

8

I gas

Leggi empiriche dei gas ideali

La legge di Avogadro

Miscela di gas – La legge di Dalton

La teoria cinetica dei gas

La legge di Graham

I gas reali

Gli stati di aggregazione della materia: i gas

I gas sono accomunati da alcune proprietà caratteristiche:

- sono facilmente comprimibili
- si espandono per riempire il contenitore che li ospita (non hanno forma propria)
- occupano uno spazio molto più grande dei solidi e liquidi da cui provengono

Tutte queste proprietà derivano dalla grande distanza che separa le molecole (o gli atomi) che compongono un gas



Il modello teorico che viene utilizzato per descrivere il comportamento dei gas (**teoria cinetica dei gas**) li considera come insiemi di molecole puntiformi (prive di dimensioni) in continuo moto casuale (moto rettilineo senza interazione tra le particelle, eccetto gli urti elastici con altre molecole).

Servono 4 grandezze per descrivere completamente lo stato di un gas:

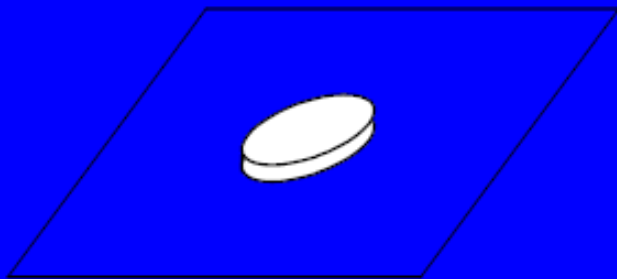
- la sua **quantità** (n , in moli)
- la sua **temperatura** (T), espressa in gradi kelvin (K, gradi K = gradi °C + 273.15). La temperatura di un gas indica la velocità media con cui si muovono le particelle gassose
- il suo **volume** (V), espresso in litri (L)
- la sua **pressione** (P), espressa in atmosfere (atm). La pressione di un gas indica la forza esercitata dalle particelle gassose sull'unità di superficie delle pareti del contenitore.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ torr o mmHg} = 1.013 \times 10^5 \text{ N/m}^2 = 1.013 \text{ bar}$$

