



# PROPRIETÀ DEI LIQUIDI

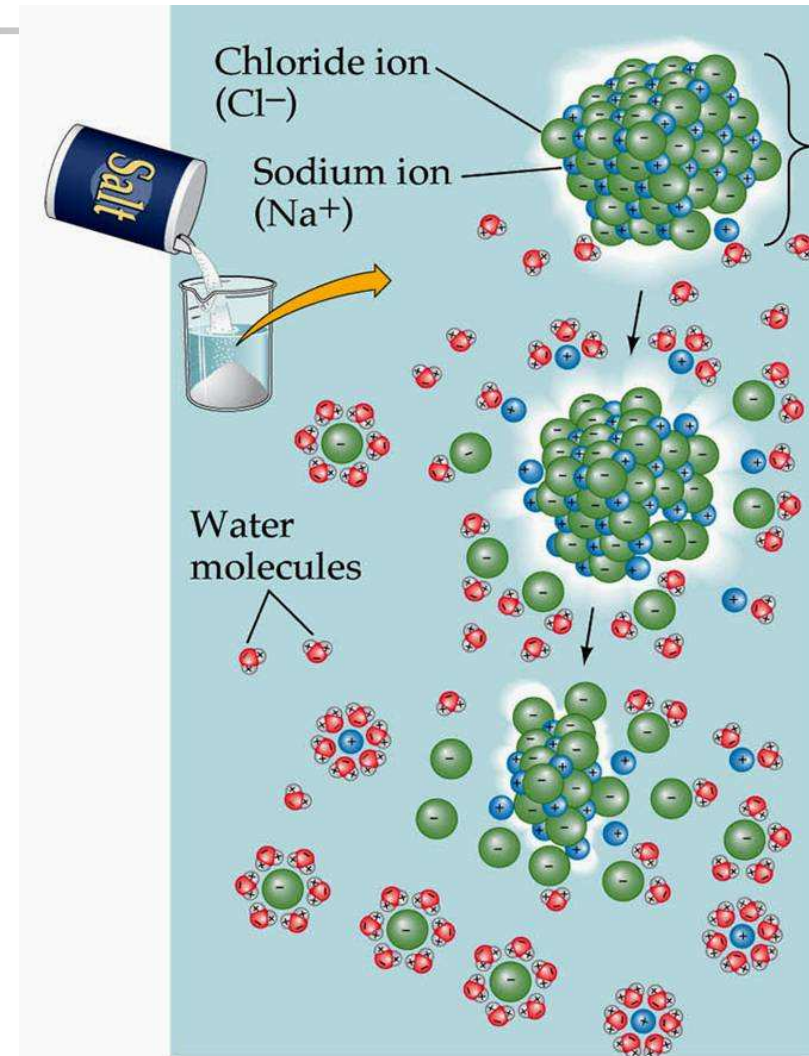
- **Viscosità:** resistenza di un fluido al flusso, ossia scorrimento relativo delle molecole
- Una semplice misura (indiretta) è il tempo di efflusso di un dato volume di liquido attraverso un opportuno capillare
- Forze intermolecolari elevate (legame idrogeno)  $\Rightarrow$  maggiore la viscosità (effetto della temperatura?)



# CAPACITA' SOLVENTE DELL'ACQUA LIQUIDA



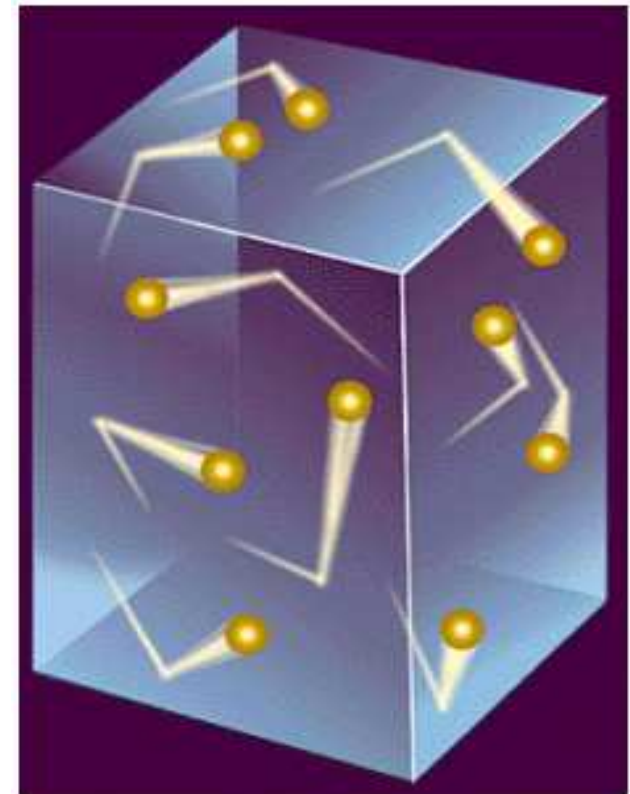
- Molti solidi ionici sono solubili in acqua grazie alle interazioni ione-dipolo che separano gli ioni dal solido





