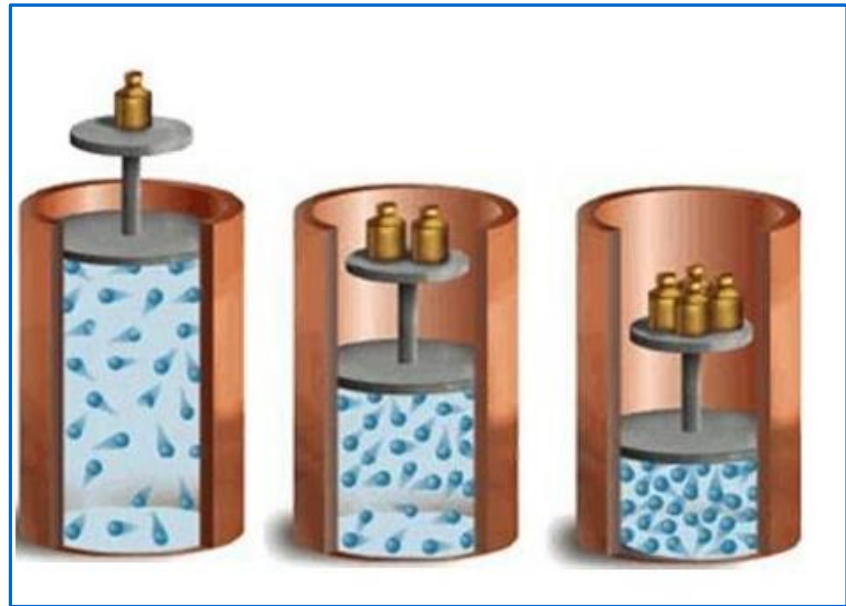


Lezione 7 - I gas



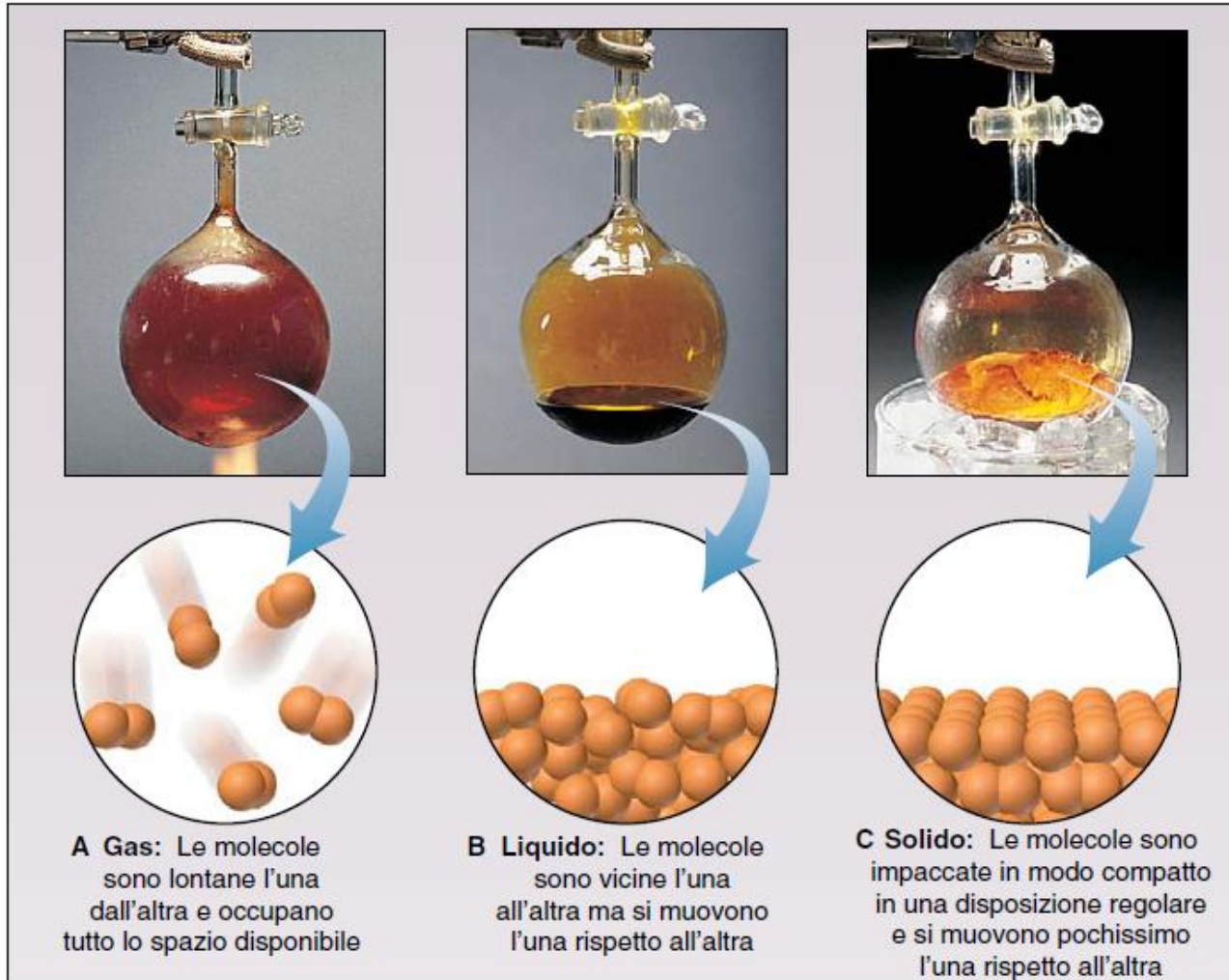
Lezione 7 - I gas

- Proprietà dei gas
- Pressione di un gas e sua misurazione
- Le leggi dei gas
- Equazione di stato dei gas perfetti
- La teoria cinetica dei gas: un modello del comportamento dei gas
- I gas reali: deviazioni dal comportamento dei gas perfetti

Proprietà dei gas

- Il volume V di un gas varia notevolmente al variare della pressione P
 - Il volume dei solidi e dei liquidi non è apprezzabilmente influenzato dalla pressione.
- Il volume di un gas varia notevolmente al variare della temperatura T .
 - I gas si espandono se riscaldati e si contraggono se raffreddati.
 - La variazione di volume è da 50 a 100 volte maggiore per i gas rispetto a liquidi e solidi.
- I gas hanno una viscosità relativamente bassa.
- La maggior parte dei gas ha densità relativamente basse.
- I gas sono miscibili in tutte le proporzioni.

I tre stati di aggregazione della materia



The diagram illustrates the three states of matter: Gas, Liquid, and Solid. Each state is shown in a glass flask and a corresponding circular inset showing the molecular arrangement.

- A Gas:** The flask contains a dark red liquid. The inset shows several orange spheres (molecules) scattered throughout the space, indicating they are far apart and occupy all available space.
- B Liquido:** The flask contains a yellowish liquid. The inset shows orange spheres packed closely together but still able to move past each other.
- C Solido:** The flask contains a yellowish solid. The inset shows orange spheres packed in a regular, compact arrangement, moving very little.

A Gas: Le molecole sono lontane l'una dall'altra e occupano tutto lo spazio disponibile

B Liquido: Le molecole sono vicine l'una all'altra ma si muovono l'una rispetto all'altra

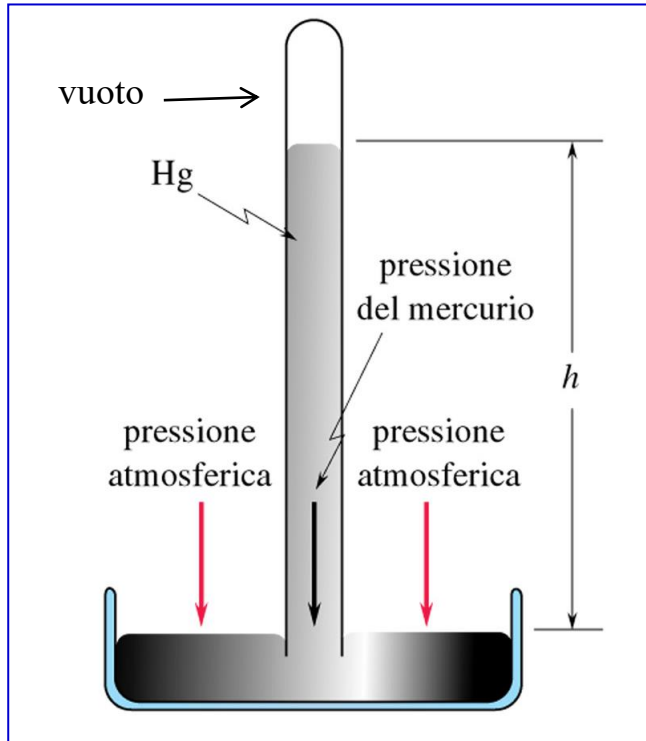
C Solido: Le molecole sono impaccate in modo compatto in una disposizione regolare e si muovono pochissimo l'una rispetto all'altra

Pressione di un gas e sua misurazione

$$\text{Pressione} = \frac{\text{forza}}{\text{superficie}}$$

- La pressione atmosferica è generata dalla forza esercitata dai gas atmosferici sulla superficie terrestre.
- La pressione atmosferica diminuisce con l'altitudine.

La pressione - Esperimento di Torricelli



$h = 760 \text{ mm Hg}$

Pressione = forza / area di una superficie

$760 \text{ mm Hg (a } 0^\circ\text{C)} = 760 \text{ torr} = 1 \text{ atm}$

$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$

$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

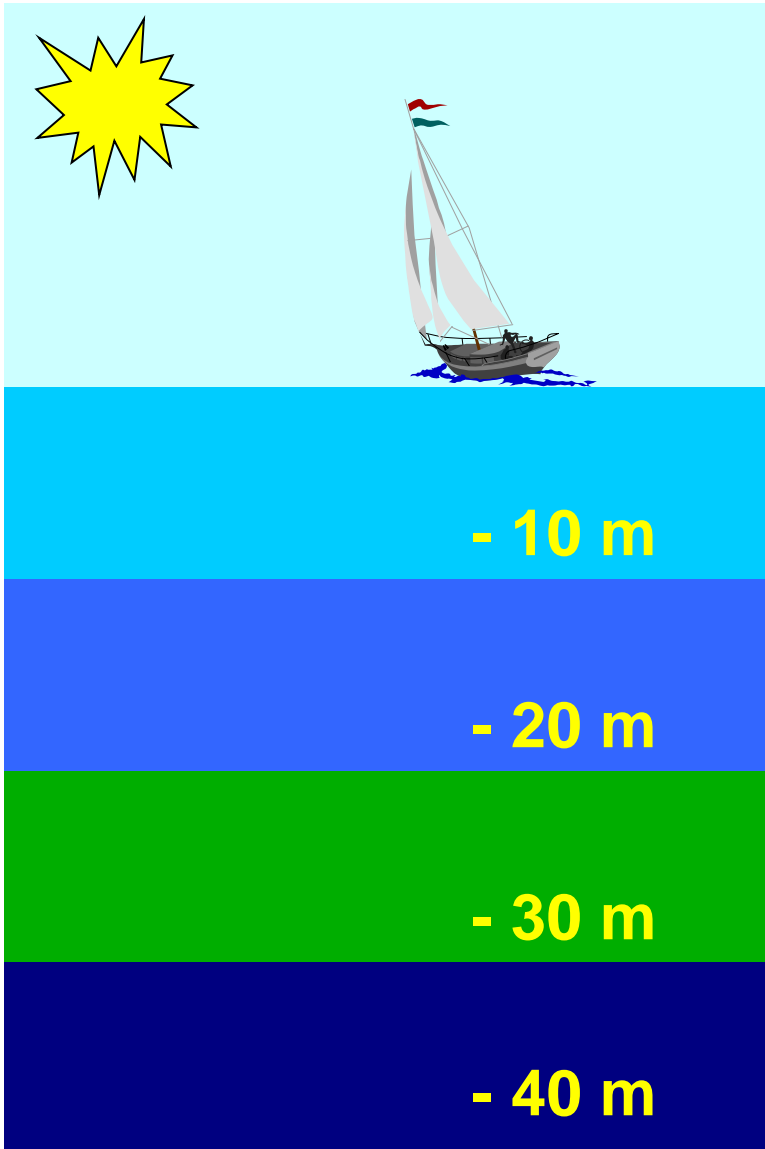
$1.01325 \text{ bar} = 1.01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ atm}$

Unità di misura della pressione

Unità	Pressione atmosferica
pascal (Pa); kilopascal (kPa) atmosfera (atm)	$1,01325 \times 10^5$ Pa; 101,325 kPa 1 atm*
millimetro di mercurio (mmHg) bar	760 mmHg* 1,01325 bar