PRESSIONE

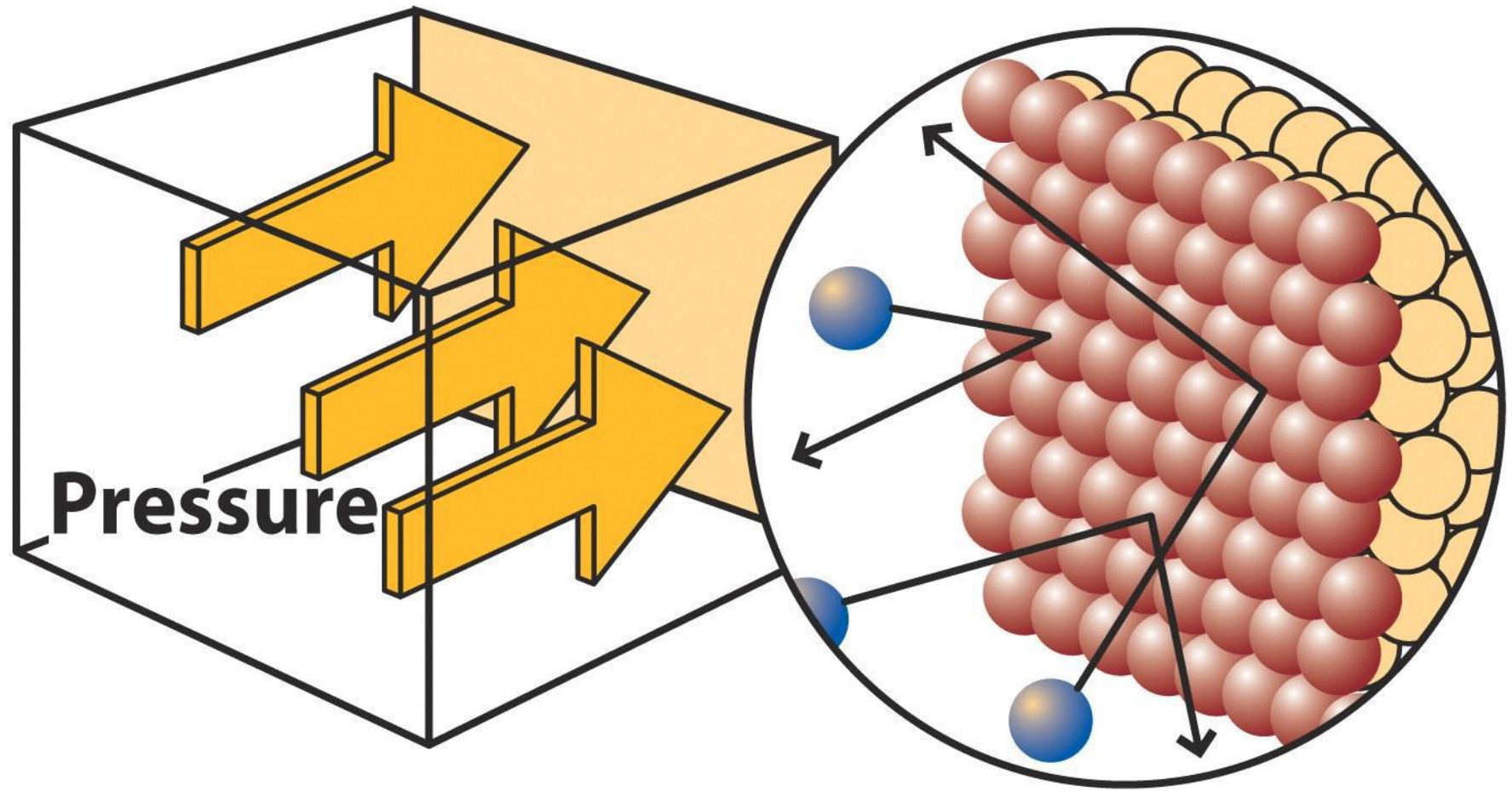
La pressione si definisce come la **forza esercitata per unità di superficie**

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



moneta su un piano

F peso della moneta
A area della moneta



L'unità di misura della pressione è chiamata Pascal (Pa) nel SI.

Il Pascal ha dimensioni $\text{Kg}/(\text{ms}^2)$ o $\text{Kg m}^{-1} \text{s}^{-2}$

E' una unità di misura molto piccola (circa 100 000 volte più piccola della pressione atmosferica).

Spesso in pratica si usa una unità di misura non SI, l'**atmosfera** corrispondente alla pressione esercitata al livello del mare dall'atmosfera terrestre.

MISURA DELLA PRESSIONE ATMOSFERICA

Anche i gas esercitano una pressione.
Per misurare la pressione dell'atmosfera
si utilizza un dispositivo chiamato
barometro (Torricelli, 1643)

Al livello del mare $h=760$ mm

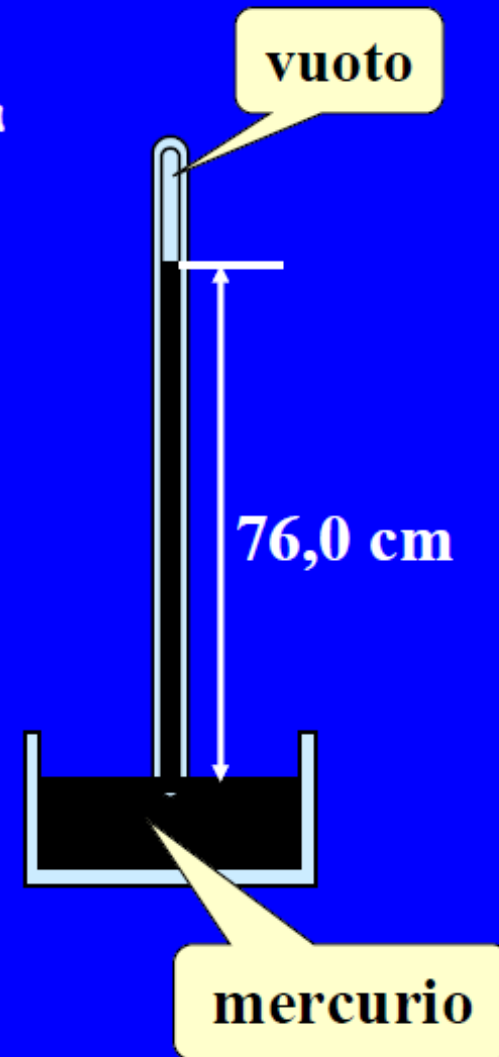
1 atmosfera = 760 mmHg (torr)

