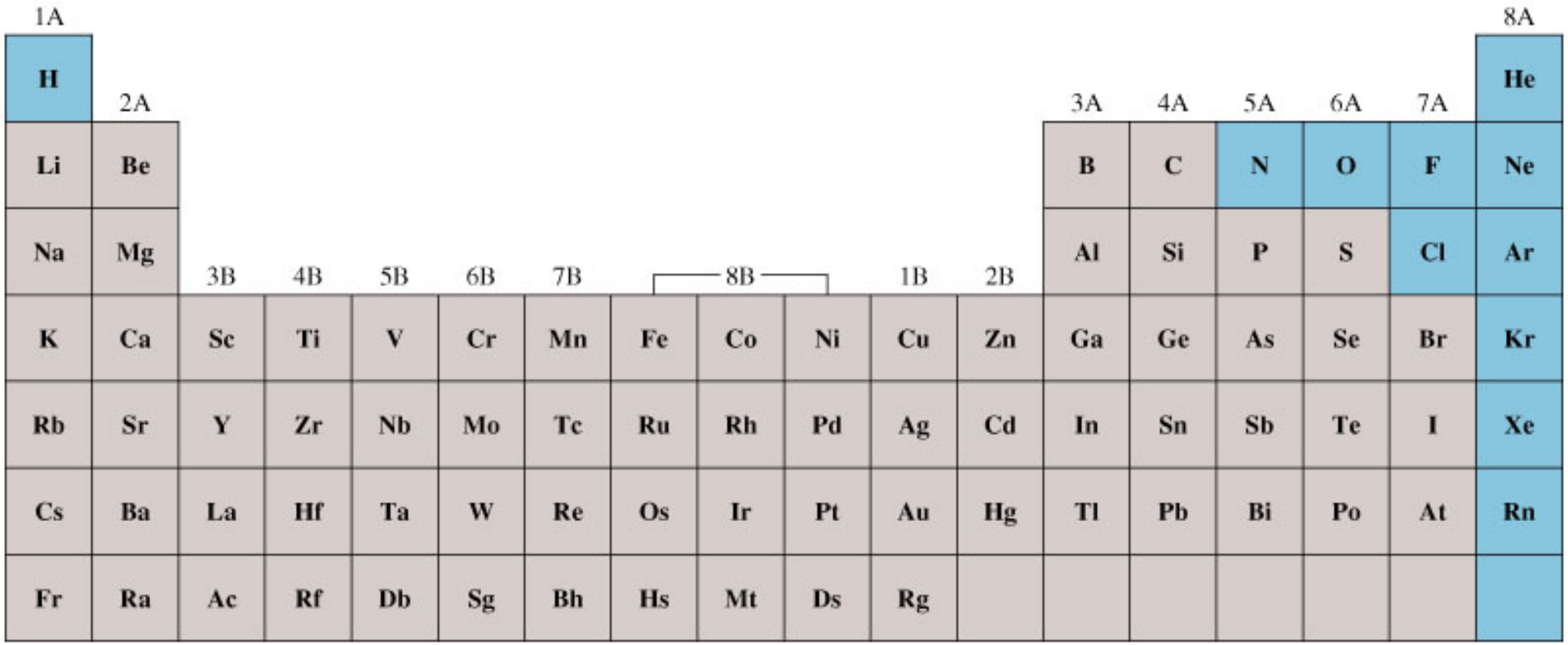
I gas

Capitolo 5

Elementi che esistono come gas a 25^0C and 1 atmosfera



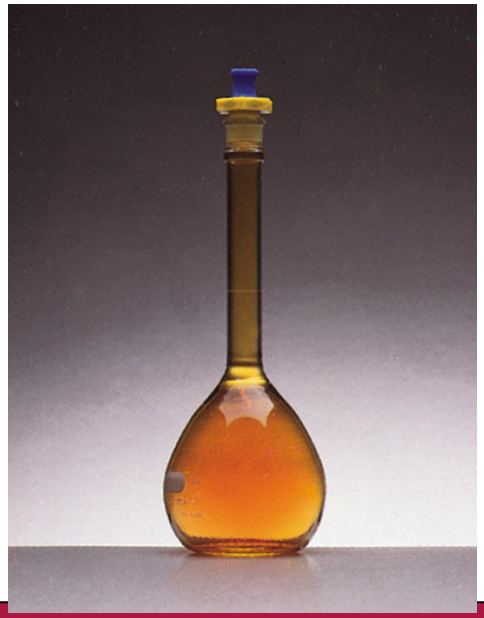
1A												3A	4A	5A	6A	7A	8A
H	2A																He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

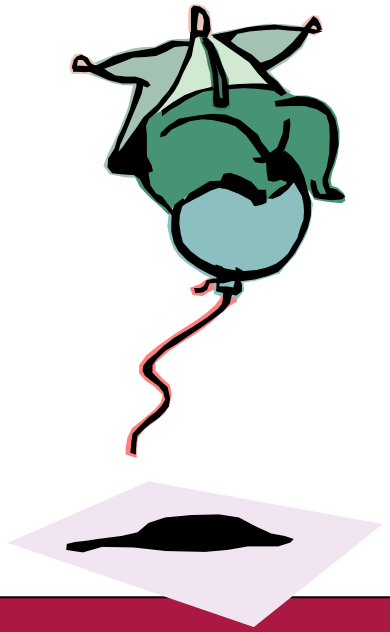
Tabella 5.1 Alcune sostanze che si trovano allo stato gassoso a 1 atm e 25°C

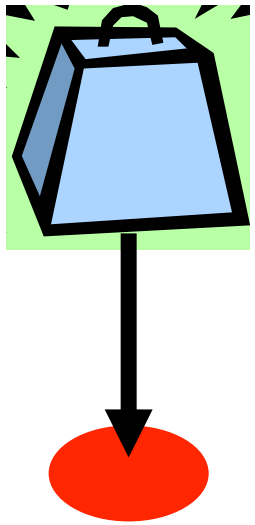
Elementi	**Composti**
H_2 (idrogeno molecolare)	HF (fluoruro di idrogeno)
N_2 (azoto molecolare)	HCl (cloruro di idrogeno)
O_2 (ossigeno molecolare)	HBr (bromuro di idrogeno)
O_3 (ozono)	HI (ioduro di idrogeno)
F_2 (fluoro molecolare)	CO (monossido di carbonio)
Cl_2 (cloro molecolare)	CO_2 (biossido di carbonio)
He (elio)	NH_3 (ammoniaca)
Ne (neon)	NO (ossido nitrico)
Ar (argon)	NO_2 (biossido di azoto)
Kr (cripton)	N_2O (ossido nitroso)
Xe (xenon)	H_2S (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 poterlo considerarlo un gas in condizioni atmosferiche ordinarie.	

Caratteristiche fisiche dei gas

- Assumono il volume e la forma dei loro contenitori.
- Sono i più comprimibili tra gli stati della materia.
- Si mescolano completamente e in modo omogeneo se costretti in un medesimo contenitore.
- Hanno densità decisamente inferiore rispetto ai liquidi e ai solidi.







$$\text{Pressione} = \frac{\text{Forza}}{\text{Area}}$$

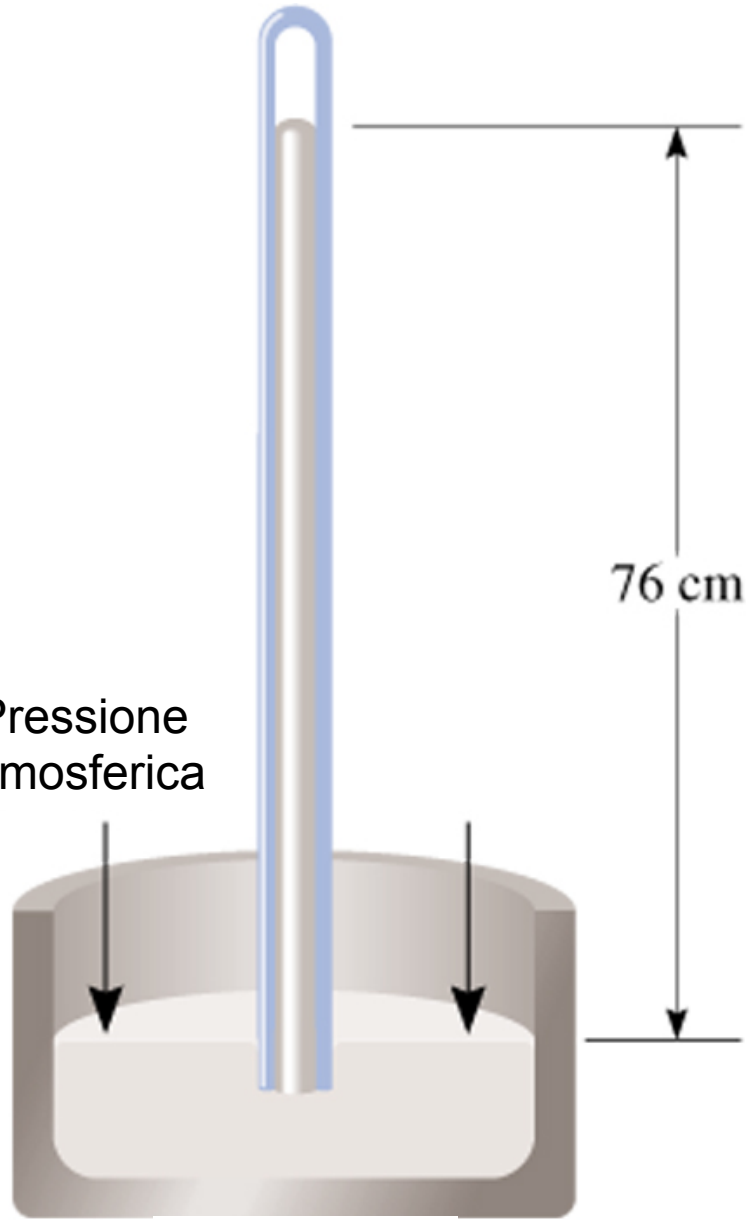
(forza = massa x accelerazione)