•1 bar = 100 kPa = 10000 Pa

•1 atm = 1.01325 bar



10 m di acqua esercitano una pressione di ~ 1 atm

1 atm

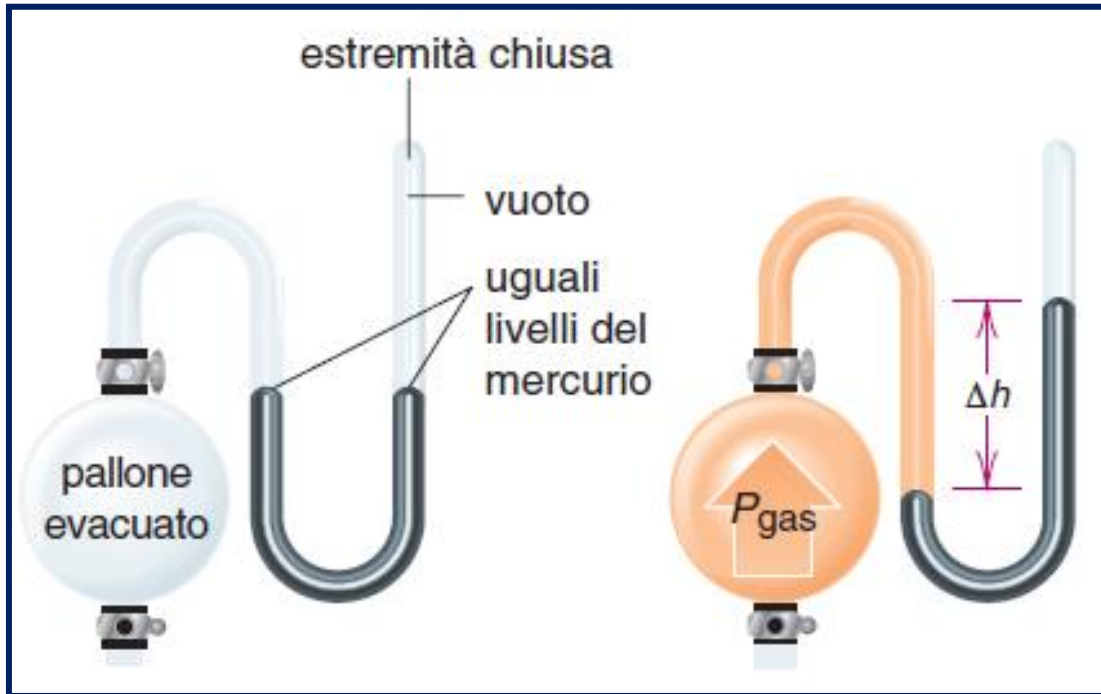
2 atm (1 atm + 1 atm)

3 atm (1 atm + 2 atm)

4 atm (1 atm + 3 atm)

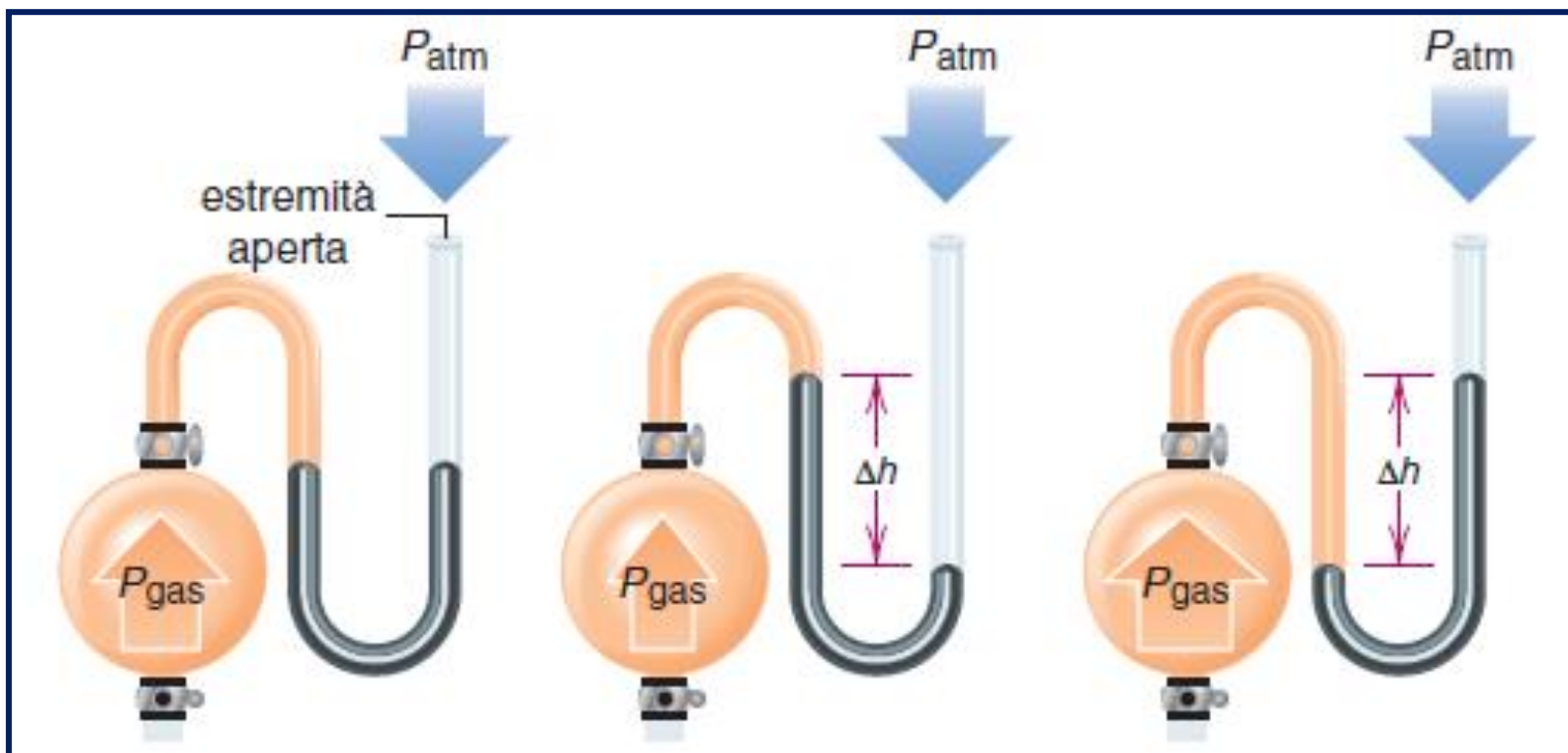
5 atm (1 atm + 4 atm)

Manometro a tubo chiuso



- Un gas inserito nel pallone abbassa il livello di Hg
- Δh , è una misura della pressione del gas, P_{gas} .

Manometro a tubo aperto



$$P_{gas} = P_{atm}$$
$$\Delta h = 0$$

$$P_{gas} < P_{atm}$$
$$P_{gas} = P_{atm} - \Delta h$$

$$P_{gas} > P_{atm}$$
$$P_{gas} = P_{atm} + \Delta h$$

Le leggi dei gas

- Il comportamento fisico dei gas è descritto dalle variabili:
 - **pressione (P)**
 - **temperatura (T)**
 - **volume (V)**
 - **quantità (numero di moli, n)**
- Un **gas ideale** è un gas per cui le relazioni tra queste variabili sono lineari.
- Nessun gas è realmente ideale. a pressioni e temperature ordinarie.
- La maggior parte dei gas si comporta quasi idealmente

Legge di Boyle

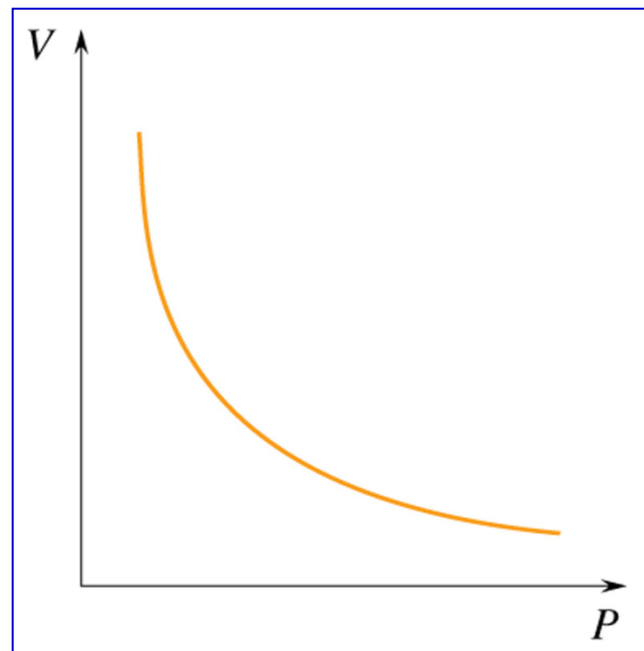
$$V \propto \frac{1}{P}$$

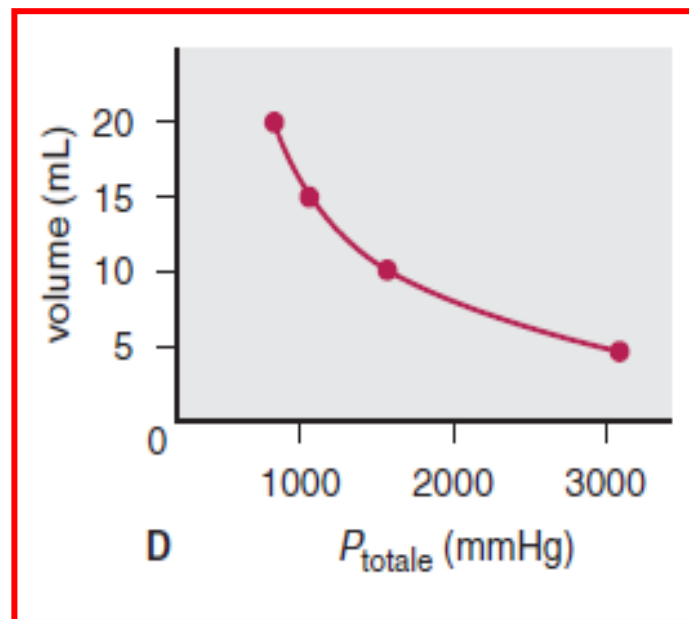
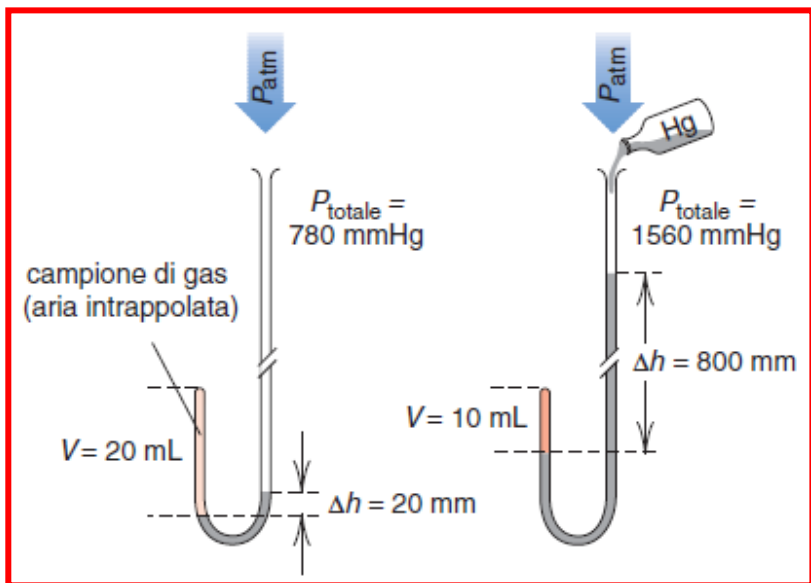
- Il volume di un gas è **inversamente proporzionale** alla pressione a temperatura e numero di moli costanti.

$$V = k_1/P \quad (T \text{ e } n \text{ costanti})$$

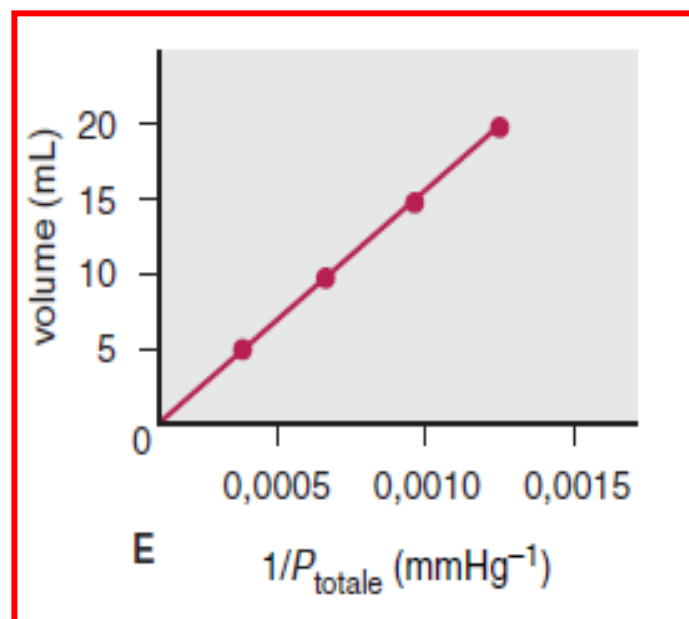
k_1 non dipende dal tipo di gas

$$PV = \text{costante}$$





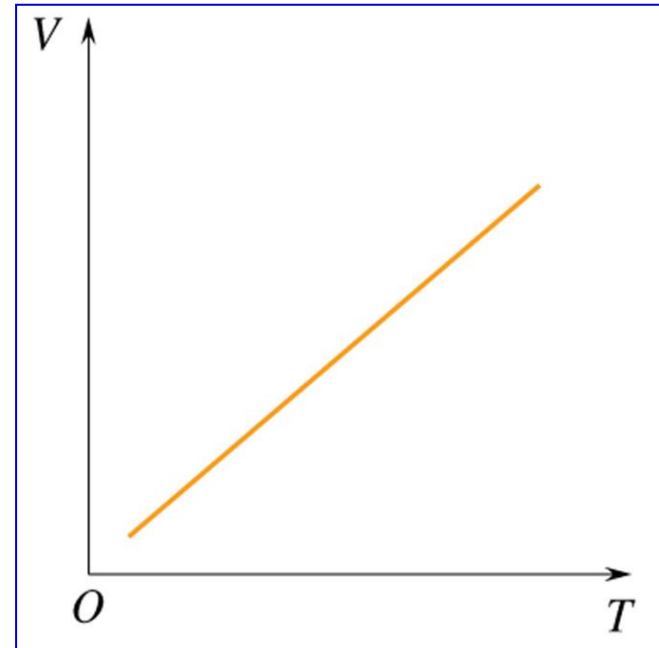
$V(\text{mL})$	P (mmHg)			$1/P_{\text{totale}}$	PV (mmHg · mL)
	Δh	P_{atm}	P_{totale}		
20,0	20,0	760	780	0,00128	$1,56 \times 10^4$
15,0	278	760	1038	0,000963	$1,56 \times 10^4$
10,0	800	760	1560	0,000641	$1,56 \times 10^4$
5,0	2352	760	3112	0,000321	$1,56 \times 10^4$