# STATO GASSOSO

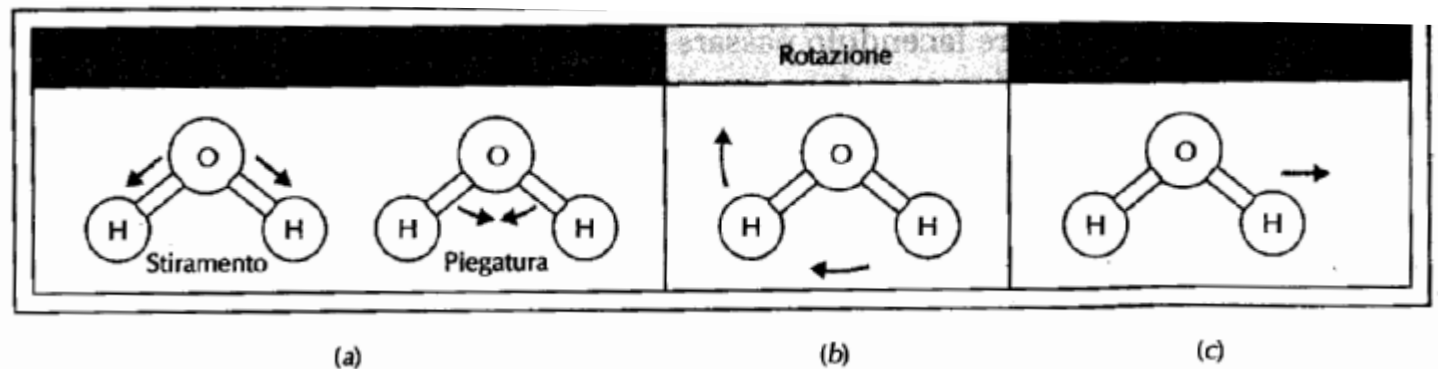
- Molecole in perenne movimento caotico (temperatura).
- Forze intermolecolari ridotte;
- Volume delle particelle trascurabile rispetto a quello del contenitore;
- Energia trasferita per urti ma costante.





# TEMPERATURA

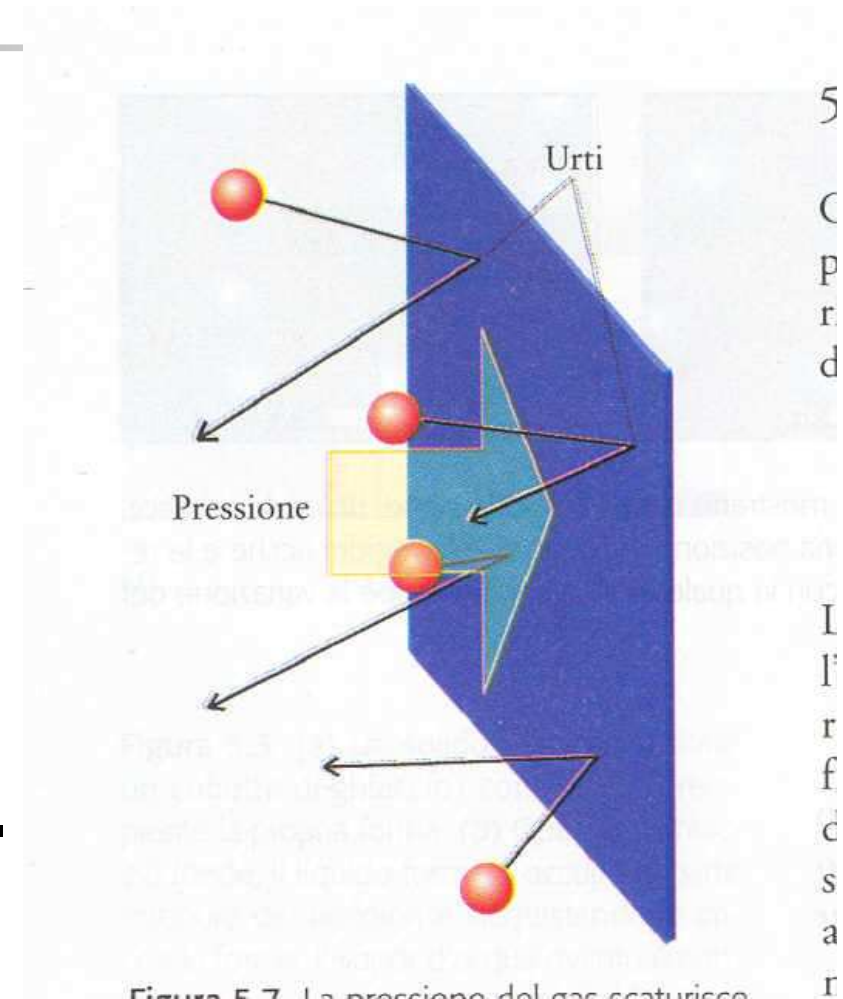
- Misura quantitativa di come “caldo” è un oggetto.
- Movimento delle molecole dipende dalla temperatura
- Scala assoluta (K): a 0 K ( $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) i movimenti sono minimi