Unità di pressione

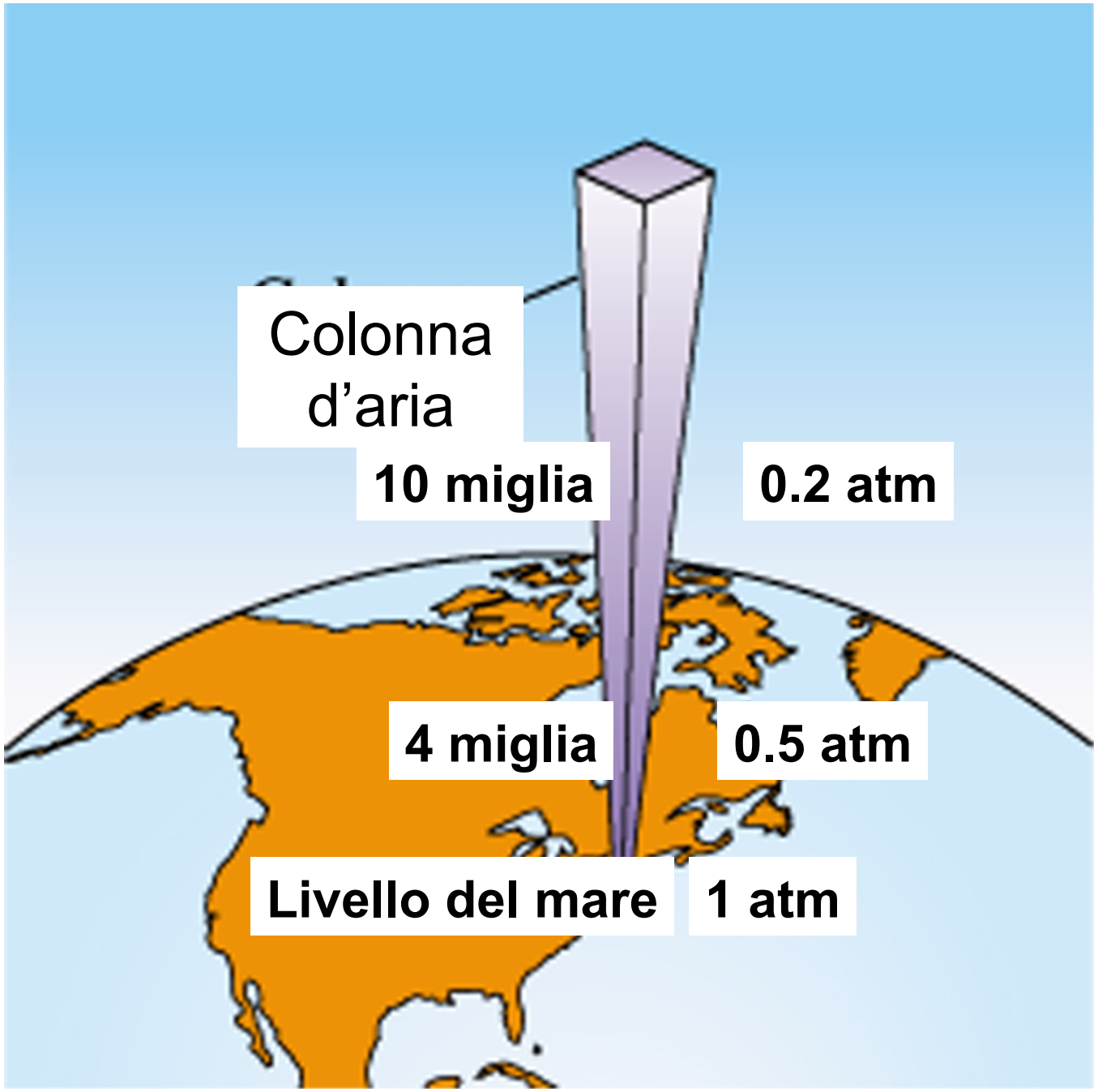
1 pascal (Pa) = 1 N/m^2

1 atm = 760 mmHg = 760 torr

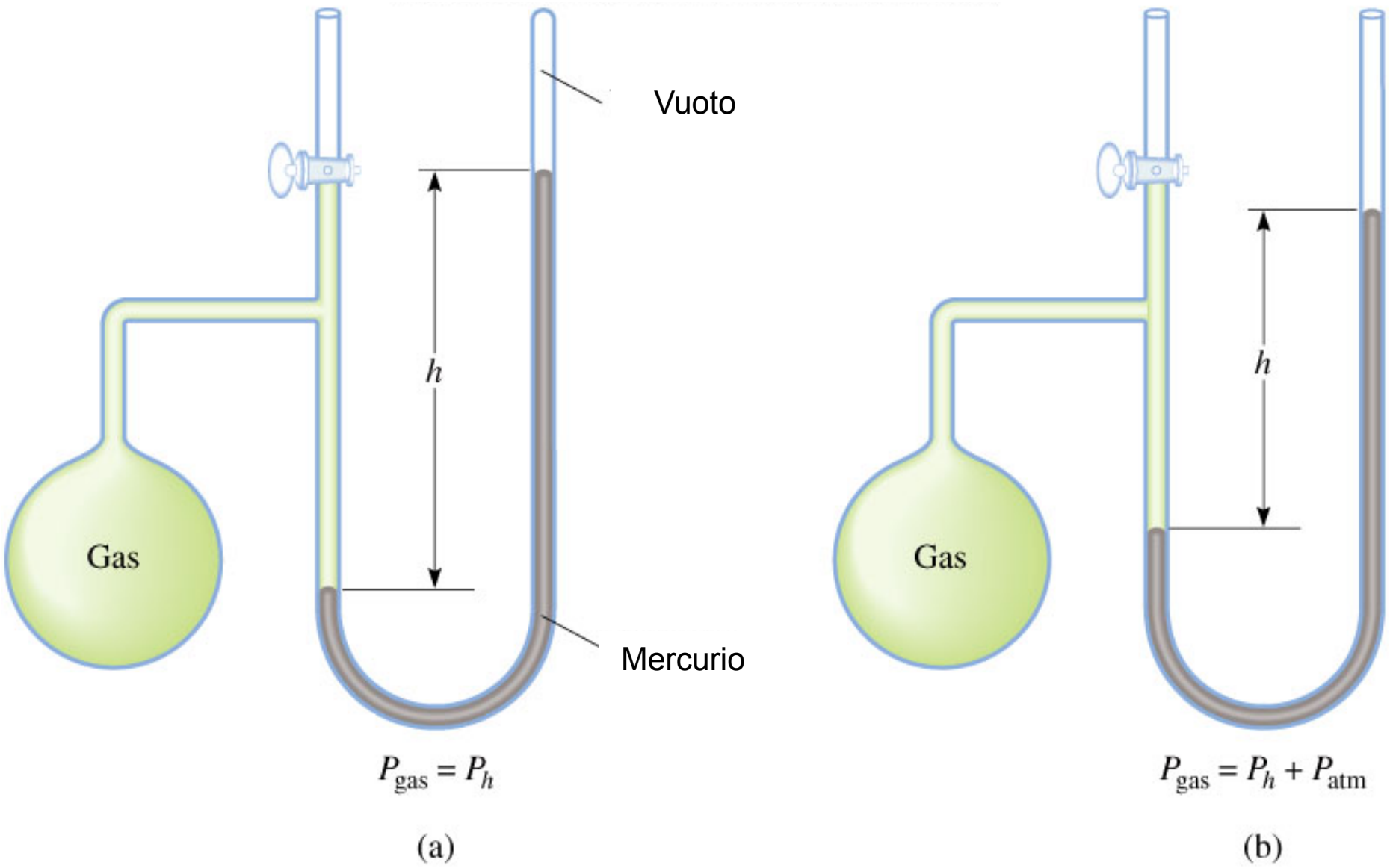
1 atm = 101,325 Pa



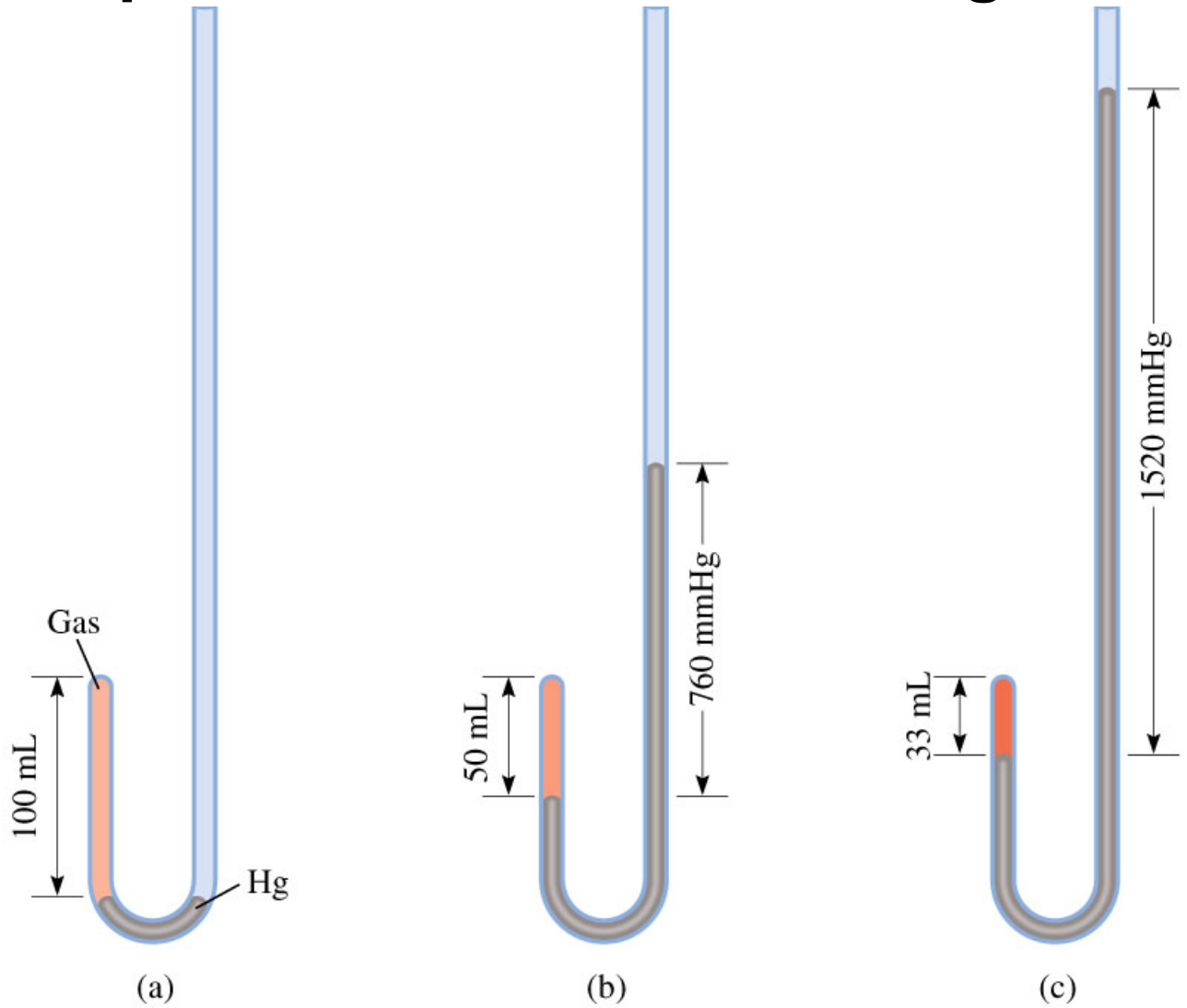
Barometro


Colonna
d'aria
10 miglia
0.2 atm
4 miglia
0.5 atm
Livello del mare
1 atm

Manometri utilizzati per misurare le pressioni dei gas

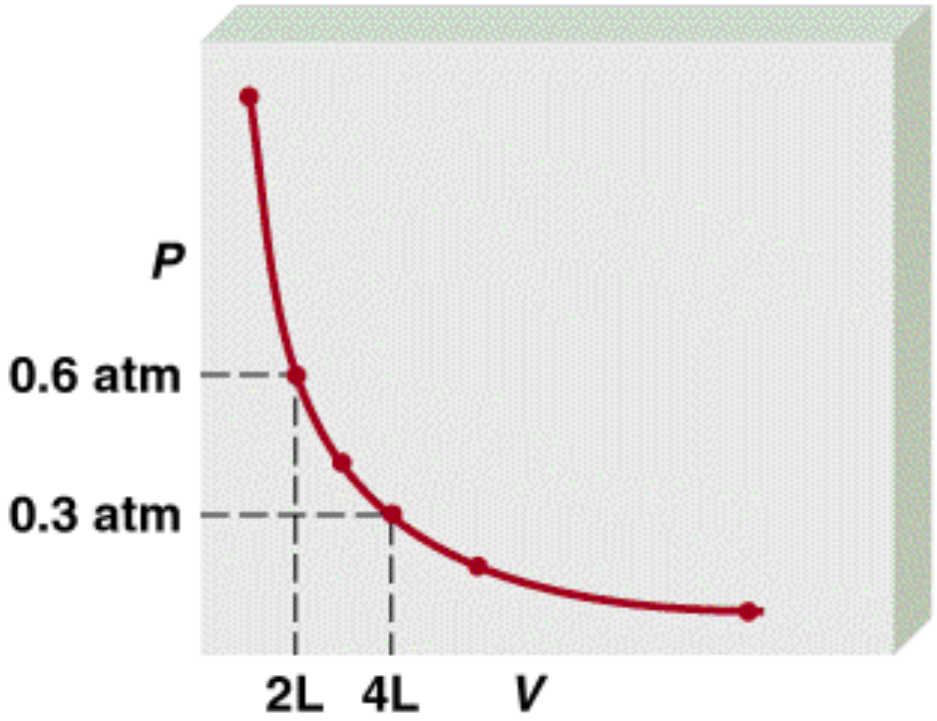


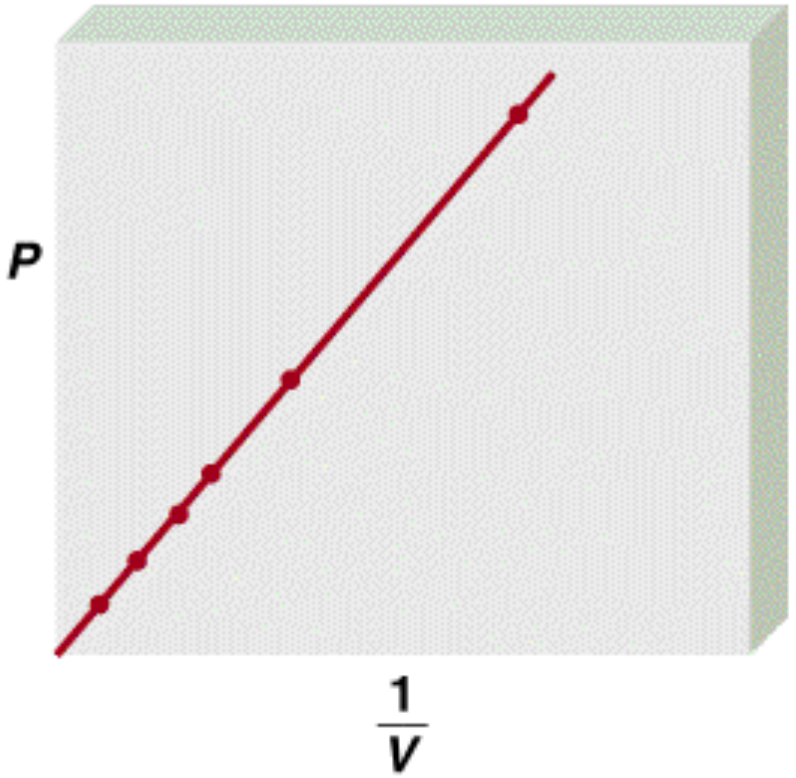
Apparato per studiare la relazione tra pressione e volume di un gas



All' aumentare di *P* (h) *V* diminuisce

Legge di Boyle



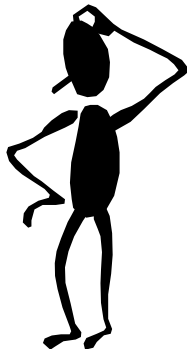


$P \propto 1/V$

$P \times V$ = costante

$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$

Temperatura costante
Quantità di gas costante



Un campione di cloro gassoso occupa un volume di 946 mL ad una pressione di 726 mmHg. Qual è la pressione del gas (in mmHg) se il volume è ridotto a 154 mL a temperatura costante?