Legge di Charles

$$V \propto T$$

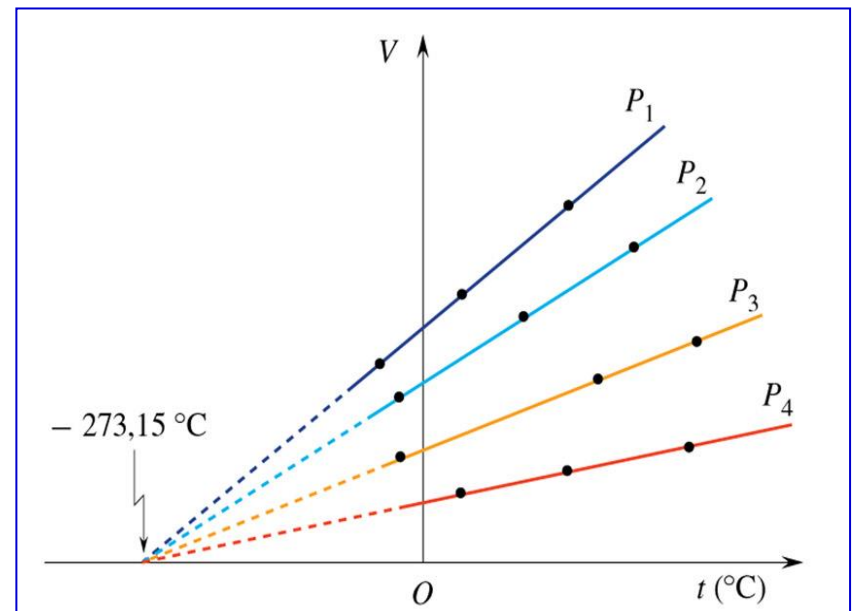
- Il volume di un gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta a pressione e numero di moli costante.

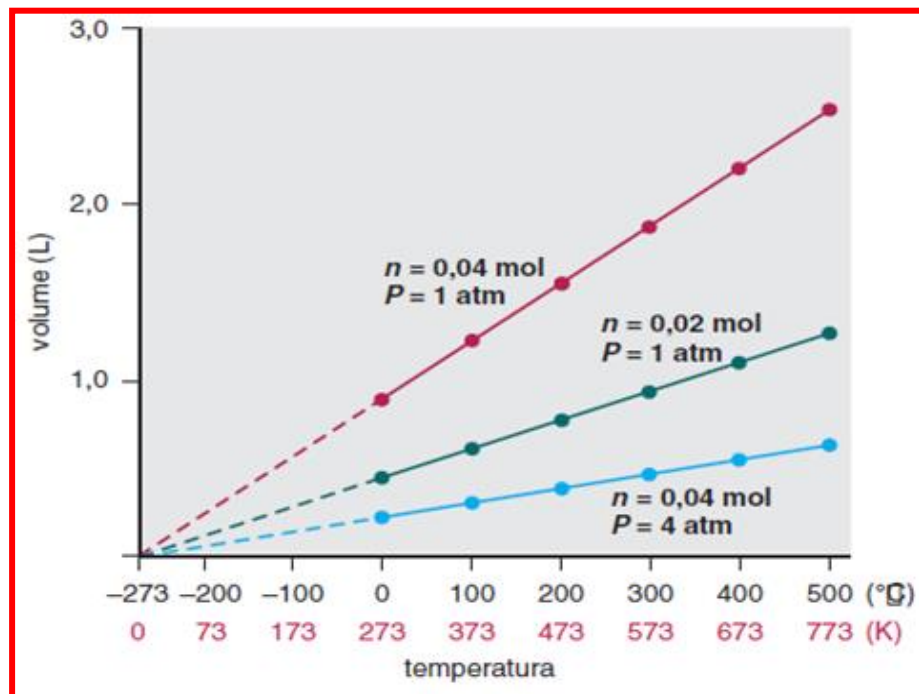
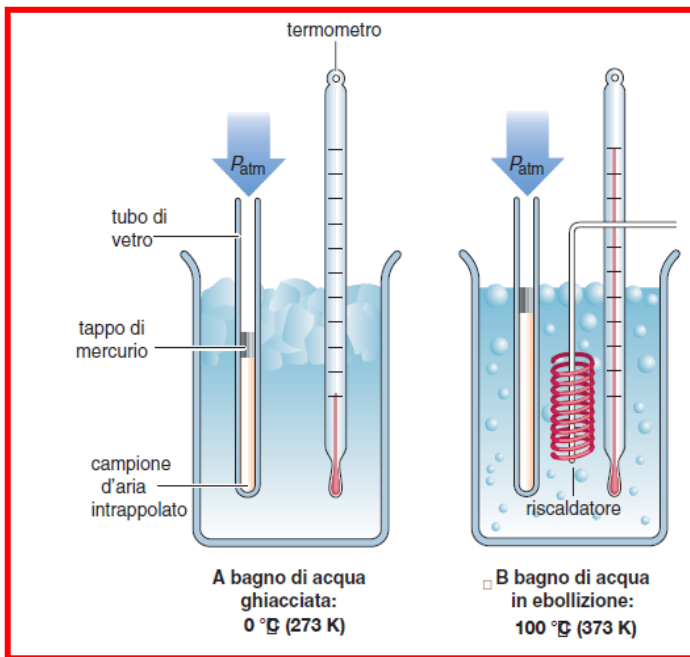


$$V = k_2 T \quad (P \text{ e } n \text{ costanti})$$

$$T \text{ (K)} = t \text{ (}^\circ\text{C)} + 273.15$$

k_2 non dipende dal tipo di gas





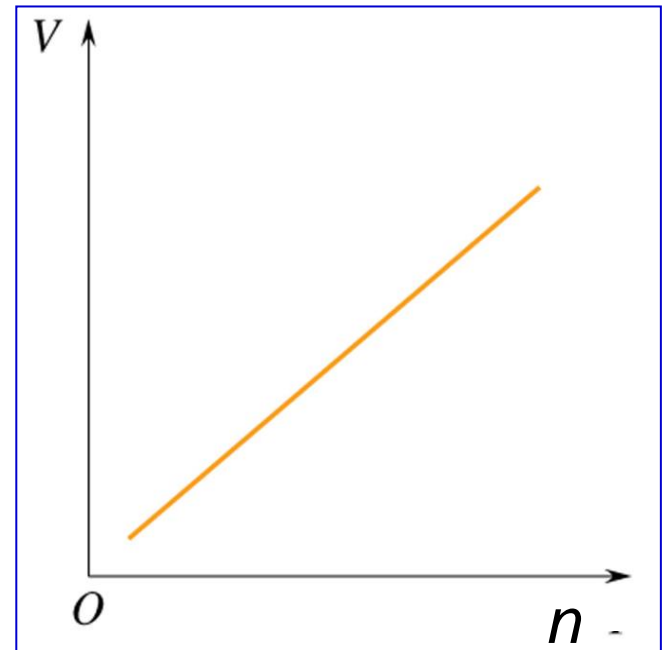
Legge di Avogadro

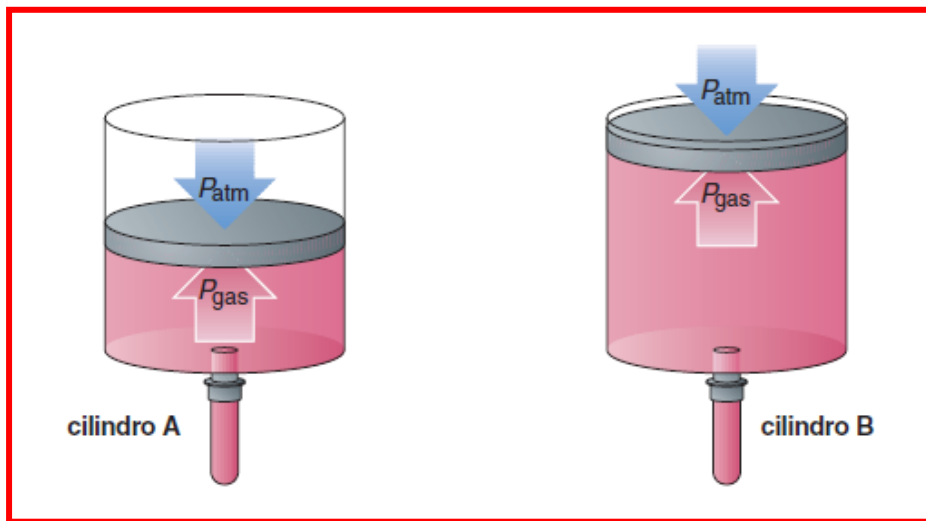
$$V \propto n$$

- In una reazione i volumi di gas reagenti sono in rapporto di numeri piccoli interi (Gay Lussac)
- **Ipotesi di Avogadro:** volumi uguali di gas differenti nelle stesse condizioni di temperatura e pressione contengono lo stesso numero di molecole
- Il volume di un gas è direttamente proporzionale alla sua quantità ad una data temperatura e pressione

$$V = k_3 n \quad (T \text{ e } P \text{ costanti})$$

k_3 non dipende dal tipo di gas





Il cilindro B contiene una quantità di gas doppia rispetto al cilindro A

Legge di Avogadro: a una temperatura fissa e a una pressione fissa, volumi uguali di **ogni** gas perfetto contengono numeri uguali di particelle (o di moli).

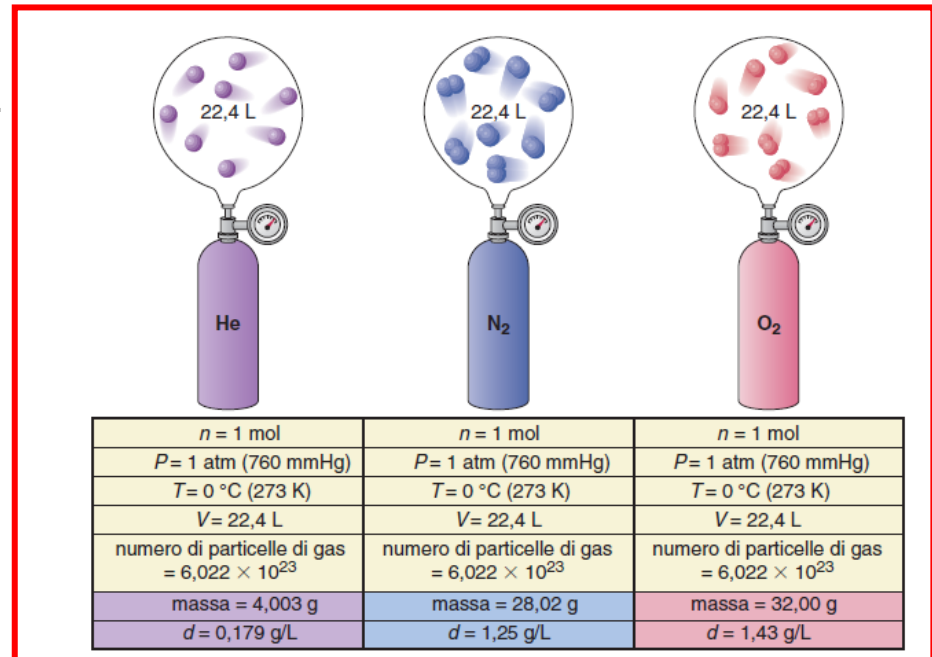
Condizioni normali

STP (o NTP) o temperatura e pressione standard (normali):

- $T = 0^{\circ}\text{C}$ (273.15 K)
- $P = 1 \text{ atm}$ (760 mmHg)