$$P = \frac{F}{A}$$

$$F = m \cdot g = V \cdot d \cdot g = A \cdot h \cdot d \cdot g$$

$$P = \frac{A h d g}{A} = h d g$$

$$d = \frac{m}{V}$$



Conversione Pascal - atmosfera

$$d (\text{Hg}) = 13,6 \text{ g/cm}^3 = 13,6 \times 10^3 \text{ Kg/m}^3$$

$$\begin{aligned} P = h d g &= 0,760 \text{ m} \times 13,6 \cdot 10^3 \text{ Kg/m}^3 \times 9,81 \text{ m/s}^2 = \\ &= 1,013 \times 10^5 \text{ Kg/(m s}^2) = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa} \end{aligned}$$

Manometro =

dispositivo per misurare la pressione di un gas

TABLE 4.1 Pressure Units

SI unit: pascal (Pa)

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-1}\cdot\text{s}^{-2} = 1 \text{ N}\cdot\text{m}^{-2}$$

Conventional units*

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 100 \text{ kPa}$$

$$1 \text{ atm} = 1.013\,25 \times 10^5 \text{ Pa} = \\ 101.325 \text{ kPa}$$

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

$$1 \text{ atm} = 14.7 \text{ lb}\cdot\text{inch}^{-2} \text{ (psi)}$$

Leggi empiriche dei gas

Le proprietà dei gas dipendono in maniera semplice da P , T , V e n . Quando due di queste grandezze sono costanti esiste una relazione semplice fra le altre due. Tali relazioni furono scoperte tra la metà del 1600 e del 1800 e sono note come **leggi empiriche dei gas**.

Legge di Boyle

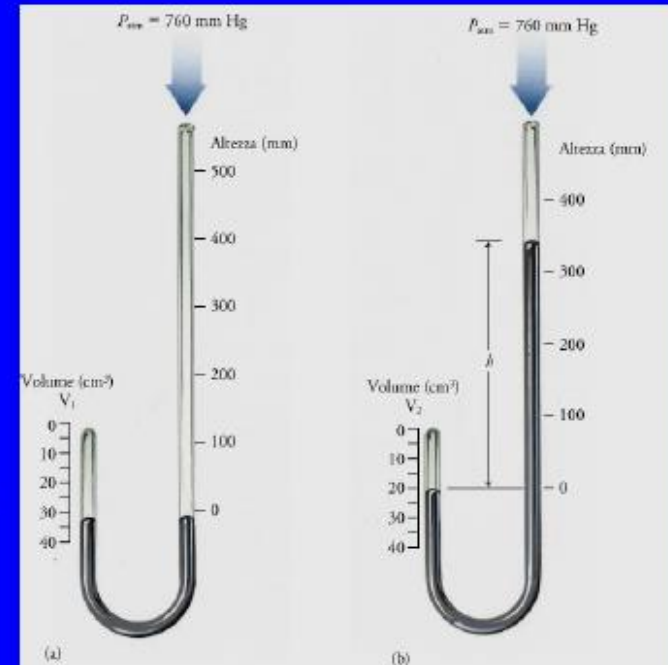
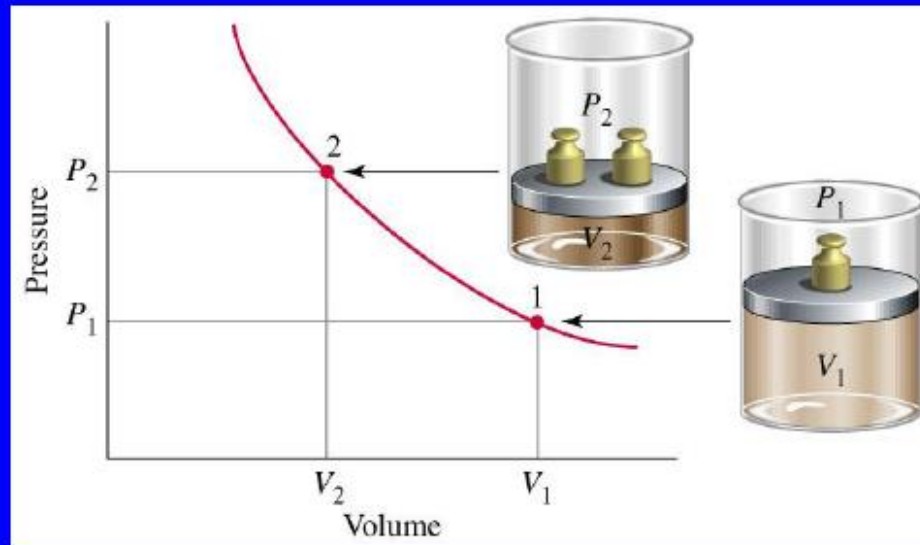
Legge di Charles