$$P \times V = costante$$

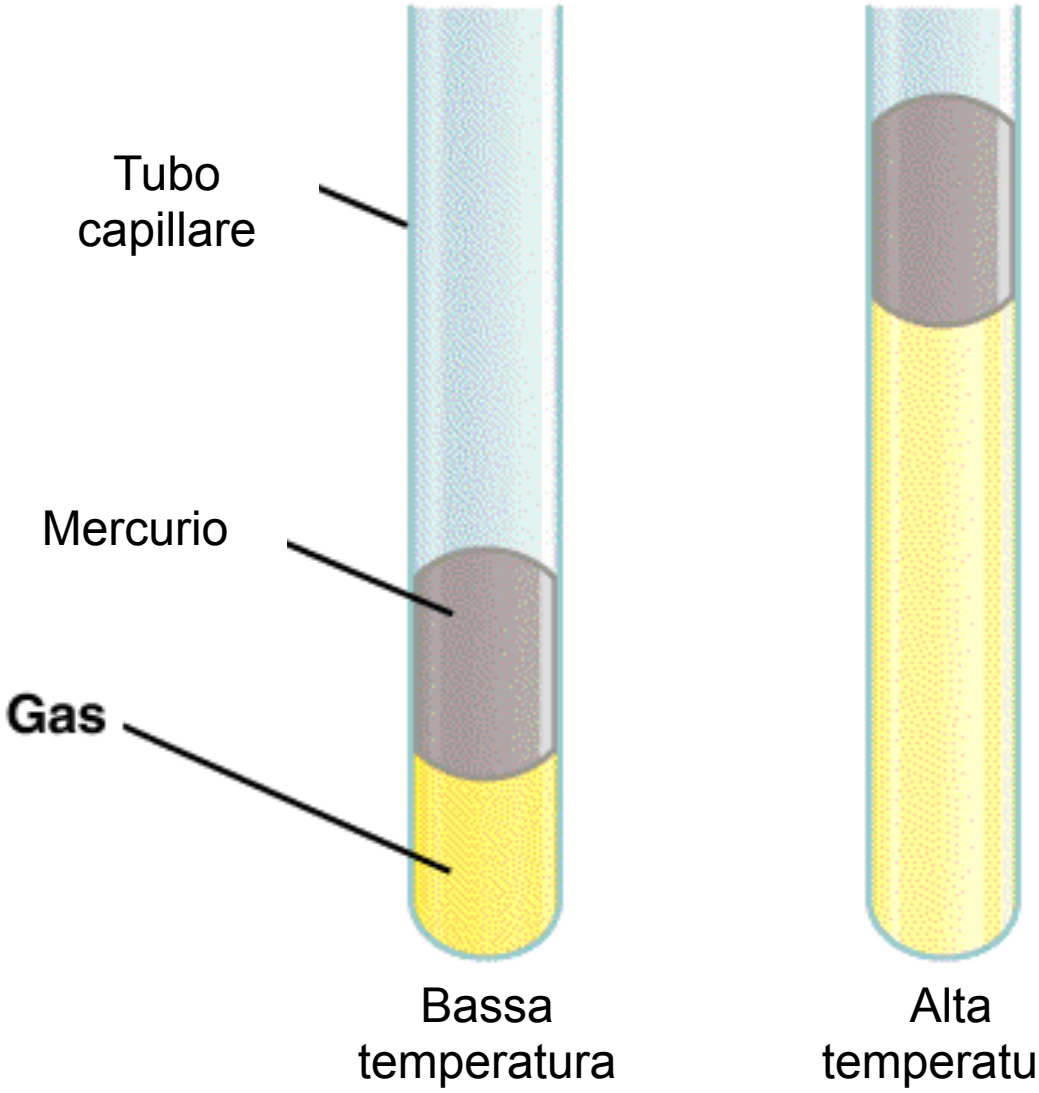
$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

$P_1 = 726$ mmHg $\qquad P_2 = ?$

$V_1 = 946$ mL $\qquad V_2 = 154$ mL

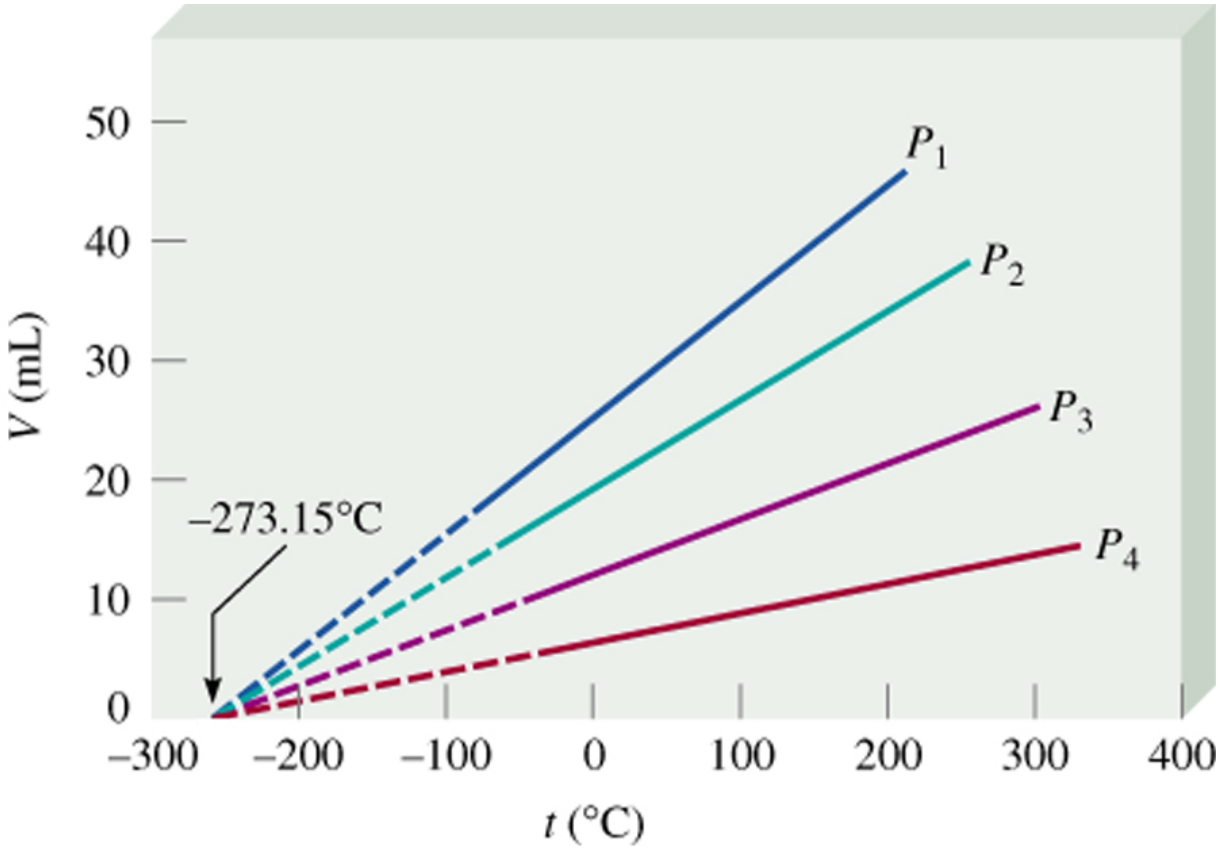
$$P_2 = \frac{P_1 \times V_1}{V_2} = \frac{726 \text{ mmHg} \times 946 \cancel{\text{mL}}}{154 \cancel{\text{mL}}} = 4460 \text{ mmHg}$$

Espansione e compressione di un gas



All'aumentare di T V aumenta

Variazione del volume del gas con la temperatura a pressione costante.



Legge di Charles e Gay-Lussac

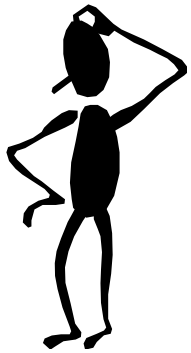
$V \alpha T$

V = costante x T

$V_1/T_1 = V_2/T_2$

La temperatura **deve** essere in Kelvin

T (K) = t (^{0}C) + 273.15



Un campione di monossido di carbonio gassoso occupa 3.20 L a 125 ^{0}C. A quale temperatura il gas occuperà un volume di 1.54 L se la pressione resta costante?