Il volume molare standard (normale) è il volume di 1 mol di gas ideale a STP

- Volume molare standard = 22.4141 L



Equazione di stato dei gas perfetti

- Relazione tra l'equazione di stato dei gas perfetti e le leggi dei gas ideali

$$V = k_1 \frac{1}{P}$$

$$V = k_2 T$$

$$V = k_3 n$$



$$V = R \frac{nT}{P}$$

$$PV = nRT$$

Equazione di stato dei gas perfetti

$$PV = nRT$$

- Il valore di R si ottiene misurando V, P, T e n di un gas.
- Esempio: in condizioni normali

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \times 22,414 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273,15 \text{ K}} = 0,0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

- R è la costante universale dei gas;
- Il valore numerico di R dipende dalle unità di misura usate.

$$R = 8,314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

Equazione di stato dei gas perfetti

$$P_1V_1 = n_1RT_1$$

$$P_2V_2 = n_2RT_2$$

$$\frac{P_1V_1}{n_1T_1} = \frac{P_2V_2}{n_2T_2} = R$$

- L'equazione di stato dei gas perfetti diventa una delle singole leggi dei gas quando due delle quattro variabili sono mantenute costanti

P e T costanti

$$V_1/n_1 = V_2/n_2$$

Avogadro

n e T costanti

$$V_1P_1 = V_2P_2$$

Boyle

n e P costanti

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

Charles

n e V costanti

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

Applicazione dell'equazione di stato dei gas perfetti

Densità dei gas

$$\text{densità} = \frac{m}{V}$$

$$\text{moli} = \frac{m}{\mathcal{M}}$$

\mathcal{M} massa molare

m massa

V volume

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{\mathcal{M}} RT$$

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

- Densità direttamente proporzionale a \mathcal{M} inversamente proporzionale a T

Applicazione dell'equazione di stato dei gas perfetti

Massa molare

$$PV = nRT$$

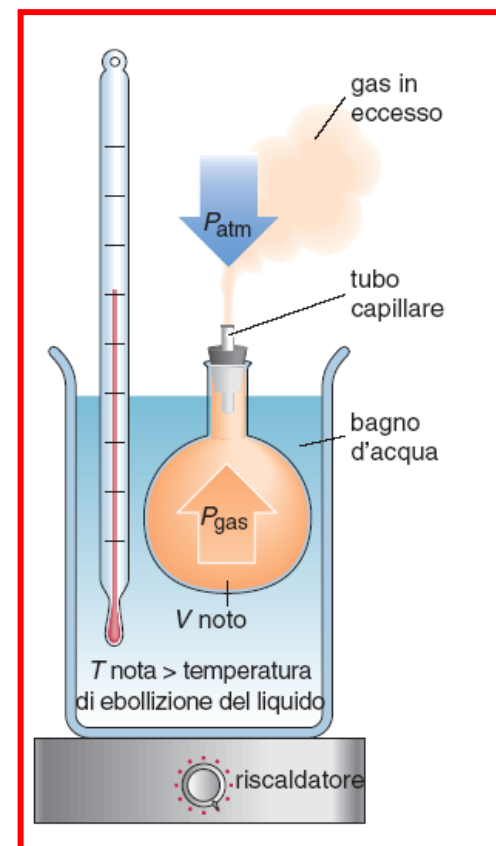
$$n = \frac{m}{\mathcal{M}} = \frac{PV}{RT}$$

$$\mathcal{M} = \frac{mRT}{PV}$$

\mathcal{M} massa molare

m massa

Una quantità di un liquido viene vaporizzata, e il gas riempie il pallone di volume noto a temperatura nota. Il gas in eccesso fugge attraverso il tubo capillare fino a $P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}}$. Quando il pallone viene raffreddato, il gas condensa, si determina la massa del liquido e \mathcal{M} .



Miscele di gas – Legge di Dalton

- I gas sono miscibili in tutte le proporzioni.
- Ogni gas presente in una miscela si comporta come se fosse l'unico gas presente (se non avvengono reazioni chimiche)



- In una miscela ogni gas esercita una pressione uguale alla pressione che il gas eserciterebbe se fosse solo
- La pressione esercitata da ogni gas in una miscela è definita **pressione parziale**.

$$P_{tot} = n_{tot} \frac{RT}{V} = (n_A + n_B) \frac{RT}{V} = n_A \frac{RT}{V} + n_B \frac{RT}{V}$$

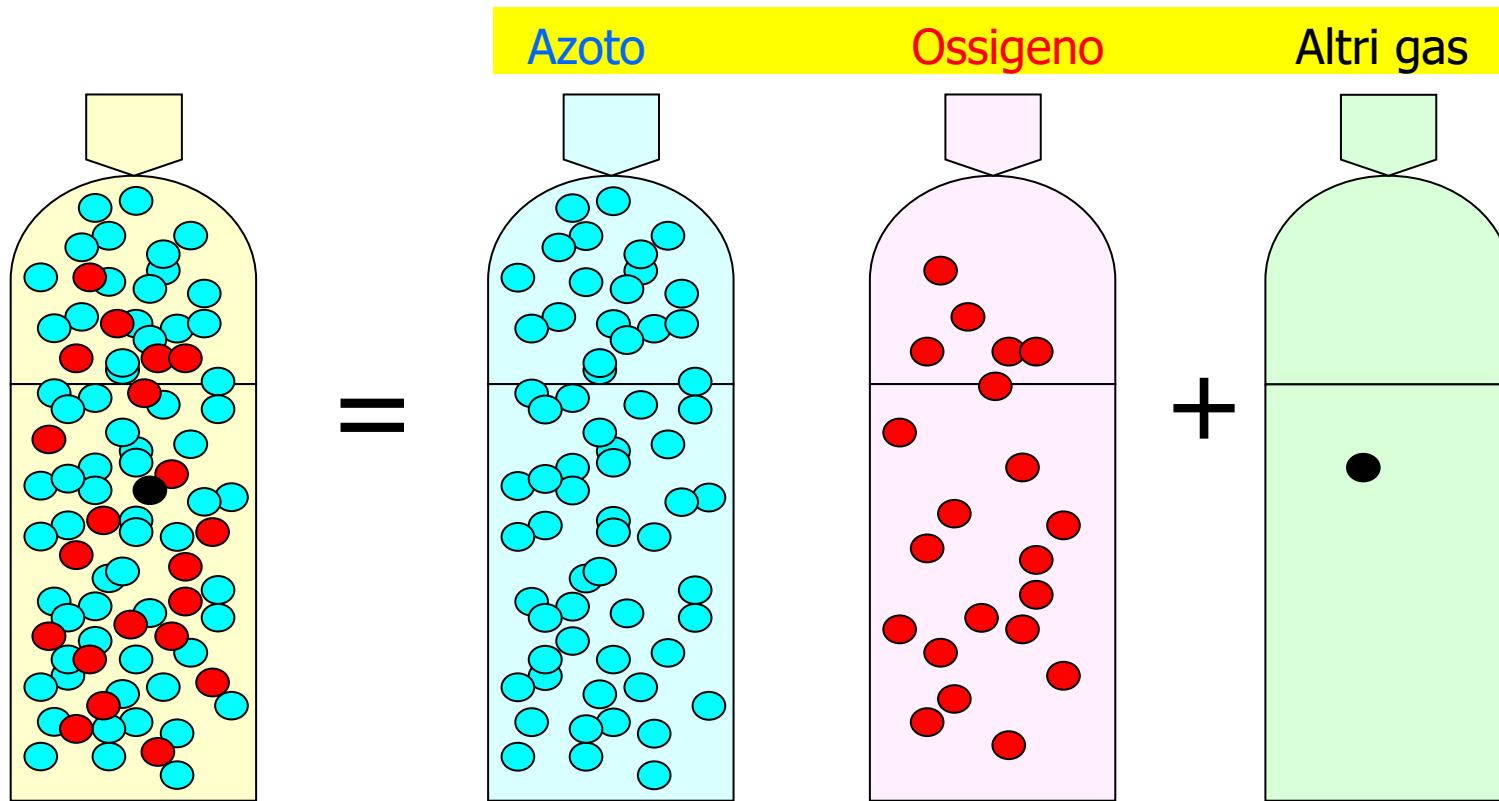
$$n_A \frac{RT}{V} = p_A$$

$$n_B \frac{RT}{V} = p_B$$

$$P_{tot} = p_A + p_B$$

$$P_{tot} = \sum_{i=1}^N p_i$$

Legge di Dalton: la pressione totale di una miscela di gas è la somma delle pressioni parziali dei gas che compongono la miscela



1 atm	=	0,78 atm	+	0.21 atm	+	0.01 atm
2 atm	=	1,56 atm	+	0.42 atm	+	0.02 atm

$\chi \rightarrow$	1	=	0,78	+	0.21	+	0.01
--------------------	---	---	------	---	------	---	------

1 mol	=	0,78 mol	+	0.21 mol	+	0.01 mol
-------	---	----------	---	----------	---	----------

1 L	=	0,78 L	+	0.21 L	+	0.01 L
-----	---	--------	---	--------	---	--------

Pressione parziale - Frazione Molare

$$n_A \frac{RT}{V} = p_A$$

$$n_B \frac{RT}{V} = p_B$$

$$n_{tot} = n_A + n_B$$

$$n_{tot} \frac{RT}{V} = P_{tot}$$

$$\frac{p_A}{P_{tot}} = \frac{n_A}{n_{tot}} = \chi_A$$

$$\frac{p_B}{P_{tot}} = \frac{n_B}{n_{tot}} = \chi_B$$

$$1 = \chi_A + \chi_B$$

$$1 = \sum_{i=1}^n \chi_i$$

$$p_A = \chi_A P_{tot}$$

$$p_B = \chi_B P_{tot}$$

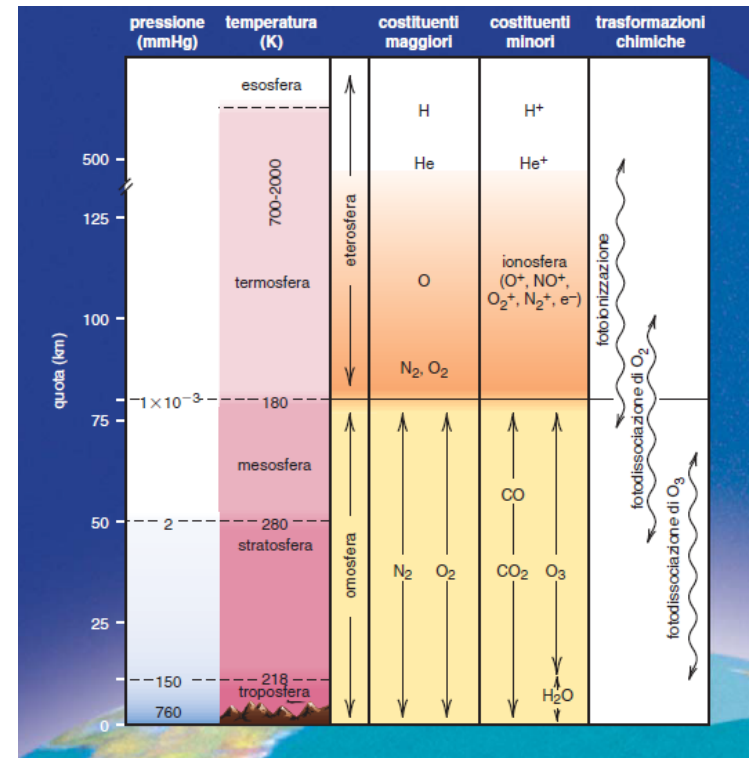
$$P_{tot} = \sum_{i=1}^N p_i$$

- La pressione parziale di un gas in una miscela è uguale alla sua frazione molare moltiplicata per la pressione totale

Pressione e temperatura nell'atmosfera terrestre

Composizione dell'aria secca a livello del mare

Componente	Frazione molare
azoto (N ₂)	0,78084
ossigeno (O ₂)	0,20946
argon (Ar)	0,00934
diossido di carbonio (CO ₂)	0,00033
neon (Ne)	$1,818 \times 10^{-5}$
elio (He)	$5,24 \times 10^{-6}$
metano (CH ₄)	2×10^{-6}
cripton (Kr)	$1,14 \times 10^{-6}$
idrogeno (H ₂)	5×10^{-7}
monossido di diazoto (N ₂ O)	5×10^{-7}
monossido di carbonio (CO)	1×10^{-7}
xenon (Xe)	8×10^{-8}
ozono (O ₃)	2×10^{-8}
ammoniaca (NH ₃)	6×10^{-9}
diossido di azoto (NO ₂)	6×10^{-9}
monossido di azoto (NO)	6×10^{-10}
diossido di zolfo (SO ₂)	2×10^{-10}
solfuro di idrogeno (H ₂ S)	2×10^{-10}



Teoria cinetica dei gas

Teoria cinetica dei gas

- James Clerk Maxwell (1831 – 1879)
- Ludwig – Boltmann (1844 – 1906)
- La teoria cinetica o cinetico-molecolare dei gas spiega il comportamento macroscopico dei gas a livello delle singole particelle (atomi o molecole)
- La teoria trae conclusioni sul comportamento dei gas mediante deduzioni matematiche
- Spiega le leggi dei gas a cui si era pervenuti empiricamente



Teoria cinetica dei gas - Postulati

- **Volume delle particelle**

I gas sono costituiti da un insieme di singole particelle (atomi o molecole) di volume estremamente piccole rispetto al volume del recipiente che le contiene
→ le particelle hanno una massa ma sono prive di volume (masse puntiformi)

- **Moto delle particelle**

Le particelle di gas si muovono con moto rettilineo, casuale e continuo eccetto quando urtano contro le pareti del recipiente che le contiene o contro le altre particelle.