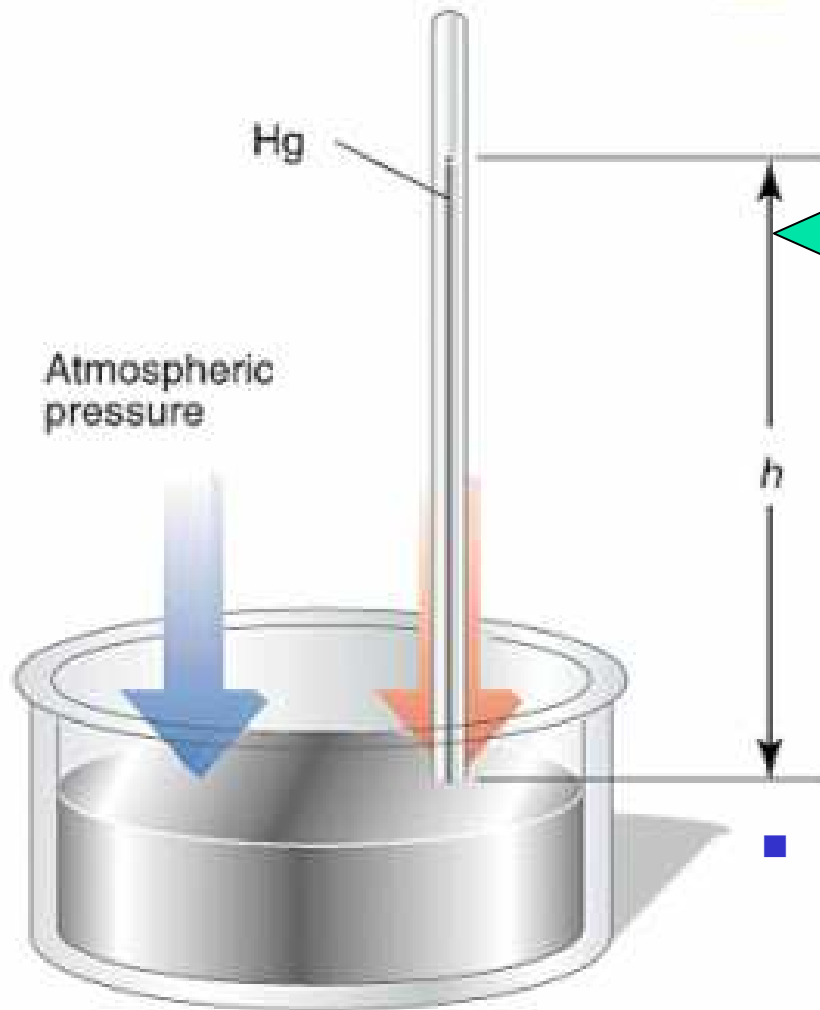
# PRESSIONE

- Forza esercitata dal gas per unità di superficie connessa agli urti delle molecole contro la superficie del contenitore
- $p = F/A$  (N/m<sup>2</sup> o Pa)  
unità SI (molto piccola).