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$

$V_1 = 3.20$ L $\qquad V_2 = 1.54$ L

$T_1 = 398.15$ K $\qquad T_2 = ?$

$T_1 = 125\ (^0\text{C}) + 273.15\ (\text{K}) = 398.15$ K

$$T_2 = \frac{V_2 \times T_1}{V_1} = \frac{1.54\ \text{L} \times 398.15\ \text{K}}{3.20\ \text{L}} = 192\ \text{K}$$

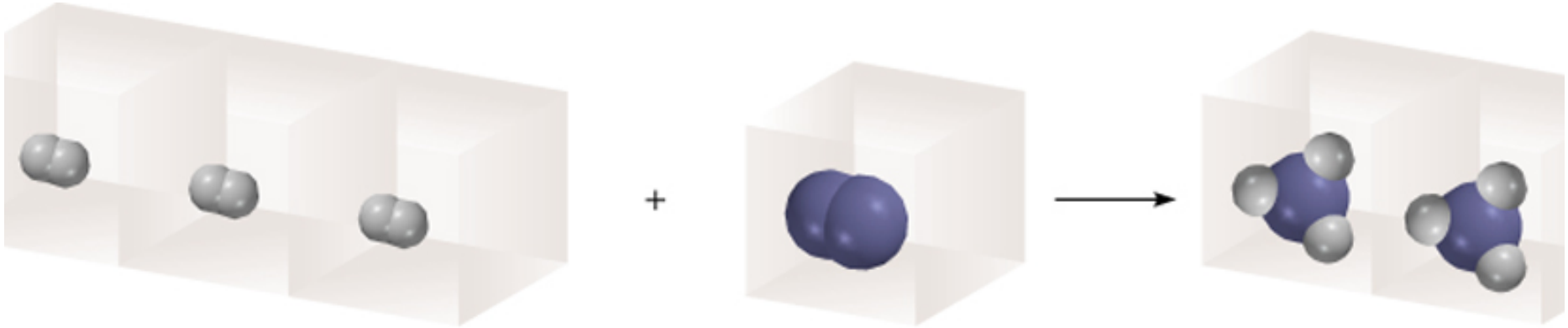
Legge di Avogadro

$V \alpha$ numero di moli (n)

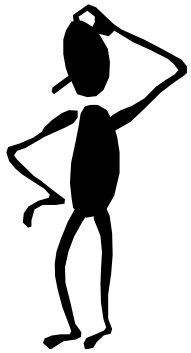
V = costante x n

$V_1 / n_1 = V_2 / n_2$

Temperatura costante
Pressione costante



$3H_2$ (g)	+	N_2 (g)	→	$2NH_3$ (g)	
3 molecole	+	1 molecola	→	2 molecole	
3 moli	+	1 mole	→	2 moli	
3 volumi	+	1 volume	→	2 volumi	



L’ammoniaca brucia in presenza di ossigeno formando monossido d’azoto (NO) e vapor acqueo. Quanti volumi di NO non si ottengono da un volume di ammoniaca alla stessa temperatura e pressione?

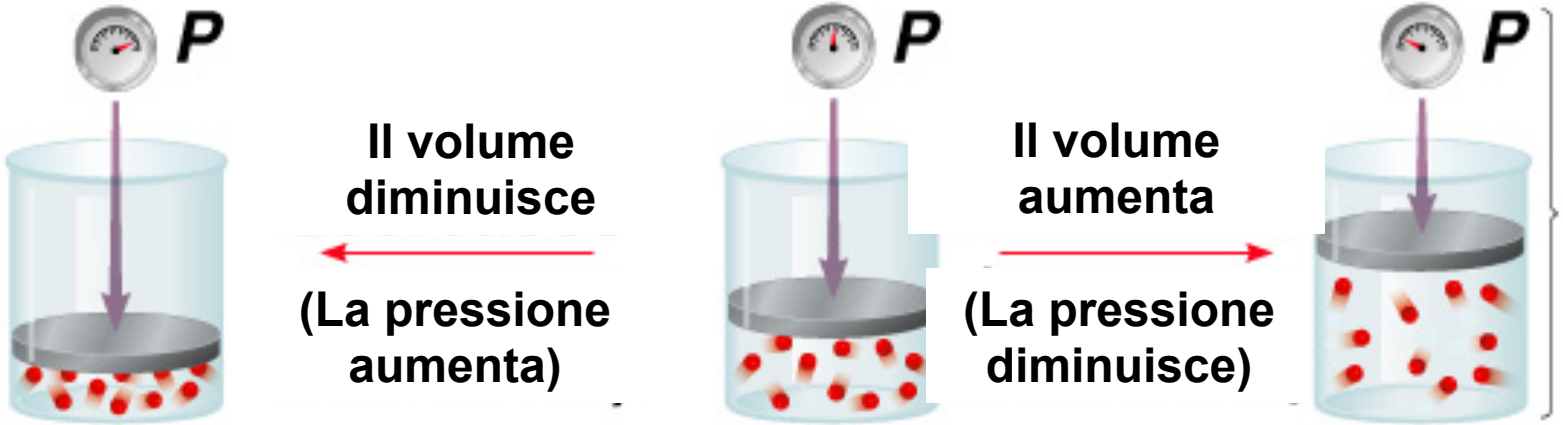
$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O$$

$$1 \text{ mole } NH_3 \longrightarrow 1 \text{ mole NO}$$

A *T* and *P* costanti

$$1 \text{ volume } NH_3 \longrightarrow 1 \text{ volume NO}$$

Aumentando o diminuendo il volume di un gas a temperatura costante

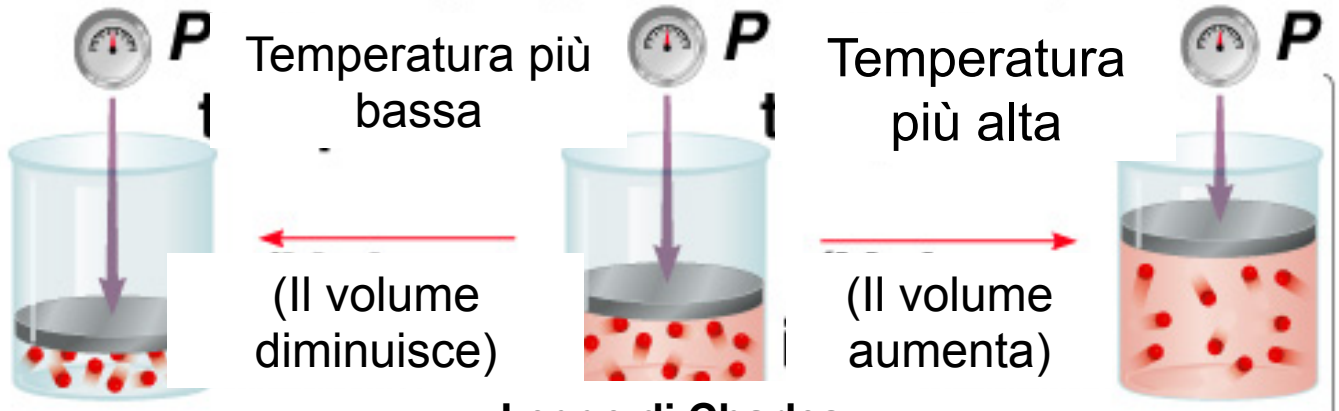


Legge di Boyle

$$P = (nRT)\frac{1}{V} \quad nRT \text{ è costante}$$

Legge di Charles

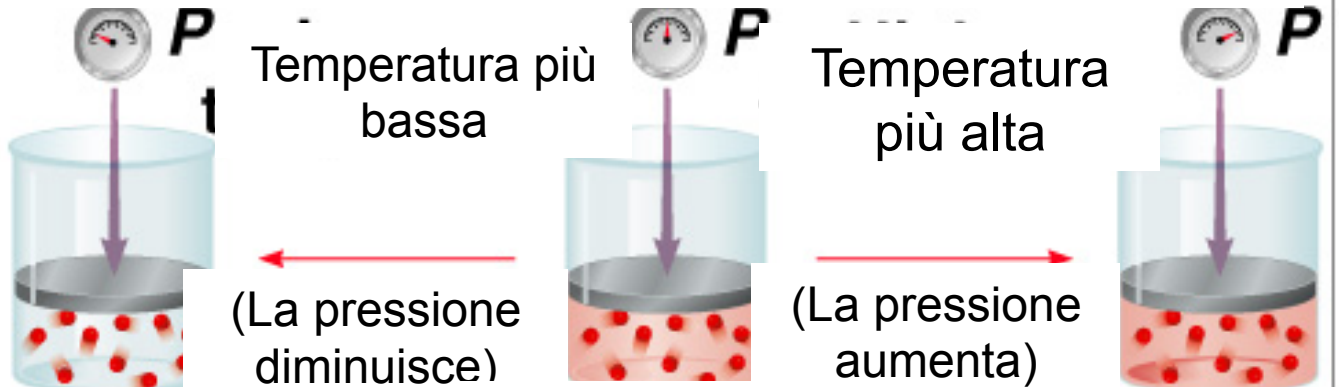
Riscaldando o raffreddando un gas a pressione costante



Legge di Charles

$$V = \left(\frac{nR}{P}\right) T \qquad \frac{nR}{P}$$ **è costante**

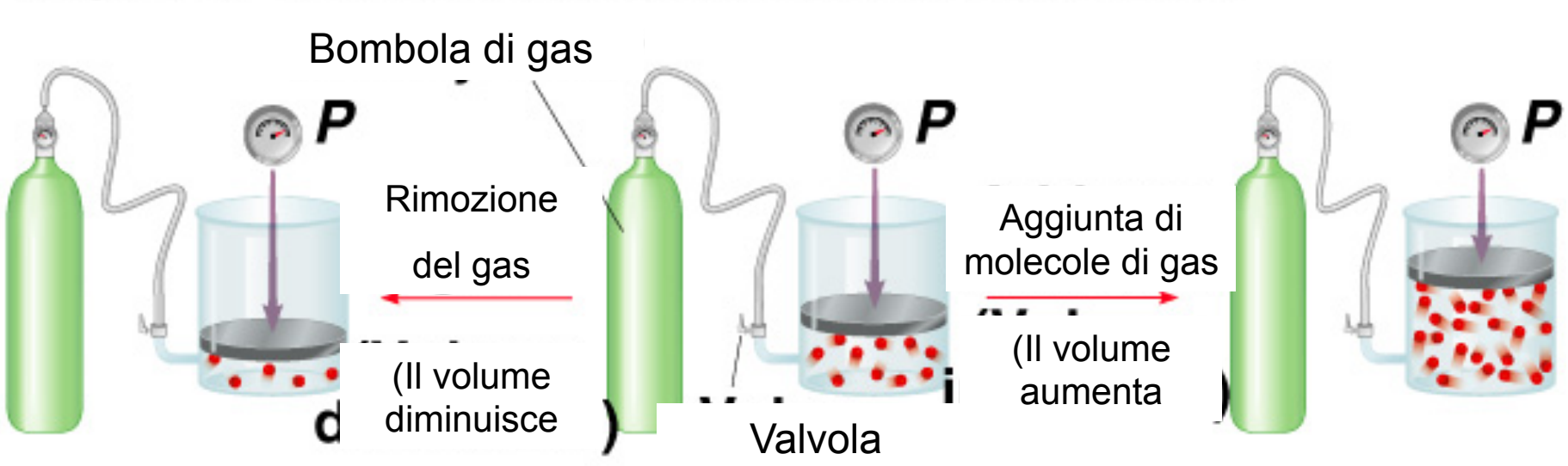
Riscaldando o raffreddando un gas a volume costante



Legge di Charles

$$P = \left(\frac{nR}{V}\right) T \qquad \frac{nR}{V}$$ **è costante**

Dipendenza del volume dalla quantità di gas a temperatura e pressione costante



Legge di Avogadro

$$V = \left(\frac{RT}{P}\right) n \quad \frac{RT}{P}$$ è costante

Equazione dei gas ideali

Legge di Boyle: $V \alpha \frac{1}{P}$ (a n e T costanti)

Legge di Charles: $V \alpha T$ (a n e P costanti)

Legge di Avogadro: $V \alpha n$ (a P e T costanti)

$$V \alpha \frac{nT}{P}$$

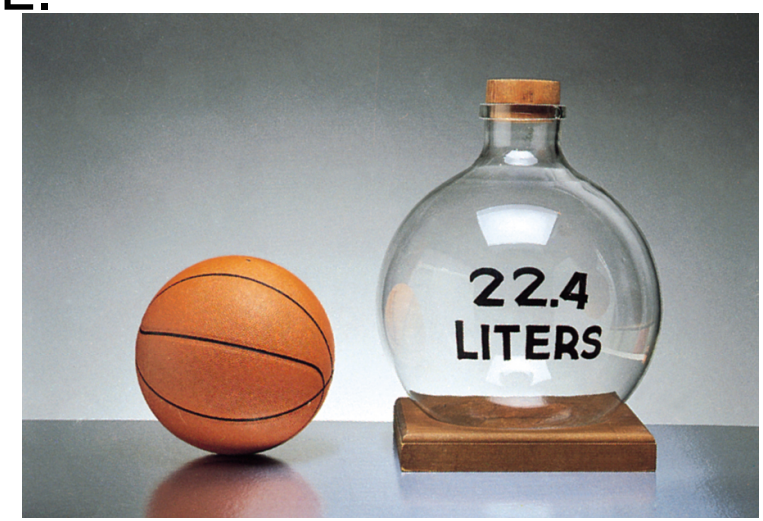
$$V = \text{costante} \times \frac{nT}{P} = R\frac{nT}{P}$$

R è la **costante dei gas**

$$PV = nRT$$

Le condizioni 0°C e 1 atm sono dette **temperatura e pressione normali (c.n.).**

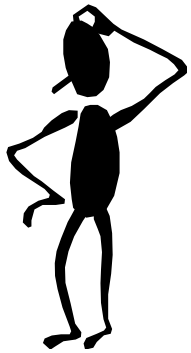
Gli esperimenti mostrano che in c.n. 1 mole di un gas ideale occupa 22.414 L.