- le particelle sono in moto costante, rettilineo e casuale
- collidono tra di loro e con le pareti del recipiente
- tra due urti consecutivi le particelle non si influenzano reciprocamente.
- le collisioni sono molto veloci; nella maggior parte del tempo le particelle non collidono.

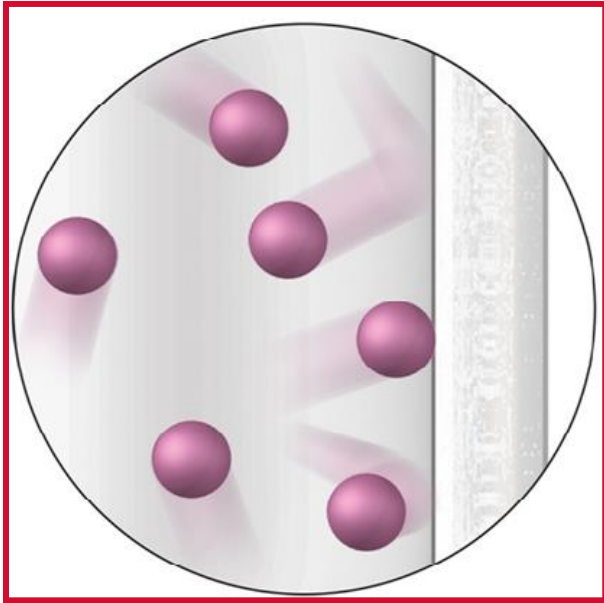
- **Urti delle particelle**

Gli urti sono elastici. Le particelle acquistano o cedono energia a seguito delle collisioni ma in un insieme di particelle a T costante l'energia totale resta costante

- le molecole si scambiano energia ma non perdono energia
- la loro energia cinetica totale E_k è costante



Teoria cinetica dei gas – La pressione dei gas

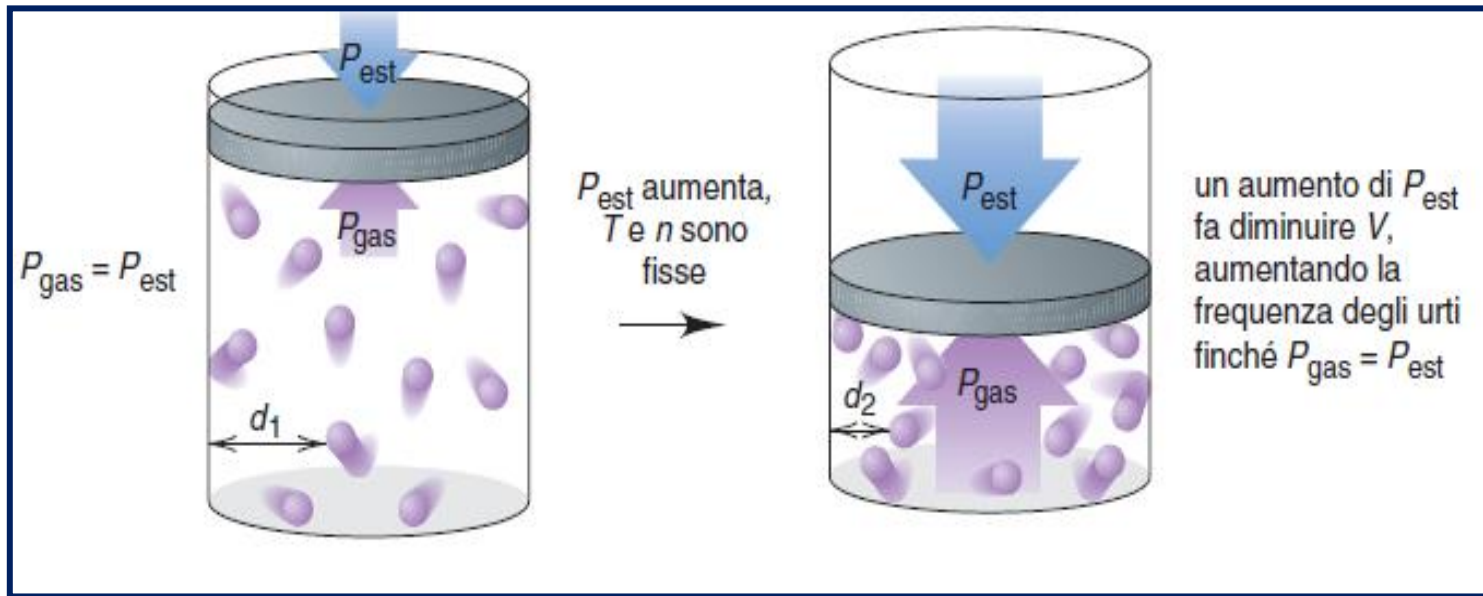


- La Pressione è originata dalle collisioni tra le particelle di gas e le pareti del recipiente
- Le particelle esercitano una forza sulla superficie della parete (anche la parete esercita una forza)
- Maggiore è il numero di particelle, maggiore è la frequenza degli urti, maggiore è la pressione

Teoria cinetica dei gas – La legge di Boyle

$$PV = \text{costante}$$

- Le molecole sono masse puntiformi separate da uno spazio vuoto, all'aumentare della pressione esercitata il volume diminuisce



Le particelle urtano le pareti da una distanza media, d_1 .

Le particelle urtano le pareti da una distanza media minore ($d_2 < d_1$).

- Minore è la distanza tra le particelle, maggiore è la frequenza degli urti, maggiore è la pressione

Teoria cinetica dei gas – La legge di Dalton

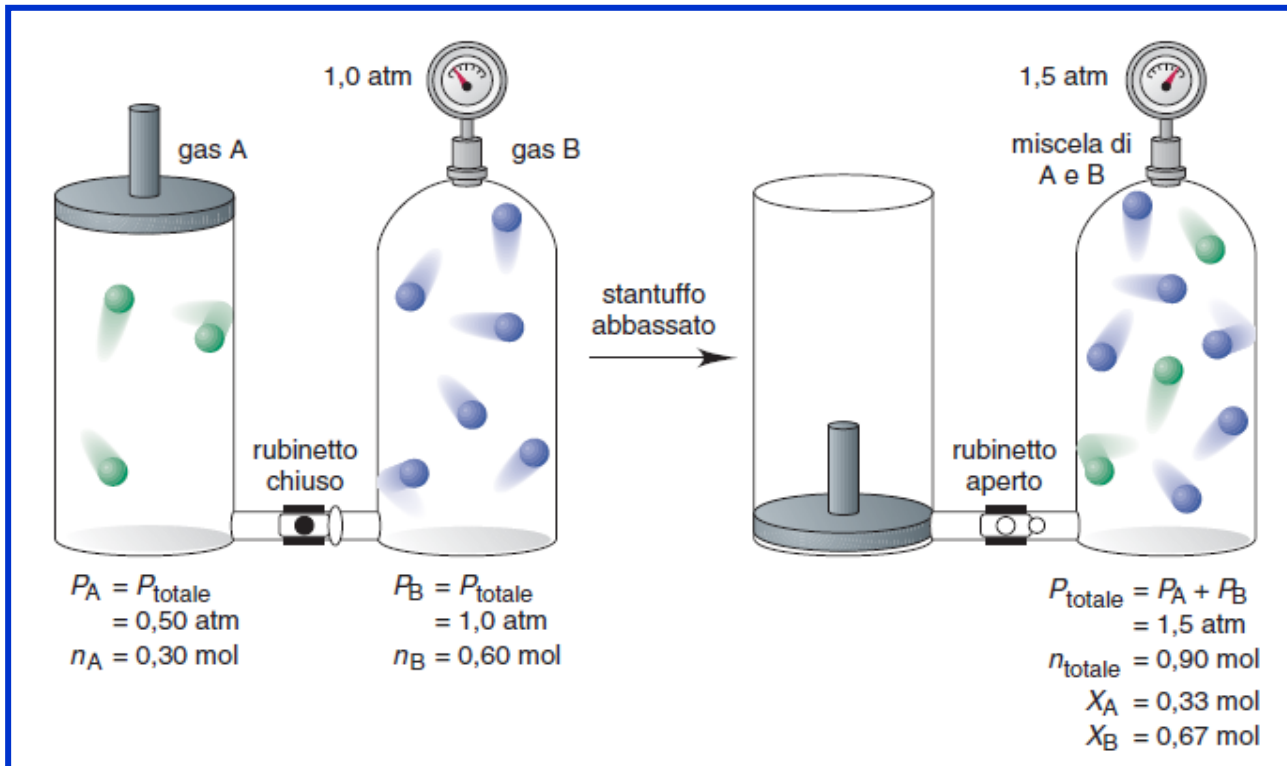
$$P_A + P_B = P_{\text{totale}}$$

$$P_A = X_A \times P_{\text{totale}}$$

$$P_B = X_B \times P_{\text{totale}}$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_{\text{totale}}}$$

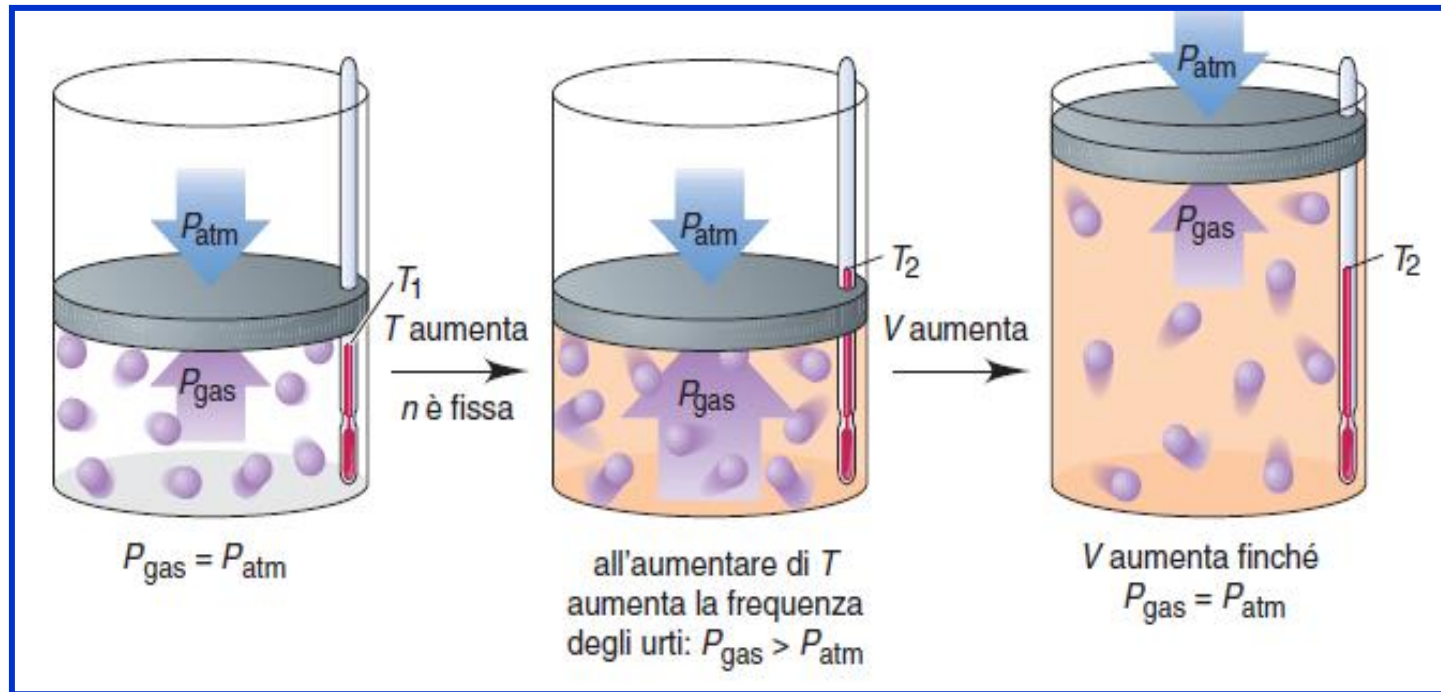
$$X_B = \frac{n_B}{n_{\text{totale}}}$$



- Aggiungendo molecole di A a B, il numero di particelle aumenta proporzionalmente ad A, maggiore è la frequenza degli urti, maggiore è la pressione