# ESPERIENZA DI TORRICELLI



760 mm

Pressione atmosferica: forza peso della colonna di aria. Su 1 m<sup>2</sup> forza di  $1.013 \times 10^5$  N (circa  $10^4$  kg di massa)

- Nei recipienti chiusi la pressione è misurata con manometri.

$$1 \text{ atm} = 1.013 \times 10^5 \text{ Pa} = 0.1013 \text{ MPa} = 1.013 \text{ bar} = 760 \text{ mmHg}$$



# VOLUME

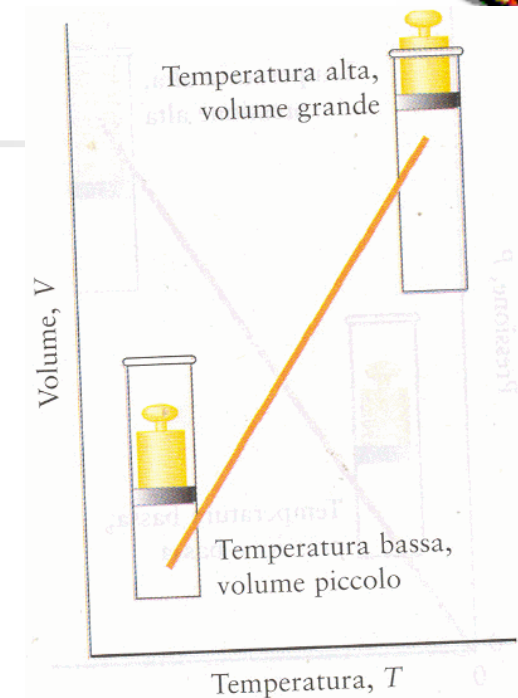
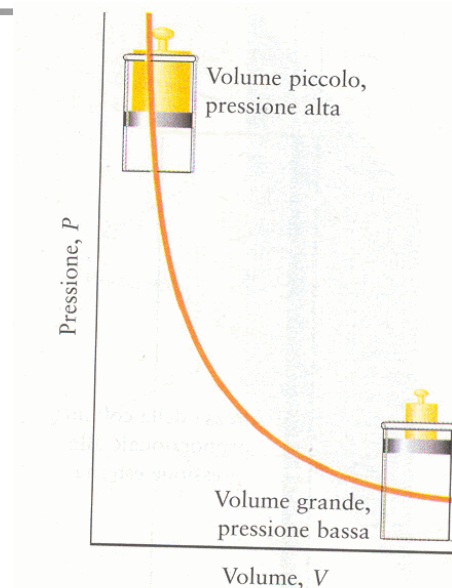
- Assenza di volume e forma propri  $\Rightarrow$  tendenza ad occupare tutto lo spazio disponibile.
- Altamente comprimibile.
- Formazione di fasi omogenee con altri gas.
- Volume, pressione e temperatura non sono indipendenti (equazione costitutiva).
- Esempio:  $V$  aumenta,  $p$  diminuisce.



# EQUAZIONE COSTITUTIVA DEI GAS



- Boyle:  $pV = \text{cost}$ ,  
(cost =  $f(T, n)$ )
- Charles:  $V \propto T$ ,  
(costante  $p$  e  $n$ )
- Avogadro:  $V \propto n$ ,  
(costante  $p$  e  $T$ )



|                    |       |
|--------------------|-------|
| Gas ideale         | 22,41 |
| Argo               | 22,09 |
| Anidride carbonica | 22,26 |
| Azoto              | 22,40 |
| Ossigeno           | 22,40 |
| Idrogeno           | 22,43 |



# EQUAZIONE COSTITUTIVA DEI GAS



- Gas perfetti (o ideali):
  - Le molecole del gas non esercitano alcuna influenza reciproca; interagiscono solo al momento degli urti.
  - Le molecole del gas sono puntiformi; non occupano cioè alcun volume.
- Equazione di stato dei gas perfetti:

$$pV = nRT$$



# EQUAZIONE COSTITUTIVA DEI GAS



$$pV = nRT$$

- $R$  = costante dei gas =  $0.082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} = 8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1}$
- $T$  = temperatura assoluta =  $273.15 + ^\circ\text{C}$
- Condizioni standard o normali (TPS):
  - $P = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 0 ^\circ\text{C} = 273.15 \text{ K}$
  - Volume molare standard =  $22.4 \text{ L}$