$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1\ \text{atm})(22.414\text{L})}{(1\ \text{mol})(273.15\ \text{K})}$$

$$R = 0.082057\ \text{L} \bullet \text{atm} / (\text{mol} \bullet \text{K})$$



Qual è il volume (in litri) occupato da 49.8 g di HCl in c.n.?

$T = 0\ ^0C = 273.15\ K$

$P = 1\ atm$

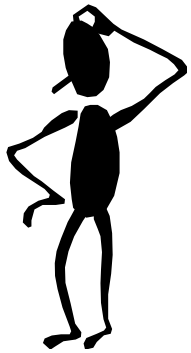
$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$n = 49.8\ g \times \frac{1\ mol\ HCl}{36.45\ g\ HCl} = 1.37\ mol$$

$$V = \frac{1.37\ \cancel{mol} \times 0.0821\ \frac{L \cdot atm}{\cancel{mol} \cdot \cancel{K}} \times 273.15\ \cancel{K}}{1\ \cancel{atm}}$$

$$V = 30.6\ L$$



L'argon è un gas inerte utilizzato nelle lampadine per ritardare la vaporizzazione del filamento. Una lampadina contenente argo a 1.20 atm e 18 ^{0}C è riscaldata a 85 ^{0}C a volume costante. Qual è la pressione finale dell'argon nella lampadina (in atm)?

$PV = nRT$ n, V e R **sono costanti**

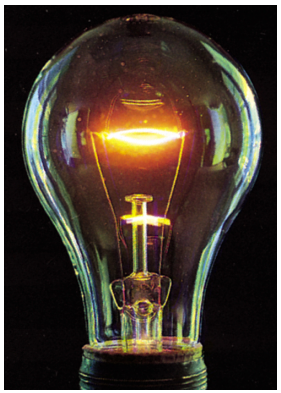
$$\frac{nR}{V} = \frac{P}{T} = \text{costante}$$

$P_1 = 1.20$ atm $P_2 = ?$

$T_1 = 291$ K $T_2 = 358$ K

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 1.20 \text{ atm} \times \frac{358 \cancel{\text{K}}}{291 \cancel{\text{K}}} = 1.48 \text{ atm}$$



Calcoli di densità (*d*)

$$d = \frac{m}{V} = \frac{P\mathcal{M}}{RT}$$

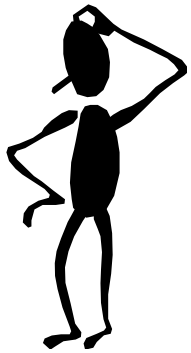
m è la massa del gas in g

$\mathcal{M}$ è la massa molare del gas

Massa molare ($\mathcal{M}$) di una sostanza gassosa

$$\mathcal{M} = \frac{dRT}{P}$$

d è la densità del gas in g/L



Un recipiente di 2.10 L contiene 4.65 g di un gas a 1.00 atm e 27.0°C. Qual è la massa molare del gas?

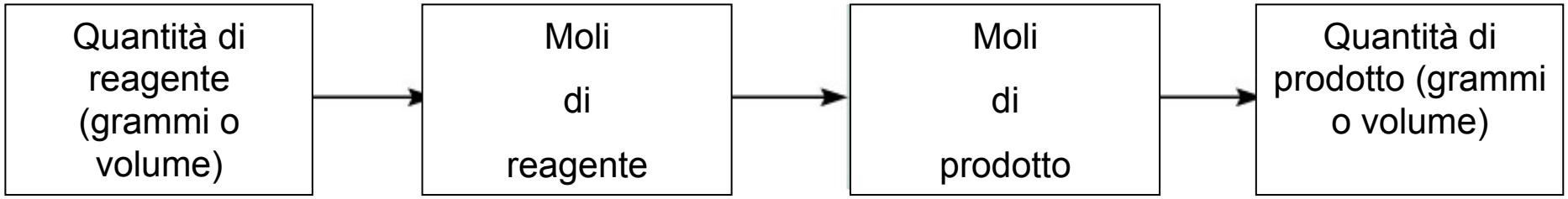
$$\mathcal{M} = \frac{dRT}{P}$$

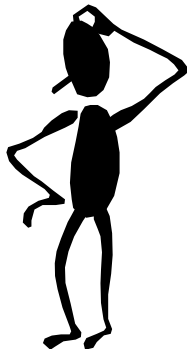
$$d = \frac{m}{V} = \frac{4.65\ \text{g}}{2.10\ \text{L}} = 2.21\ \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\mathcal{M} = \frac{2.21\ \frac{\text{g}}{\cancel{\text{L}}} \times 0.0821\ \frac{\cancel{\text{L}\cdot\text{atm}}}{\text{mol}\cdot\cancel{\text{K}}} \times 300.15\ \cancel{\text{K}}}{1\ \cancel{\text{atm}}}$$

$$\mathcal{M} = 54.6\ \text{g/mol}$$

Stechiometria dei gas





Qual è il volume di CO_2 prodotto a 37 ^{0}C e 1.00 atm quando sono usati 5.60 g di glucosio nella reazione:

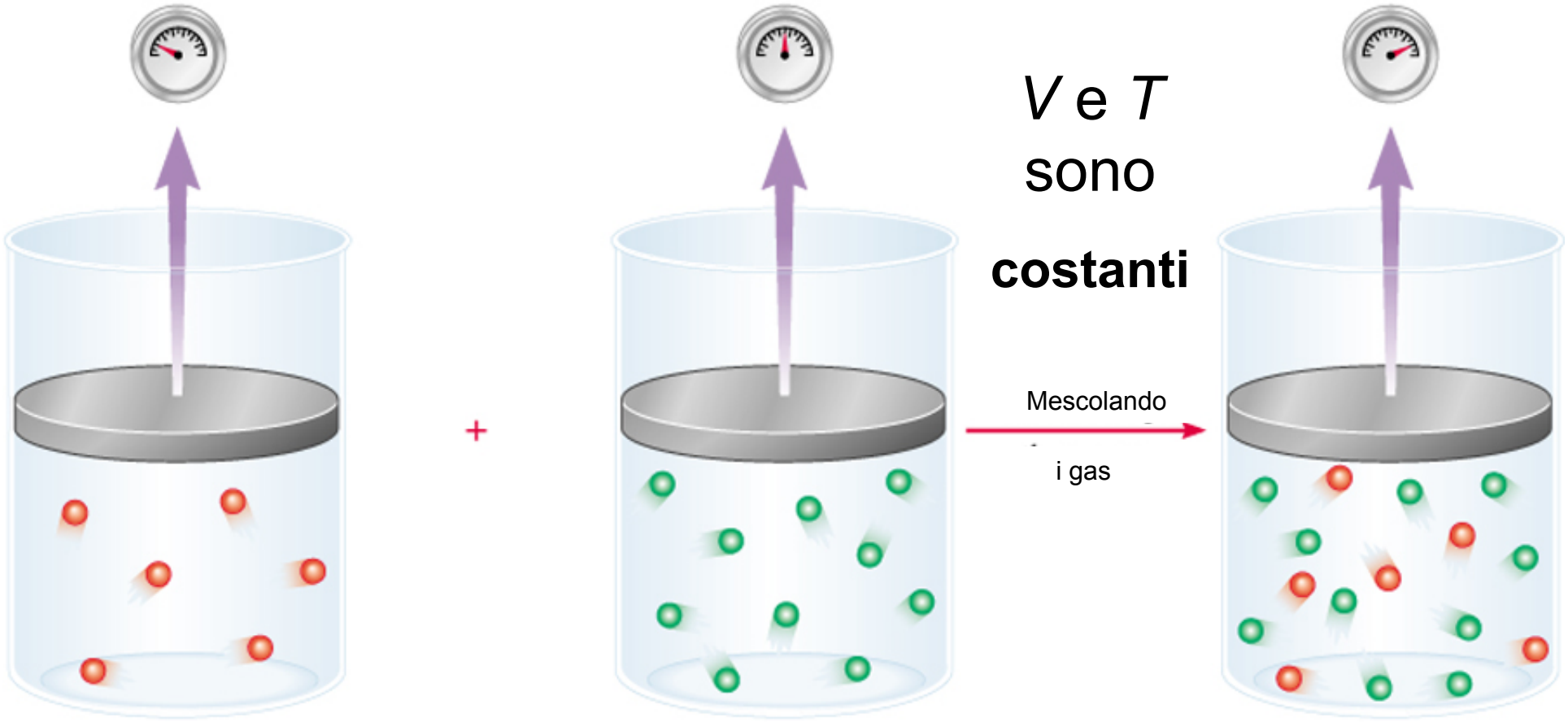
$$C_6H_{12}O_6\,(s) + 6O_2\,(g) \longrightarrow 6CO_2\,(g) + 6H_2O\,(l)$$

g $C_6H_{12}O_6$ ⟶ mol $C_6H_{12}O_6$ ⟶ mol CO_2 ⟶ V CO_2

$$5.60\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{180\ \text{g}\ C_6H_{12}O_6} \times \frac{6\ \text{mol}\ CO_2}{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6} = 0.187\ \text{mol}\ CO_2$$

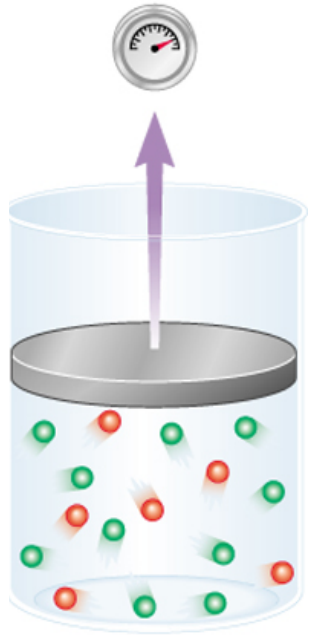
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0.187\ \text{mol} \times 0.0821\ \frac{\text{L•atm}}{\text{mol•K}} \times 310.15\ \text{K}}{1.00\ \text{atm}} = 4.76\ \text{L}$$

Legge delle pressioni parziali di Dalton



P_1 P_2 $P_{total} = P_1 + P_2$

Considera il caso in cui due gas, A e B, sono in un recipiente di volume V.