Teoria cinetica dei gas – La legge di Charles

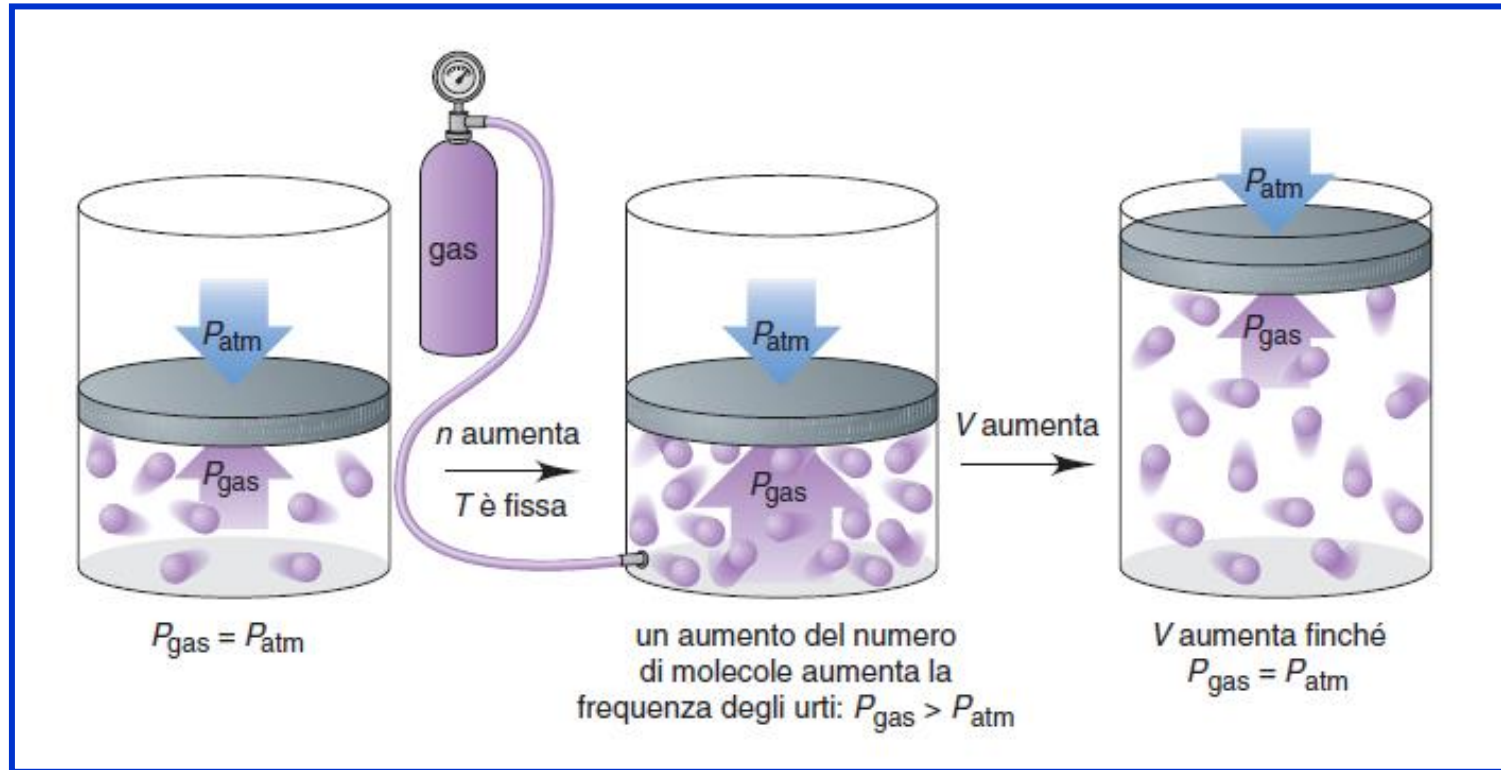
$$V \propto T$$



- Maggiore è la T , maggiore è la velocità delle molecole e l'energia cinetica, maggiore è la frequenza degli urti, maggiore è la pressione sulle pareti, aumenta il volume

Teoria cinetica dei gas – La legge di Avogadro

$$V \propto n$$



- Aumentando il numero di particelle, maggiore è la frequenza degli urti, maggiore è la pressione sulle pareti, aumenta il volume

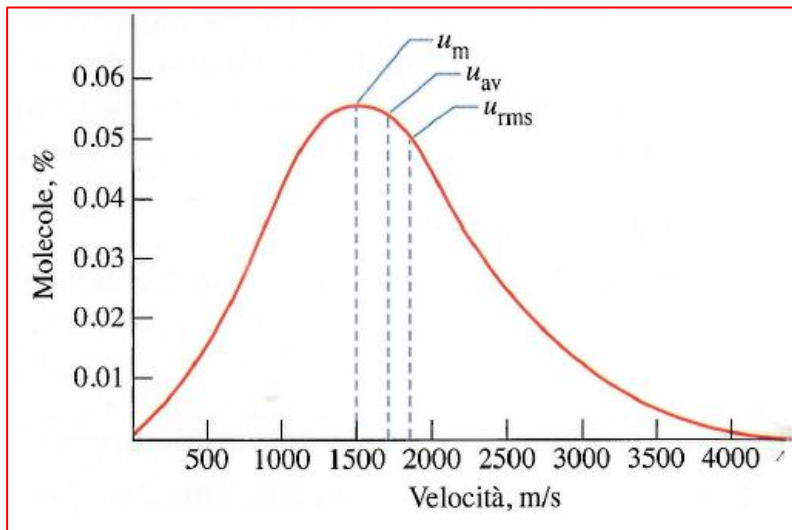
Distribuzione delle velocità molecolari

- Le molecole di un gas si muovono con velocità diverse
- Frazione di molecole $F(u)$ che si muove ad una velocità u (equazione di distribuzione di Maxwell):

$$F(u) = 4\pi \left(\frac{M}{2\pi RT} \right)^{3/2} u^2 e^{-(Mu^2/2RT)}$$

M massa molare
 T temperatura
 u velocità molecolare

- La distribuzione delle velocità delle molecole ad una data T segue un andamento a campana asimmetrica
- Le molecole hanno una velocità media u_{av} ed una velocità più probabile (o velocità modale) u_m

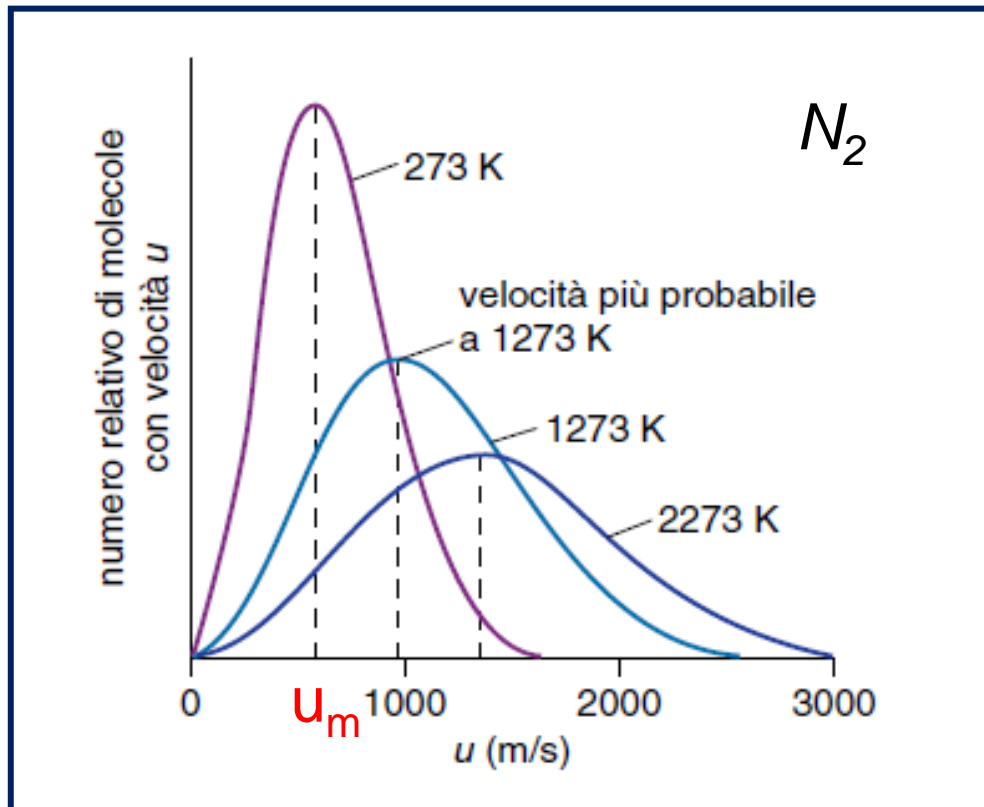


Distribuzione delle velocità molecolari— idrogeno gassoso a 0 °C

La percentuale delle molecole con una certa velocità è riportata in funzione della velocità. Sono indicate tre particolari velocità. La velocità più probabile, u_m è circa 1500 m/s; la velocità media, u_{av} , è circa 1700 m/s; la radice quadrata della velocità quadratica media, u_{rms} , è circa 1800 m/s. Si noti che $u_m < u_{av} < u_{rms}$.

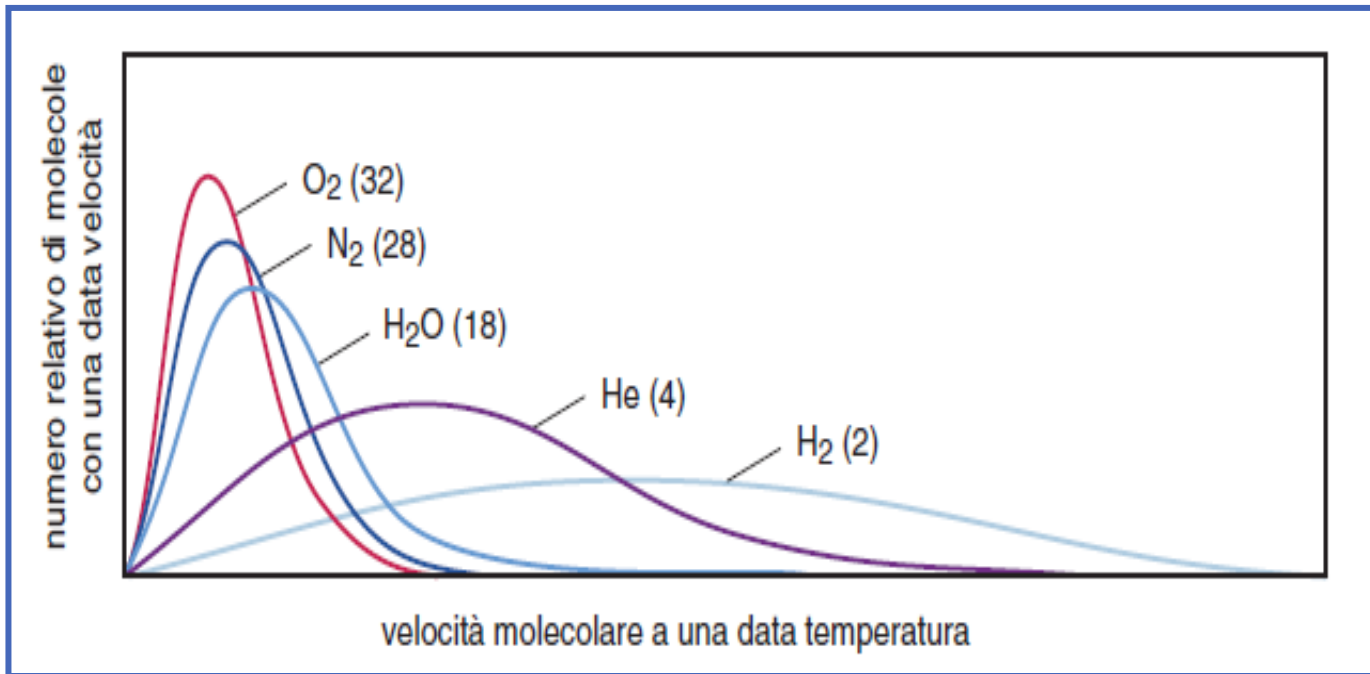
Distribuzione delle velocità molecolari a diversa temperatura

- La distribuzione di velocità dipende dalla temperatura T e dalla massa molare M
- La velocità più probabile u_m (velocità posseduta dal numero più elevato di molecole di ogni altra velocità) aumenta all'aumentare di T



Distribuzione delle velocità molecolari e massa molare

- La distribuzione di velocità dipende dalla temperatura T e dalla massa molare M
- La velocità più probabile u_m aumenta al diminuire di M
- Alla stessa T , le particelle di un gas più pesante si muovono più lentamente di quelle di un gas più leggero.