# ALCUNE APPLICAZIONI DELLA LEGGE DEI GAS PERFETTI



- Densità di un gas:

$$d = \frac{pM}{RT}$$

- Miscele gassose – Legge di Dalton delle pressioni parziali:
- $p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$
- $p_i = n_i (RT/V)$
- $p_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} (RT/V)$



# ALCUNE APPLICAZIONI DELLA LEGGE DEI GAS PERFETTI



- Frazione molare (misura della concentrazione)  $x_i$ :

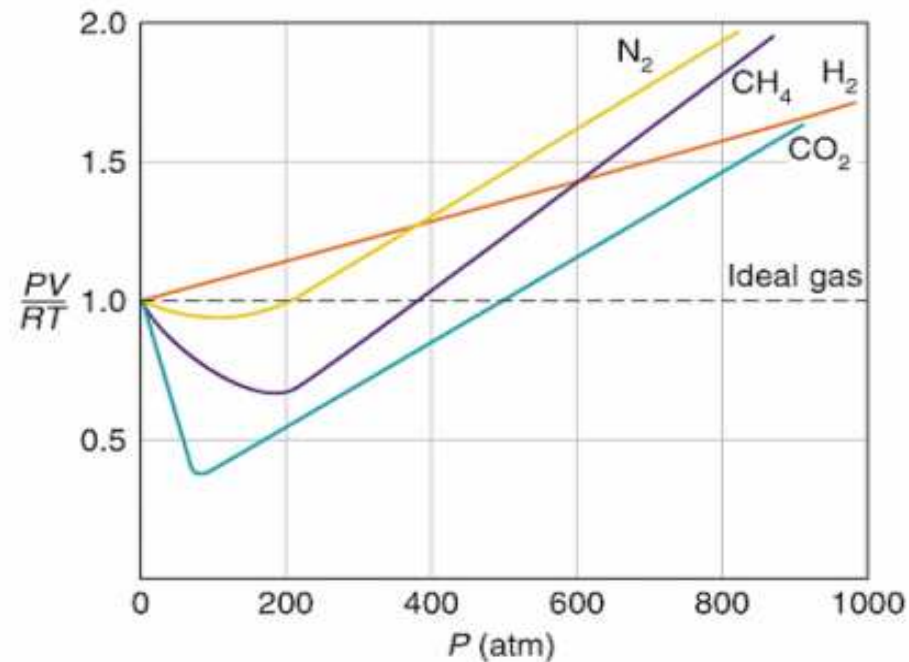
$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

- $p_i = x_i p_{tot}$
- Gas perfetti astrazione; numerose miscele gassose e gas puri hanno comportamento da gas perfetto: aria,  $O_2$ ,  $N_2$ , Ar, He (a pressione atmosferica e  $T >$  temperatura ambiente).



# GAS REALI

- Per 1 mole di gas perfetto  $PV/RT = 1$  ad ogni  $p$ .
- Deviazione (effetto della pressione) per i gas reali:





# GAS REALI

- Ragioni di non idealità nel comportamento dei gas:
  - Le molecole occupano un certo volume (es.:  $O_2$  a 1 atm  $V_{mol} = 0.13 \%$ , a 100 atm 17 %);
  - Le molecole hanno una certa interazione mutua (forze secondarie)
- Due modi diversi per tenere conto delle deviazioni dal gas perfetto:
  - Equazione di Van der Waals
  - Fattore di compressibilità



# GAS REALI

- Equazione di Van der Waals:

$$\left( p + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

- $a$  e  $b$  costanti empiriche diverse per ogni gas
- Fattore di compressibilità:

$$z = \frac{pv}{RT}$$

- $z = f(p_r, T_r)$  dove  $p_r = p/p_{cr}$  e  $T_r = T/T_{cr}$
- Diagrammi generalizzati di  $z$ .



# COSTANTI DELLA EQUAZIONE DI VAN DER WAALS



| <i>Gas</i>      | <i>a (L<sup>2</sup>atm/mol)</i> | <i>b (L/mol)</i> |
|-----------------|---------------------------------|------------------|
| He              | 0.03412                         | 0.02370          |
| Ne              | 0.2107                          | 0.01709          |
| H <sub>2</sub>  | 0.2444                          | 0.02661          |
| O <sub>2</sub>  | 1.360                           | 0.03803          |
| CH <sub>4</sub> | 2.253                           | 0.04278          |
| CO <sub>2</sub> | 3.592                           | 0.04267          |
| NH <sub>3</sub> | 4.170                           | 0.03707          |