$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$ n_A è il numero di moli di A

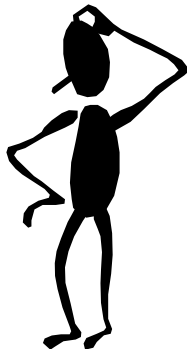
$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$ n_B è il numero di moli di B

$$P_T = P_A + P_B \qquad X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \qquad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$P_A = X_A P_T \qquad P_B = X_B P_T$$

$$\boxed{P_i = X_i P_T}$$

frazione molare $(X_i) = \frac{n_i}{n_T}$

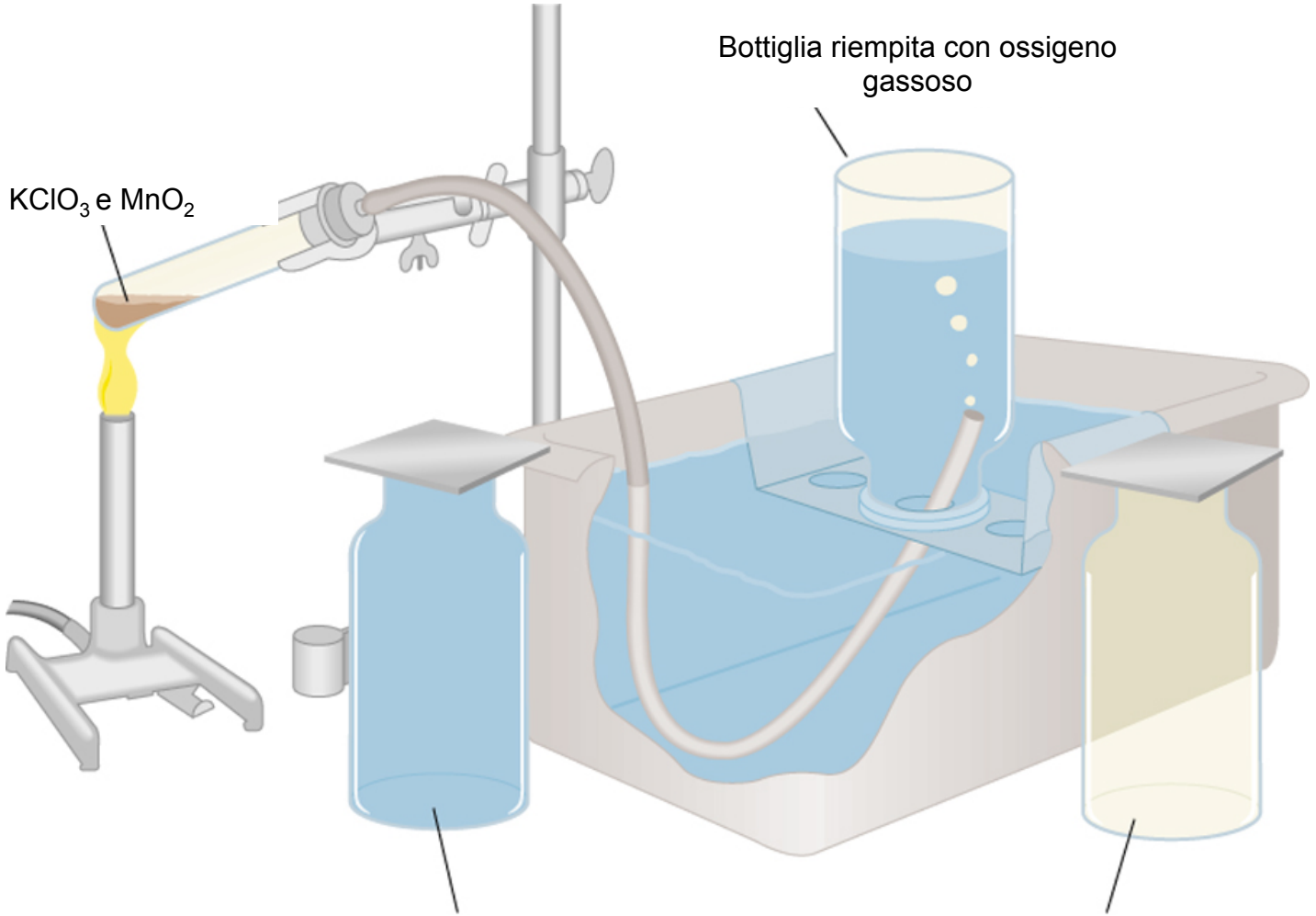


Un campione di gas naturale contiene 8.24 moli di CH_4, 0.421 moli di C_2H_6, e 0.116 moli di C_3H_8. Se la pressione totale dei gas è 1.37 atm, qual è la pressione parziale del propano (C_3H_8)?

$$P_i = X_i P_T \qquad P_T = 1.37 \text{ atm}$$

$$X_{\text{propano}} = \frac{0.116}{8.24 + 0.421 + 0.116} = 0.0132$$

$$P_{\text{propano}} = 0.0132 \times 1.37 \text{ atm} = 0.0181 \text{ atm}$$



$$2KClO_3\,(s) \longrightarrow 2KCl\,(s) + 3O_2\,(g)$$

$$P_T = P_{O_2} + P_{H_2O}$$

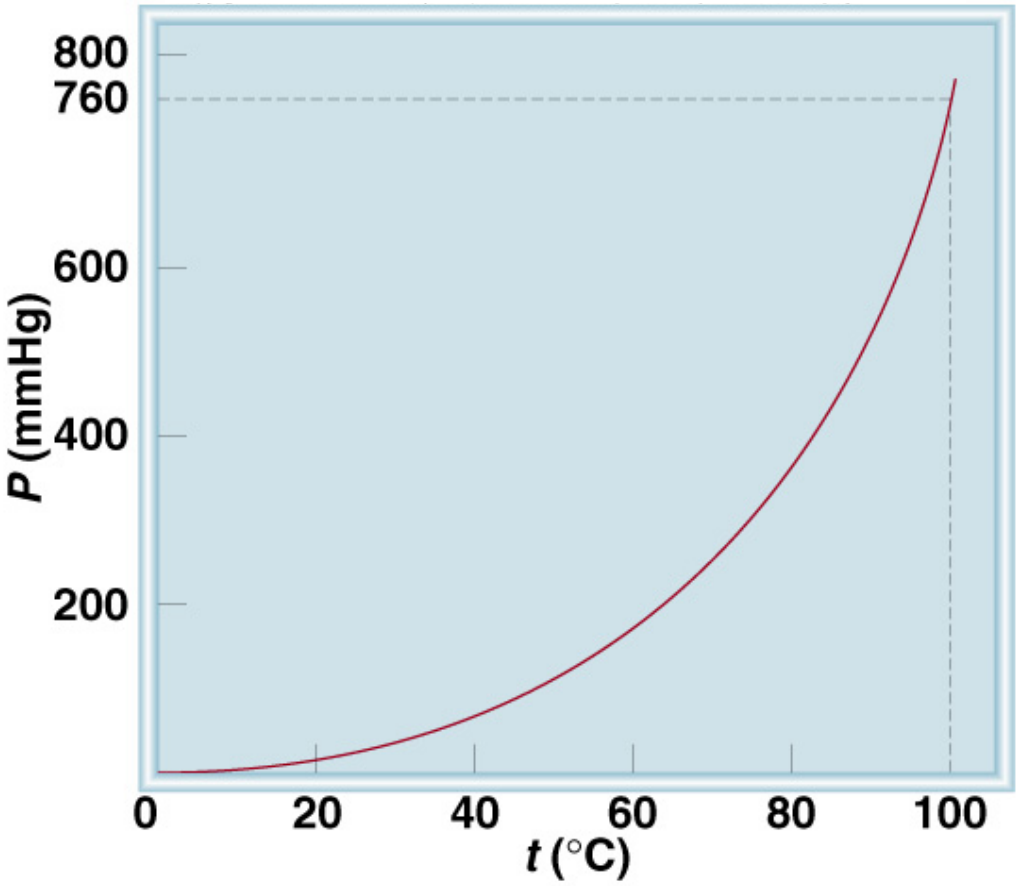


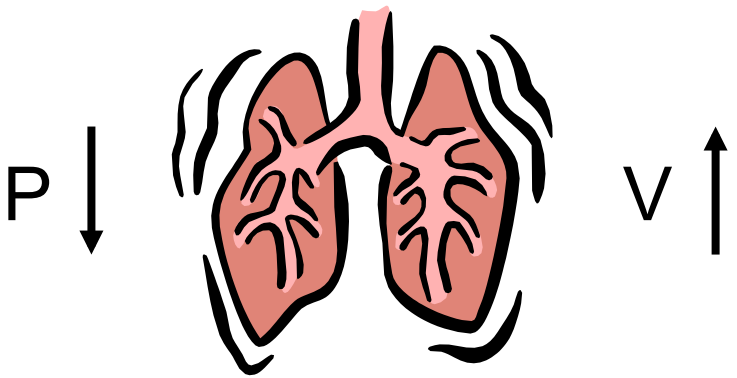
Tabella 5.3 Pressione del vapor acqueo alle varie temperature

Temperatura (°C)	Pressione del vapor acqueo (mmHg)
0	4.58
5	6.54
10	9.21
15	12.79
20	17.54
25	23.76
30	31.82
35	42.18
40	55.32
45	71.88
50	92.51
55	118.04
60	149.38
65	187.54
70	233.7
75	289.1
80	355.1
85	433.6
90	525.76
95	633.90

Chimica in azione:

Subacqueo e la legge dei gas

Profondità (ft)	Pressione (atm)
0	1
33	2
66	3



La teoria della cinetica molecolare nei gas

1. Un gas è composto da molecole che sono separate tra loro con distanze molto più grandi delle loro dimensioni. Le molecole possono essere considerate dei “punti”; cioè possiedono una massa ma hanno volume trascurabile .
2. Le molecole di gas sono in costante movimento in direzioni casuali, e collidono frequentemente l’una con l’altra. Le collisioni tra le molecole sono perfettamente elastiche.
3. Le molecole di gas non esercitano né forze attrattive né forze repulsive tra loro.
4. L’energia cinetica media delle molecole è proporzionale alla temperatura del gas in kelvin. Qualsiasi coppia di gas alla stessa temperatura avrà la stessa energia cinetica media.