Energia cinetica media e velocità quadratica media

- L'energia cinetica di una molecola ad una data T è:

$$E_k = 1/2 mu^2$$

- L'energia cinetica media di un insieme di molecole ad una data T è data dal prodotto di m per la media dei quadrati delle velocità :

$$\bar{E}_k = 1/2 m\bar{u}^2$$

- Velocità quadratica media:

$$\sqrt{\bar{u}^2} = u_{rms}$$

- L'energia cinetica delle molecole la cui velocità è la velocità quadratica media u_{rms} è pari all'energia cinetica media delle molecole:

$$\bar{E}_k = 1/2 mu_{rms}^2$$

Velocità quadratica media delle molecole e temperatura

- Quando una molecola urta la parete del recipiente cambia direzione e trasferisce quantità di moto mu (impulso).

impulso \propto (massa della particella) \times (velocità molecolare)
 impulso $\propto (mu_x)$

- La pressione del gas P è il prodotto dell'impulso per la frequenza delle collisioni:

$$P \propto (mu_x) \times (u_x) \times (N/V) \propto (N/V)mu_x^2$$

- Le molecole hanno velocità diverse, bisogna considerare il valor medio dei quadrati della velocità

$$P \propto \frac{N}{V} \overline{mu_x^2}$$

- Considerando tutte le molecole non solo quelle che si muovono lungo la direzione x si ricava:

$$PV = \frac{1}{3} N_A \overline{mu^2}$$

dove $\overline{u^2}$ è la velocità quadratica media

- da cui $3RT = M\overline{u^2}$
 $3RT = N_A m \overline{u^2}$

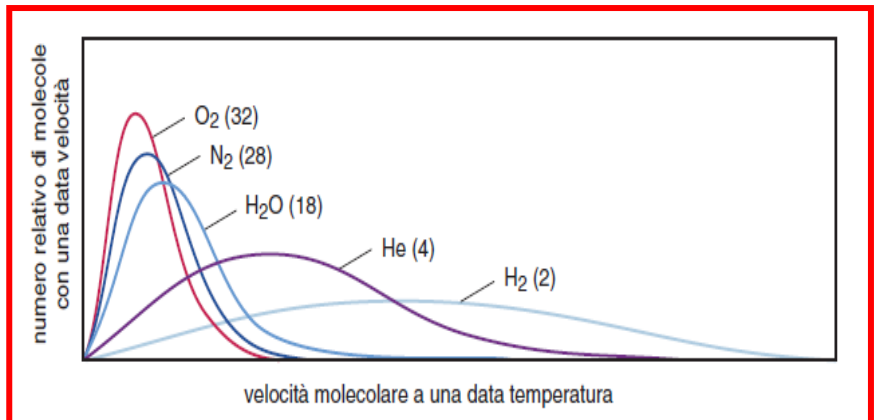
- La velocità quadratica media delle particelle dipende dalla Temperatura (K) e dalla massa molare (Kg/mol)

- Molecole di massa maggiore hanno velocità minore alla stessa T

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\overline{u^2}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

$$R = 8.3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

- Tutti i gas hanno la stessa energia cinetica media ad una data T: $\overline{E_k} = \frac{1}{2} m \overline{u^2}$
- Le particelle di un gas più pesante si muovono più lentamente di quelle di un gas più leggero



Energia cinetica media delle molecole e temperatura

$$PV = \frac{1}{3} N_A m \overline{u^2} = \frac{2}{3} N_A \left(\frac{1}{2} m \overline{u^2} \right)$$
$$RT = \frac{2}{3} N_A \overline{e_k}$$
$$\overline{e_k} = \frac{3}{2} \left(\frac{RT}{N_A} \right)$$

- Si può dedurre che l'energia cinetica media è uguale al prodotto della temperatura assoluta per una costante

$$\overline{E_k} = \frac{3}{2} \frac{R}{N_A} T$$

- La temperatura è in relazione con l'energia media del moto molecolare.
- Al crescere di T l'energia cinetica media cresce

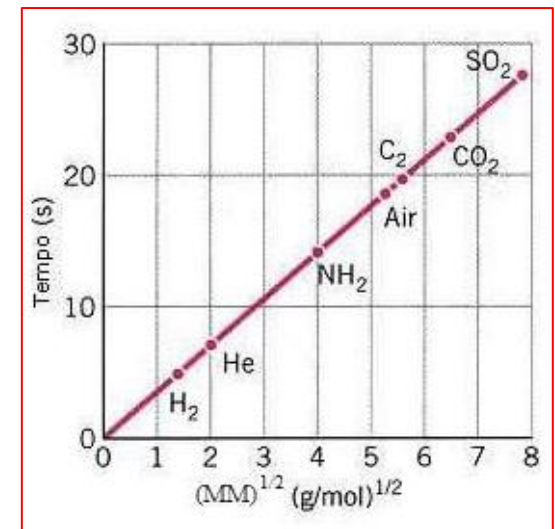
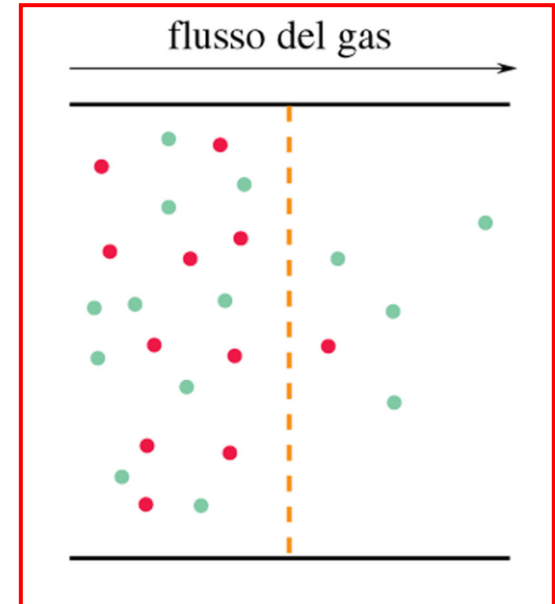
Effusione - Legge di Graham

- **Effusione** processo con cui un gas fugge da un recipiente che lo contiene attraverso un piccolo foro trasferendosi in uno spazio in cui è stato fatto il vuoto.
- **Legge di Graham:** la velocità di effusione v_{eff} è inversamente proporzionale alla radice quadrata della sua massa molare.

$$v_{eff} \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$

- Un gas più leggero ha una velocità di effusione maggiore di un gas più pesante, alla stessa T.
- Il tempo di effusione è direttamente proporzionale alla massa molare M

$$t_{eff} \propto \sqrt{M}$$



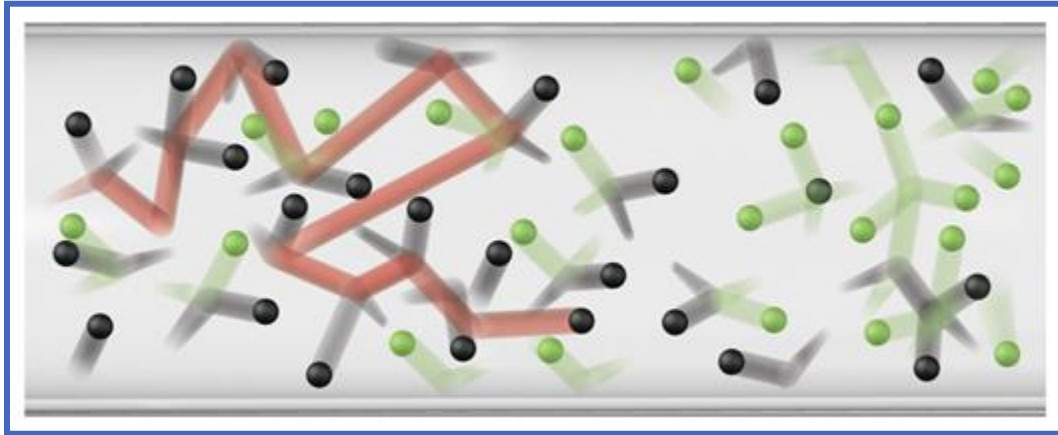
Legge di Graham

Determinazione della massa molare di un gas

- Misurando il tempo (la velocità) di effusione di due gas ad una data T è possibile calcolare la massa molare incognita M_x di un gas conoscendo la massa molecolare M_A dell'altro gas:

$$\frac{v_X}{v_A} = \sqrt{\frac{M_A}{M_X}}$$

Diffusione dei gas



La diffusione è il movimento di un gas attraverso un altro gas.

- **Legge di Graham:** la velocità di diffusione v_{diff} è inversamente proporzionale alla radice quadrata della sua massa molare

$$v_{diff} \propto \frac{1}{\sqrt{M}}$$

$$\frac{v_B}{v_A} = \sqrt{\frac{M_A}{M_B}}$$

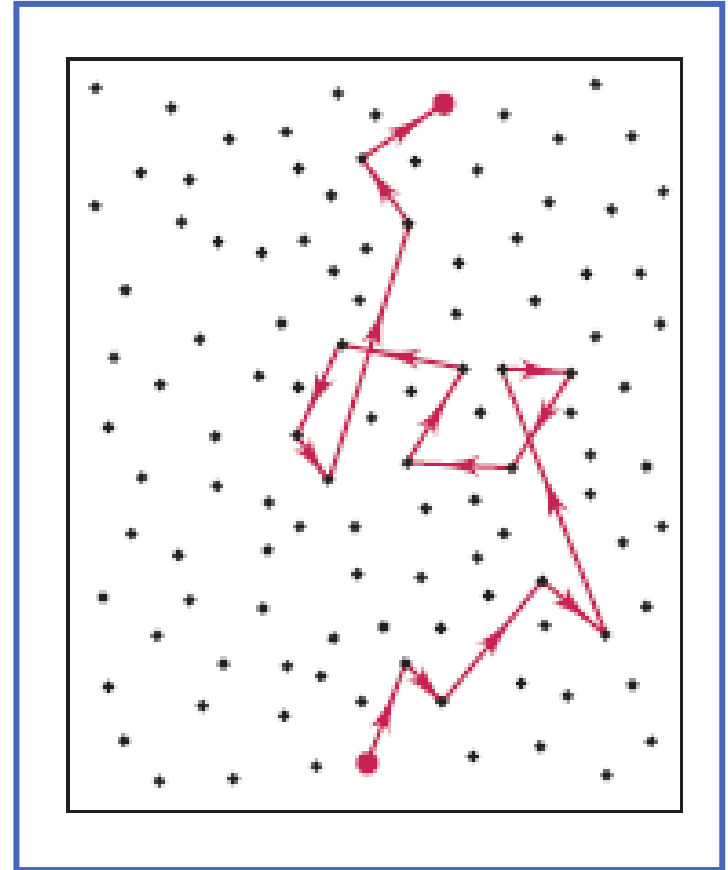
Diffusione dei gas - Libero cammino medio

- Nell'attraversare uno spazio una molecola urta contro altre molecole e percorre un cammino non lineare.
- **Il cammino libero medio λ** è il cammino medio che la molecola percorre tra due urti consecutivi ad una data T ed una data P (ricavabile dalla teoria cinetica; d è diametro della molecola; k_B costante di Boltzmann)

$$\lambda = \frac{k_B T}{\sqrt{2\pi d^2 P}}$$

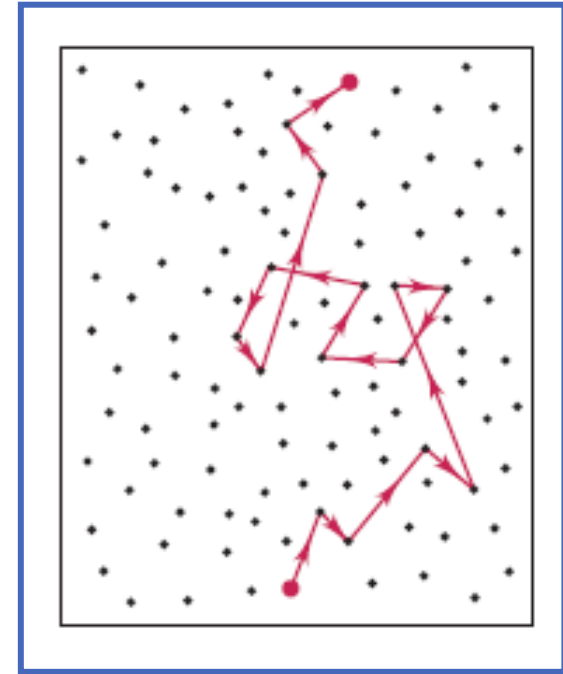
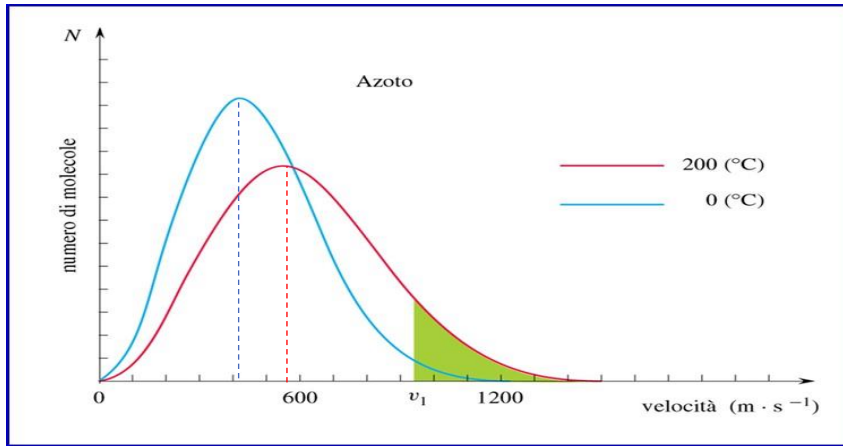
- La **frequenza degli urti (o delle collisioni) Z** espressa in sec^{-1} si ricava dividendo la velocità più probabile u_m delle molecole di gas per il cammino libero medio λ

$$Z = u_m / \lambda$$



Libero cammino medio - Esempio

Molecola N_2 a 20°C e 1 atm:



