla natura del gas

Il volume molare di un gas ideale in condizioni standard (STP) di  $T = 0^\circ\text{C}$ ,  $P = 1 \text{ atm}$  vale **22.4 L** (fare per esercizio la verifica)

**Esercizio:** 1 mole di vapor d'acqua (con comportamento di gas ideale) in condizioni STP occupa il volume di.....Ed una mole di  $\text{H}_2\text{O}$  liquida??

# Comportamento da gas ideale di un gas reale

Quale gas tra questi si discosta maggiormente dal comportamento ideale?

**Tabella 5.4** Volumi molari di vari gas a 0°C e alla pressione di 1 atm

<i>Gas</i>	<i>Volume, L/mol</i>
Ammoniaca	22,40
Argon	22,09
Biossido di carbonio	22,26
Azoto	22,40
Ossigeno	22,40
Idrogeno	22,43
Elio	22,41
Gas ideale	22,414

# TRASFORMAZIONI FISICHE DI GAS

**Trasformazione fisica di un gas:** Si cambiano condizioni quali T, P e V ma non il numero di moli.

Per la legge di Avogadro:

$$n = PV/RT$$

In una trasformazione fisica il numero di moli rimane costante perciò è valida:

$$P_i V_i / RT_i = P_f V_f / RT_f \quad \text{dove i sta per stato iniziale ed f per stato finale}$$

Delle 6 variabili, conosciute 5 la sesta viene ricavata!

Esercizio: un gas alla pressione di 1 atm, alla T di 0°C ha un volume di 10 L. Calcolare la temperatura del gas se la pressione viene dimezzata ed il volume pure.

# MISCELE DI GAS

I gas sono miscibili in ogni rapporto.

Per una miscela di gas si definisce la **Pressione parziale** di ciascun componente come la pressione che questo componente eserciterebbe se , alla stessa temperatura, si trovasse ad occupare da solo il volume del contenitore. Matematicamente:

$$p_A V = n_a RT$$

Domanda: La pressione totale di una miscela di gas come si calcola??

La risposta sta nella **legge di Dalton**: La pressione totale di una miscela di gas è data dalla somma delle pressioni parziali dei gas costituenti la miscela. (questo ragionamento vale a P non troppo alte e T non troppo basse, perché???)

Matematicamente:

$$p_a V = n_a RT$$

somma dei due membri porta a

$$p_b V = n_b RT$$

$$(p_a + p_b + p_c) V = (n_a + n_b + n_c) RT$$

$$p_c V = n_c RT$$

$$PV = nRT \quad \text{con } n = \sum_i n_i$$

Date le due equazioni precedentemente viste...

$$p_a V = n_a RT$$

$$PV = \sum n_i RT$$

Dividiamo membro a membro...

$$p_a/P = n_a/\sum n_i$$

Definiamo  $n_a/\sum n_i = X_a$  (**frazione molare**) del gas a

$$p_a/P = X_a$$

Che u.d.m. ha la frazione molare??

# GAS REALI

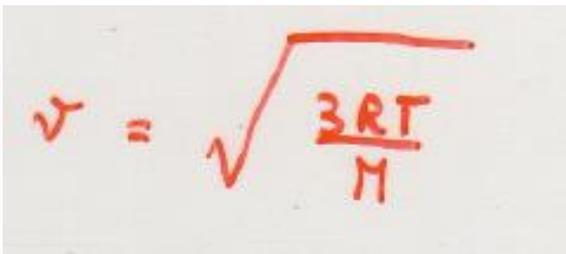
Definizione:

Un gas reale è un gas per il quale non può più essere trascurato il volume delle particelle di gas e le forze attrattive e repulsive tra le particelle stesse.

**L'equazione di stato non vale più!!!**

Normalmente un gas reale a T alte e P ridotte assume un comportamento ideale mentre a T basse e a P alte il comportamento ideale viene perduto...

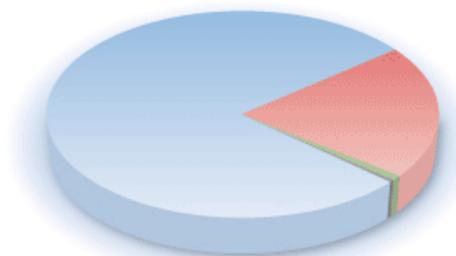
Infine che legame c'è tra Temperatura e velocità delle particelle di un gas?


$$v = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Si ricava dalla combinazione della **teoria cinetica dei gas** e l'equazione di stato per i gas ideali.

**TABELLA 5.3** Composizione dell'aria secca

Gas	Percentuale in volume (%)
Azoto ( $N_2$ )	78
Ossigeno ( $O_2$ )	21
Argon (Ar)	0.9
Biossido di carbonio ( $CO_2$ )	0.04



■  $N_2$       ■  $O_2$   
■ Ar      ■  $CO_2$