$$\overline{KE} = \tfrac{1}{2} m\overline{u^2}$$

Teoria cinetica dei gas e …

- Comprimibilità dei gas
- Legge di Boyle

  $P \alpha$ velocità di collisione sulla parete

  Velocità di collisione α densità

  Densità α $1/V$

  $P \alpha 1/V$

- Legge di Charles

  $P \alpha$ velocità di collisione sulla parete

  Velocità di collisione α energia cinetica media delle molecole gassose

  Energia cinetica media α T

  $P \alpha T$

Teoria cinetica dei gas e …

- Legge di Avogadro
- *P* α velocità di collisione sulla parete

  Velocità di collisione α densità

  Densità α *n*

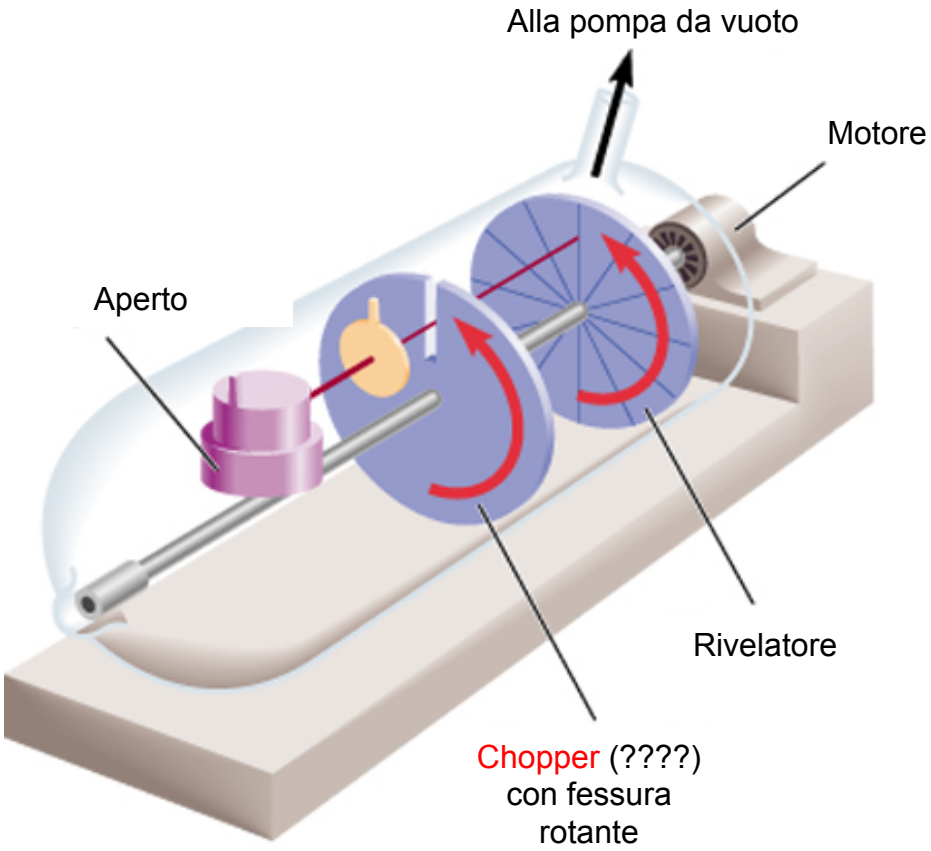
  P α *n*
- Legge delle pressioni parziali di Dalton

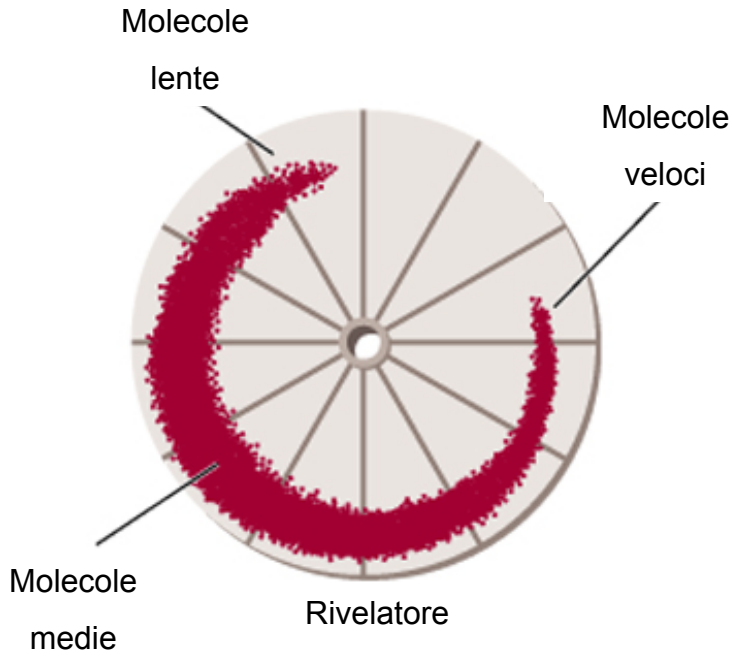
  Le molecole non si attraggono né si respingono l'una con l'altra

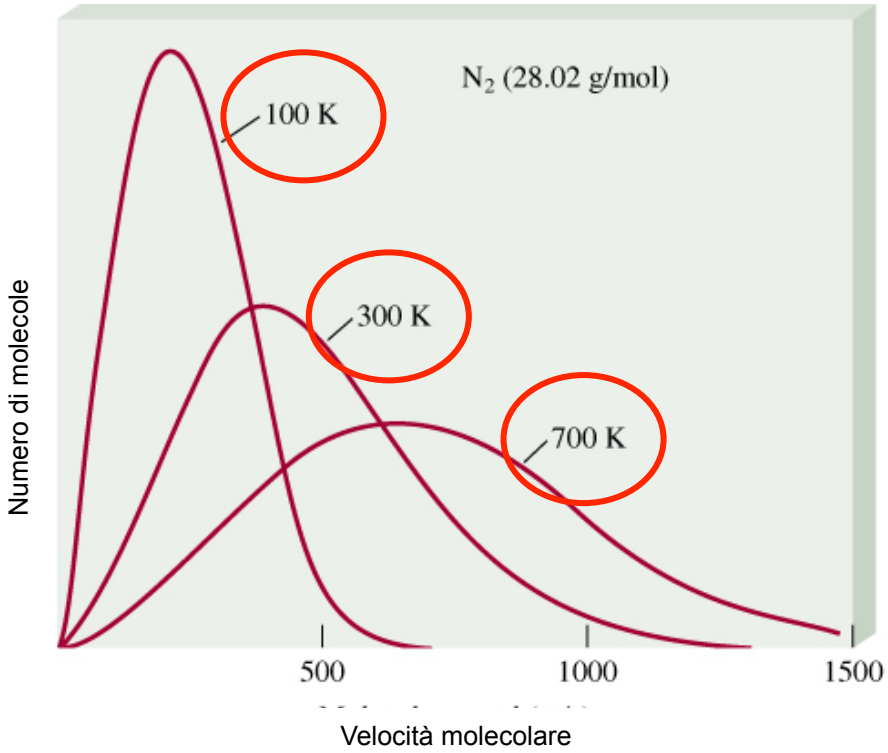
  P esercitata da un tipo di molecola non è influenzata dalla presenza di un altro gas

  $P_{total} = \Sigma P_i$

Apparato per lo studio della distribuzione delle velocità molecolari



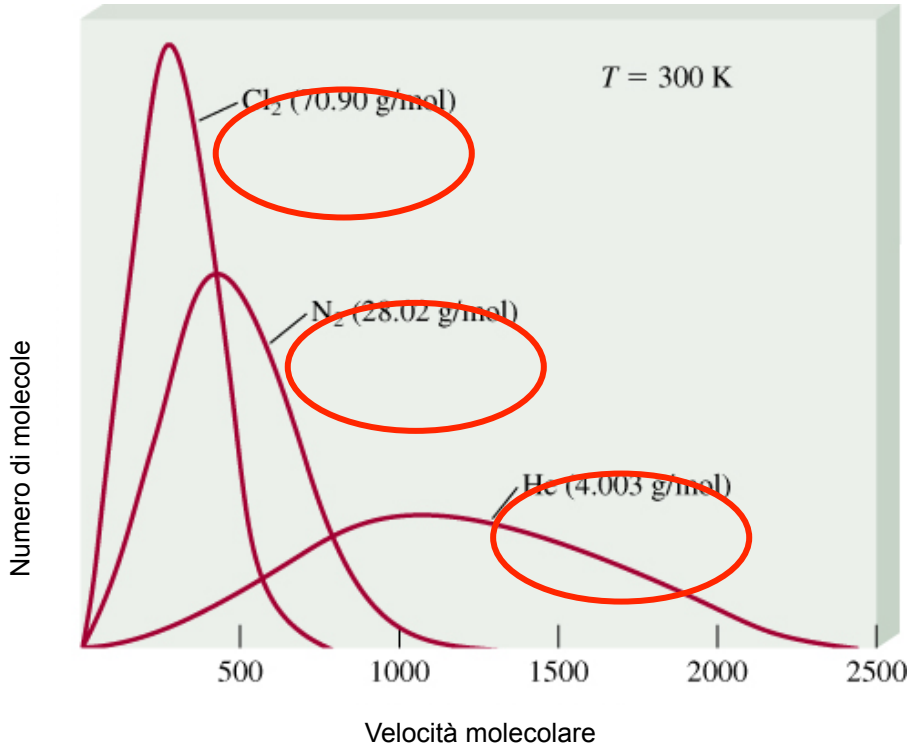




La distribuzione delle velocità dell'azoto gassoso a tre diverse temperature

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mathcal{M}}}$$

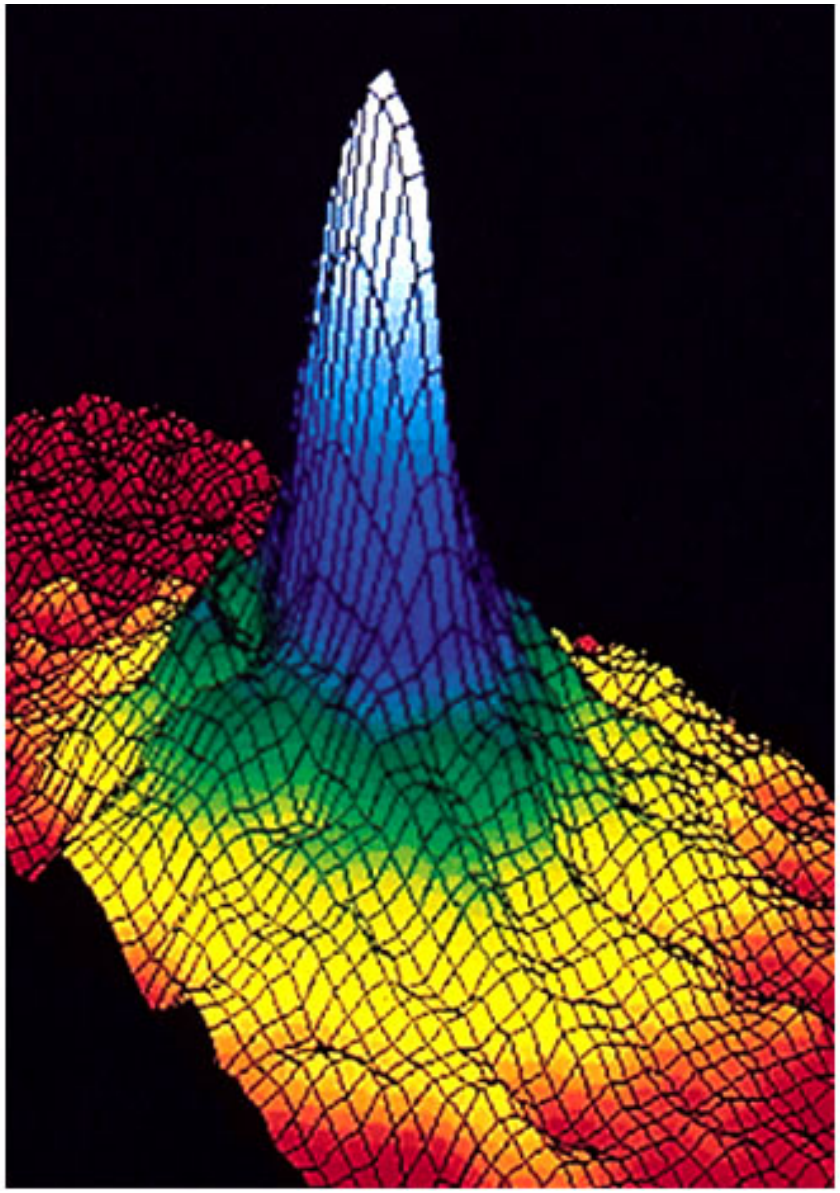
La distribuzione delle velocità di tre gas differenti alla stessa temperatura