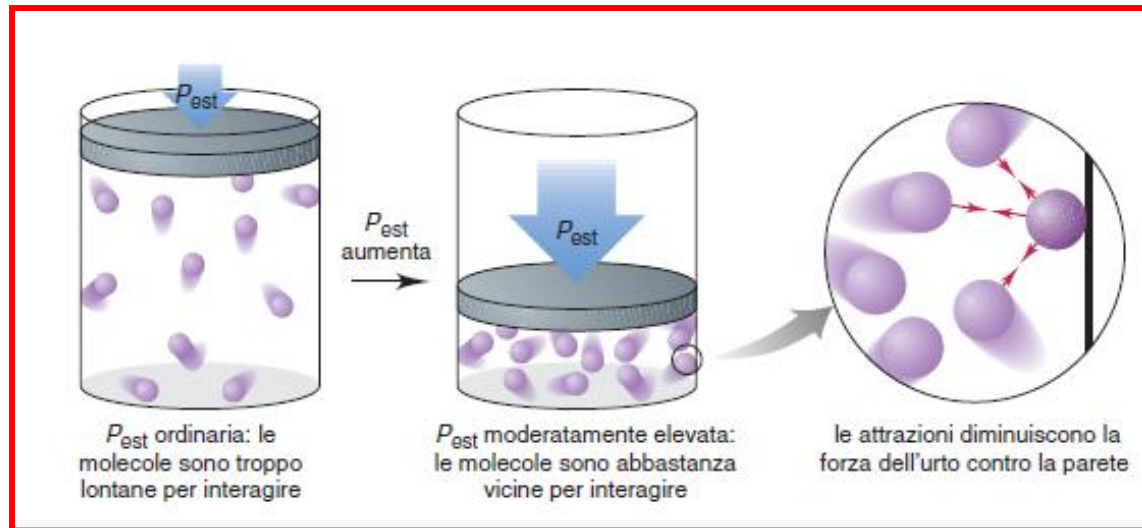
- Velocità più probabile u_m : 0.47 km/sec
- Velocità quadratica media u_{rqs} : 0.51 km/sec
- Diametro molecola d : 3.7×10^{-10} m
- Libero cammino medio λ : 6.6×10^{-8} m
- Frequenza degli urti Z : $\frac{4.7 \times 10^{-2} \text{ m/s}}{6.6 \times 10^{-8} \text{ m/collisioni}} = 7.1 \times 10^9 \text{ collisioni/sec}$

I gas reali: deviazioni dal comportamento ideale

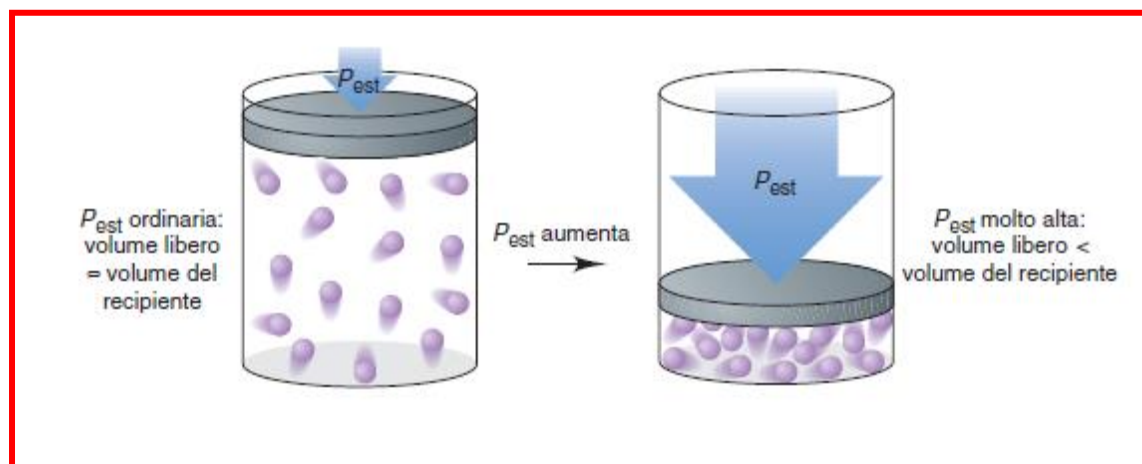
I gas reali: deviazioni dal comportamento ideale

- I gas reali deviano dal comportamento ideale descritto dalla teoria cinetica.
- **I gas reali hanno un volume reale.**
 - Le particelle di gas **non** sono masse puntiformi, ma hanno un volume determinato dalle masse dei loro atomi e dalle lunghezze dei loro legami.
- **Nei gas reali esistono forze intermolecolari** attrattive e repulsive.
- Le maggiori deviazioni dall'idealità si osservano a **bassa temperatura e alta pressione.**


Effetto delle attrazioni intermolecolari sulla P di un gas



Effetto del volume molecolare sul V di un gas

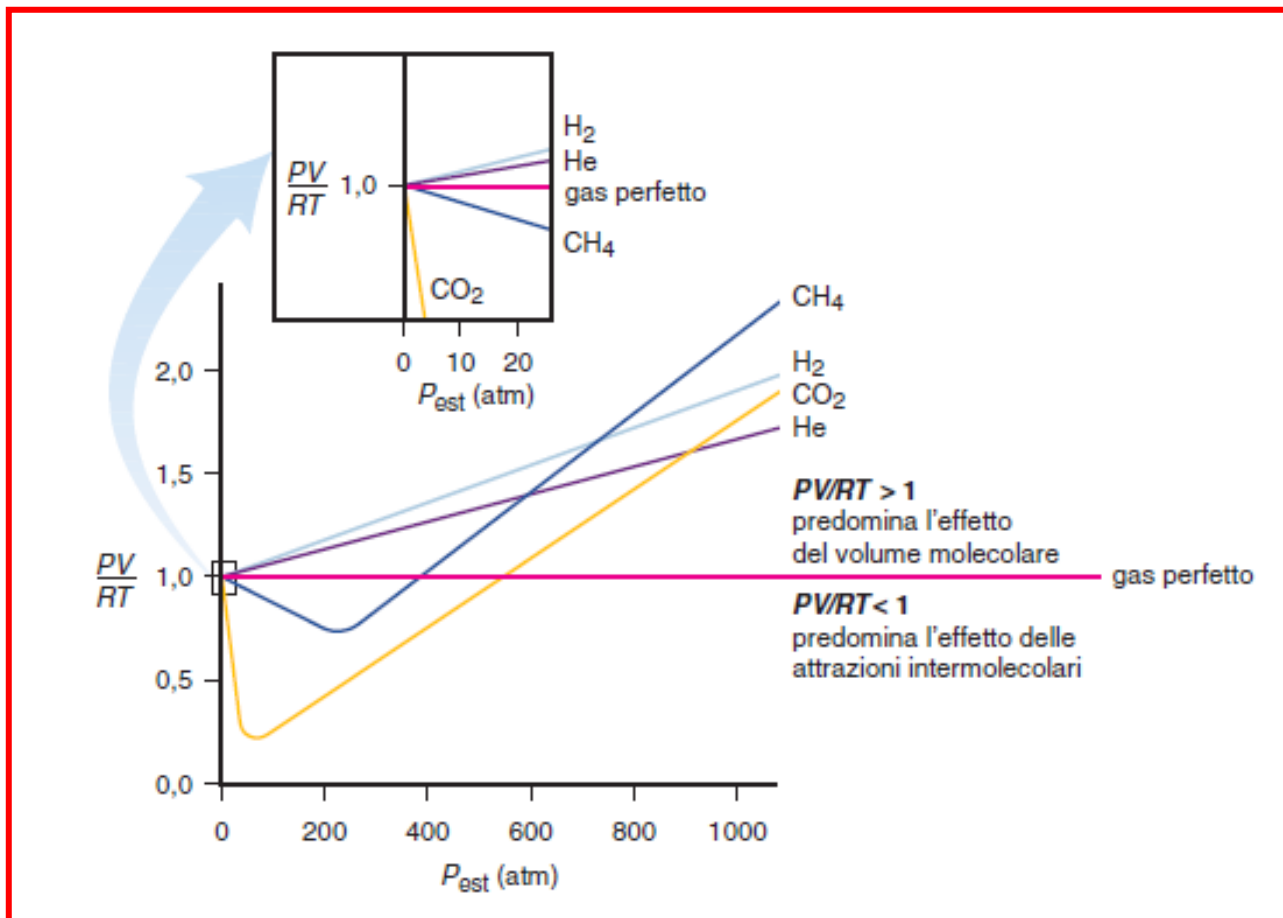


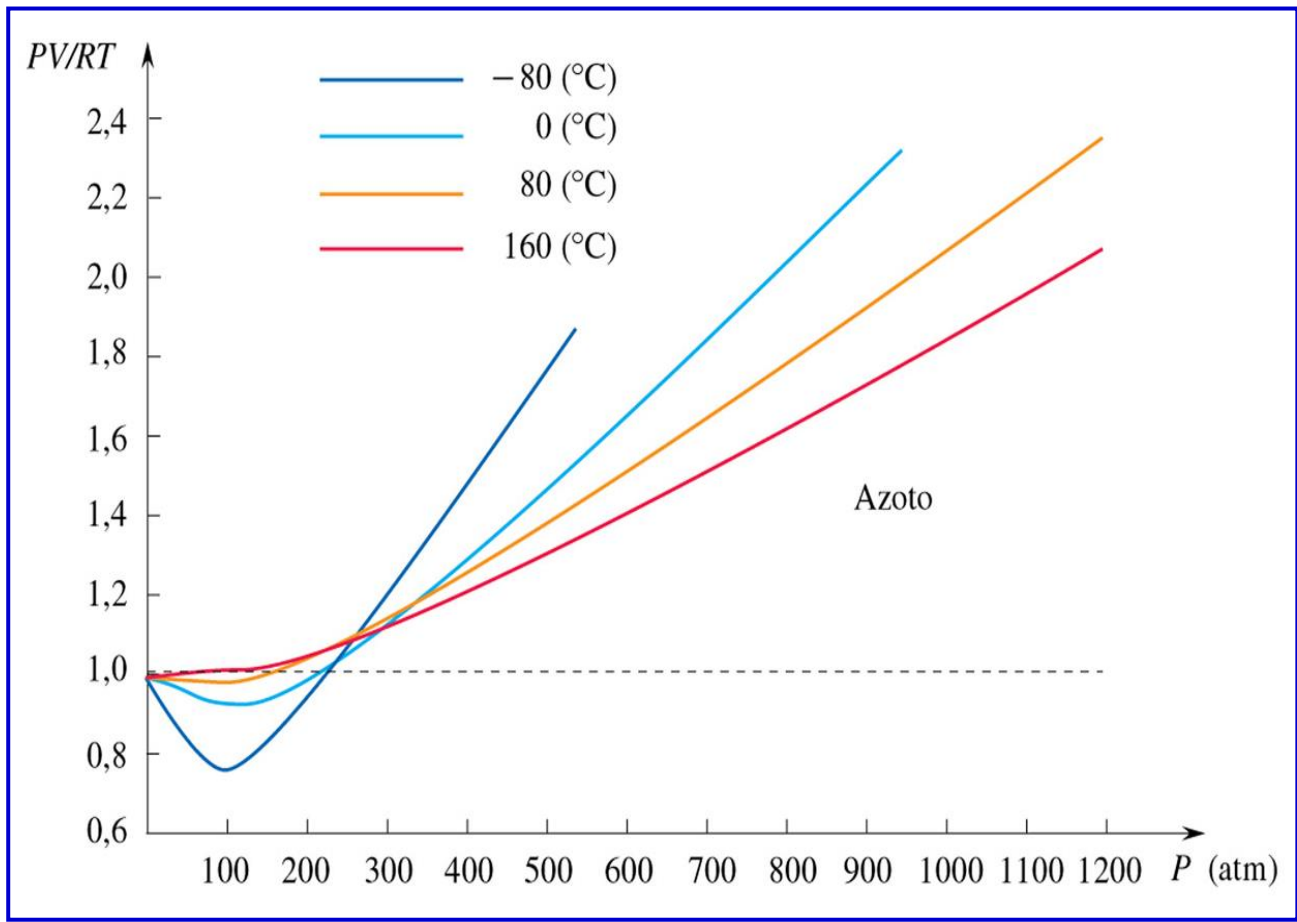
Volume molare di alcuni gas in condizioni normali di T e P (0°C, 1 atm)

$$V_m = \frac{RT}{P}$$


Gas	Volume molare (L/mol)	Punto (temperatura) di condensazione (°C)
He	22,435	—268,9
H ₂	22,432	—252,8
Ne	22,422	—246,1
gas perfetto	22,414	—
Ar	22,397	—185,9
N ₂	22,396	—195,8
O ₂	22,390	—183,0
CO	22,388	—191,5
Cl ₂	22,184	—34,0
NH ₃	22,079	—33,4

Deviazioni dall'idealità al crescere della pressione esterna





Equazione di van der Waals

- V è il volume del recipiente
Il Volume reale delle particelle gassose è inferiore a V
(V ridotto di nb)
- P è la pressione misurata
La pressione reale delle particelle gassose è superiore
per effetto delle attrazioni intermolecolari
(P aumentato di n^2a/V^2)

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

- a e b costanti di van der Waals
- a dipende dalle attrazioni intermolecolari
- b dipende dal volume delle particelle

Gas	a (atm · L ² /mol ²)	b (L/mol)
He	0,034	0,0237
Ne	0,211	0,0171
Ar	1,35	0,0322
Kr	2,32	0,0398
Xe	4,19	0,0511
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
NH ₃	4,17	0,0371
H ₂ O	5,46	0,0305