Chimica in azione: atomi super freddi

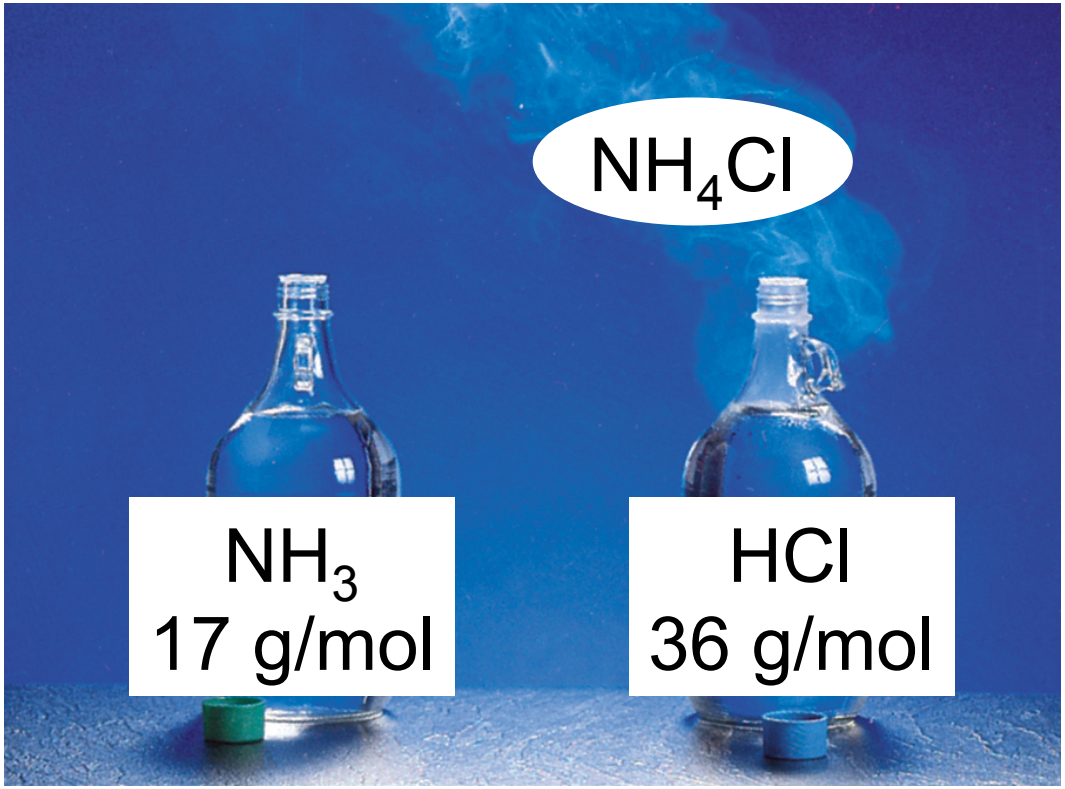
Velocità di distribuzione di Maxwell

Atomi di Rb gassoso
1.7×10^{-7} K

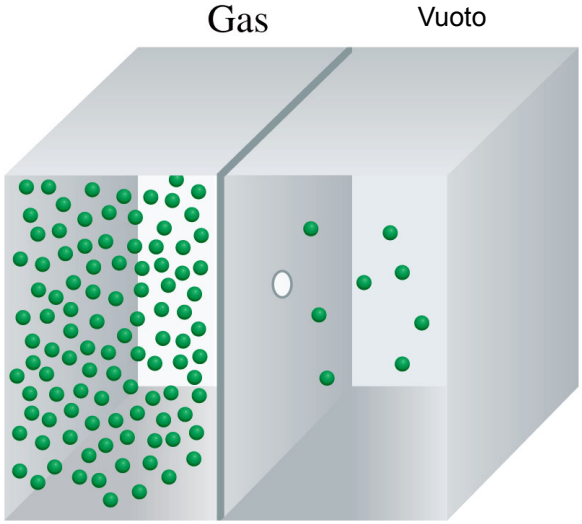


La **diffusione dei gas** è il graduale mescolamento delle molecole di un gas con le molecole di un altro in virtù delle loro proprietà cinetiche.

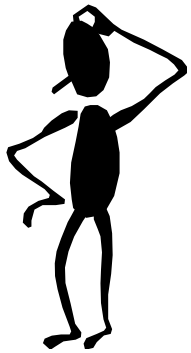
$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{\mathcal{M}_2}{\mathcal{M}_1}}$$



L'effusione dei gas è il processo per cui un gas sotto pressione si sposta da un compartimento di un contenitore ad un altro passando attraverso una piccola apertura.



$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{\mathcal{M}_2}{\mathcal{M}_1}}$$



Il nickel forma un composto gassoso dalla formula $Ni(CO)_x$ Qual è il valore di *x* dato che, sotto le stesse condizioni, il metano (CH_4) effonde 3.3 volte più velocemente del composto?

$r_1 = 3.3 \times r_2$ $\qquad \mathcal{M}_2 = \left(\frac{r_1}{r_2}\right)^2 \times \mathcal{M}_1 = (3.3)^2 \times 16 = 174.2$

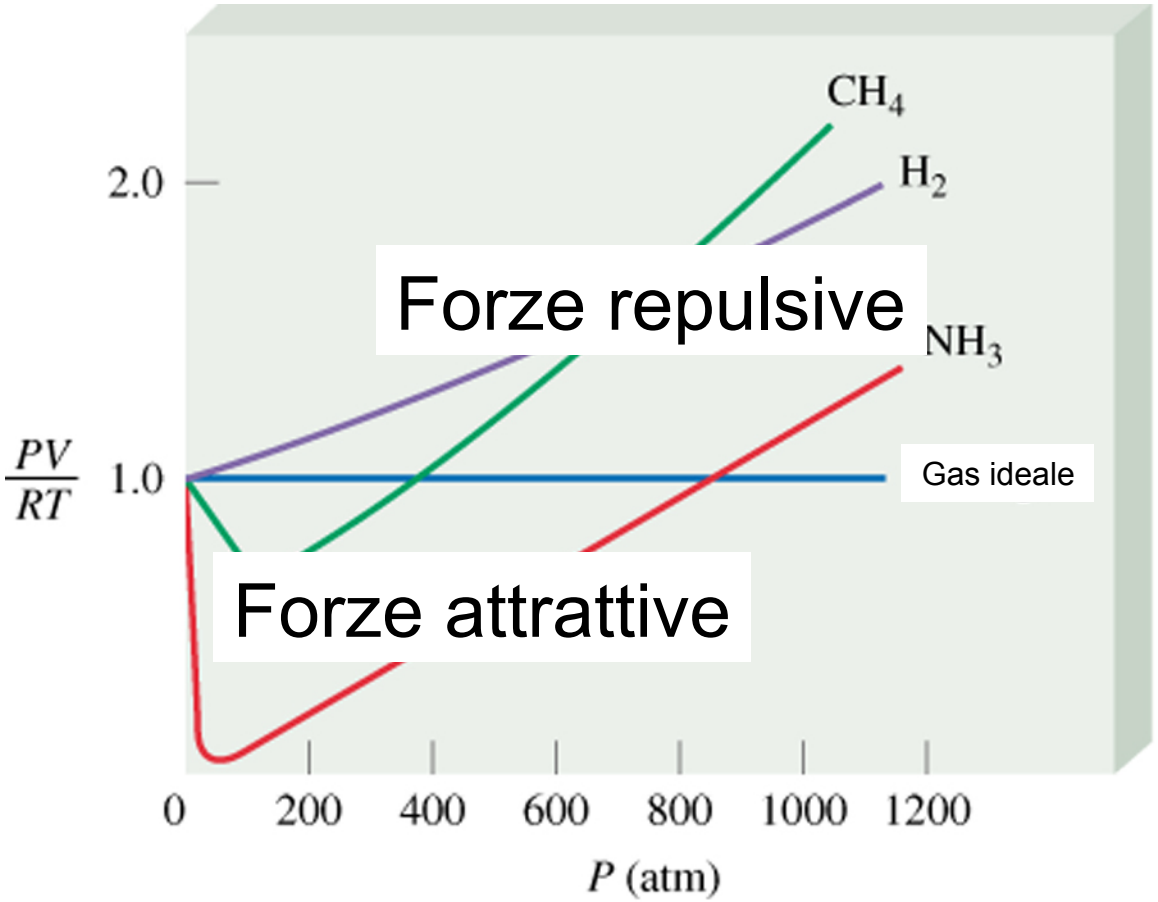
$\mathcal{M}_1 = 16$ g/mol $\qquad 58.7 + x \bullet 28 = 174.2 \qquad x = 4.1 \sim 4$

Deviazione dal comportameno ideale

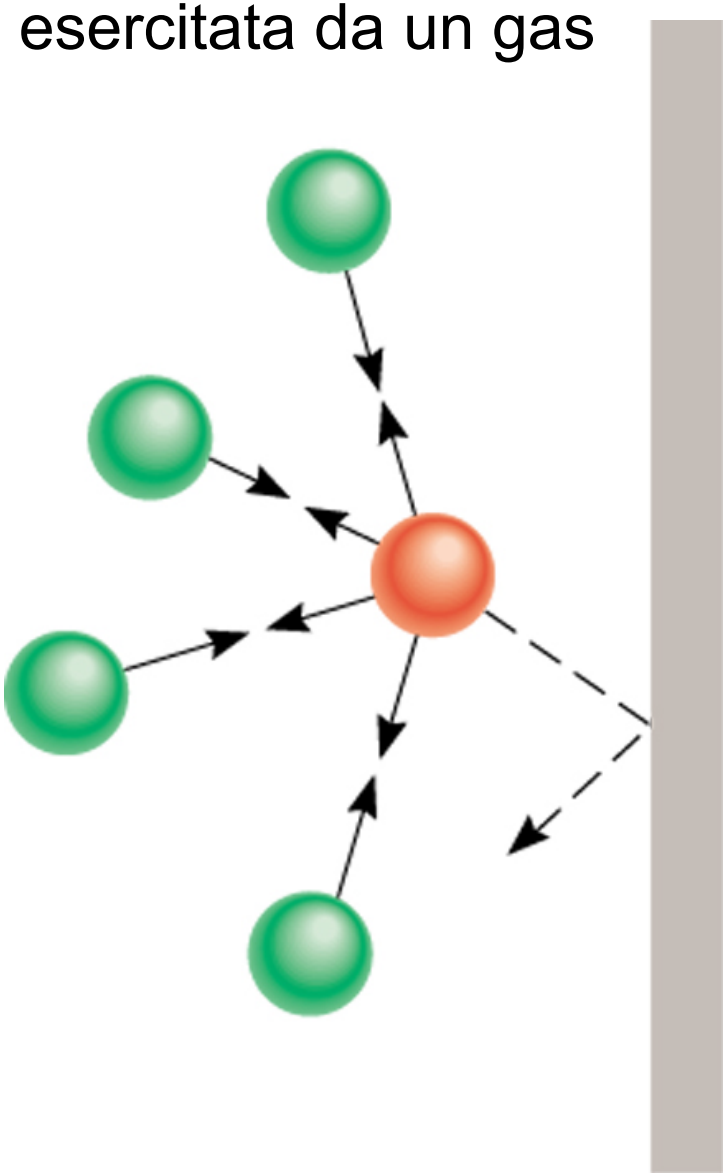
1 mole di gas ideale

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = 1.0$$



Effetto delle forze intermolecolari sulla pressione esercitata da un gas



Equazione di Van der Waals

gas non ideale

$$\left(P + \underbrace{\frac{an^2}{V^2}}_{\text{pressione corretta}}\right)\underbrace{(V - nb)}_{\text{volume corretto}} = nRT$$

Tabella 5.4 Costanti di van der Waals di alcuni gas comuni.

Gas	$\boldsymbol{a}$ $\left(\frac{atm \cdot L^2}{mol^2}\right)$	$\boldsymbol{b}$ $\left(\frac{L}{mol}\right)$
He	0.034	0.0237
Ne	0.211	0.0171
Ar	1.34	0.0322
Kr	2.32	0.0398
Xe	4.19	0.0266
H_2	0.244	0.0266
N_2	1.39	0.0391
O_2	1.36	0.0318
Cl_2	6.49	0.0562
CO_2	3.59	0.0427
CH_4	2.25	0.0428
CCl_4	20.4	0.138
NH_3	4.17	0.0371
H_2O	5.46	0.0305