Legge di Avogadro

Leggi empiriche dei gas

Legge di Boyle

V(L)	P(atm)	PV
1	1	1
0,5	2	1
0,25	4	1



A temperatura costante P e V sono inversamente proporzionali

Legge di Boyle

$$PV = \text{costante}$$



$$V \propto 1/P$$

con $T, n = \text{cost.}$

Uso della legge di Boyle

$$P_i V_i = P_f V_f$$

dove $i =$ iniziale
 $f =$ finale

Problema: Una certa quantità di ossigeno occupa 50,0 L a 15,7 atm. Quale volume occuperà a 1,00 atm?

$$P_i V_i = P_f V_f$$

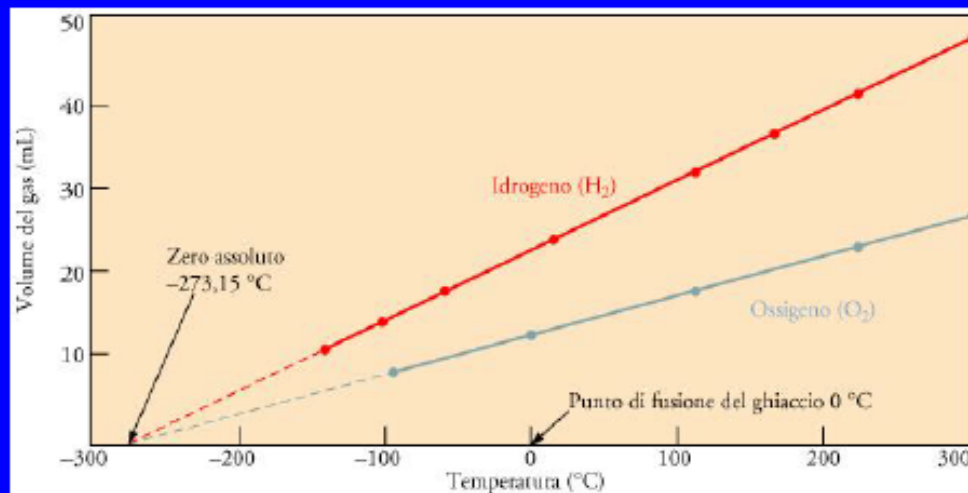
$$V_i = 50,0 \text{ L} \quad P_i = 15,7 \text{ atm}$$

$$V_f = ? \quad P_f = 1,00 \text{ atm}$$

$$V_f = \frac{P_i V_i}{P_f} = \frac{15,7 \text{ atm} \times 50,0 \text{ L}}{1,00 \text{ atm}} = 785 \text{ L}$$

Legge di Charles

Il volume di un gas dipende dalla temperatura ed aumenta con essa. In particolare a **pressione costante** il volume di un gas aumenta linearmente con la temperatura



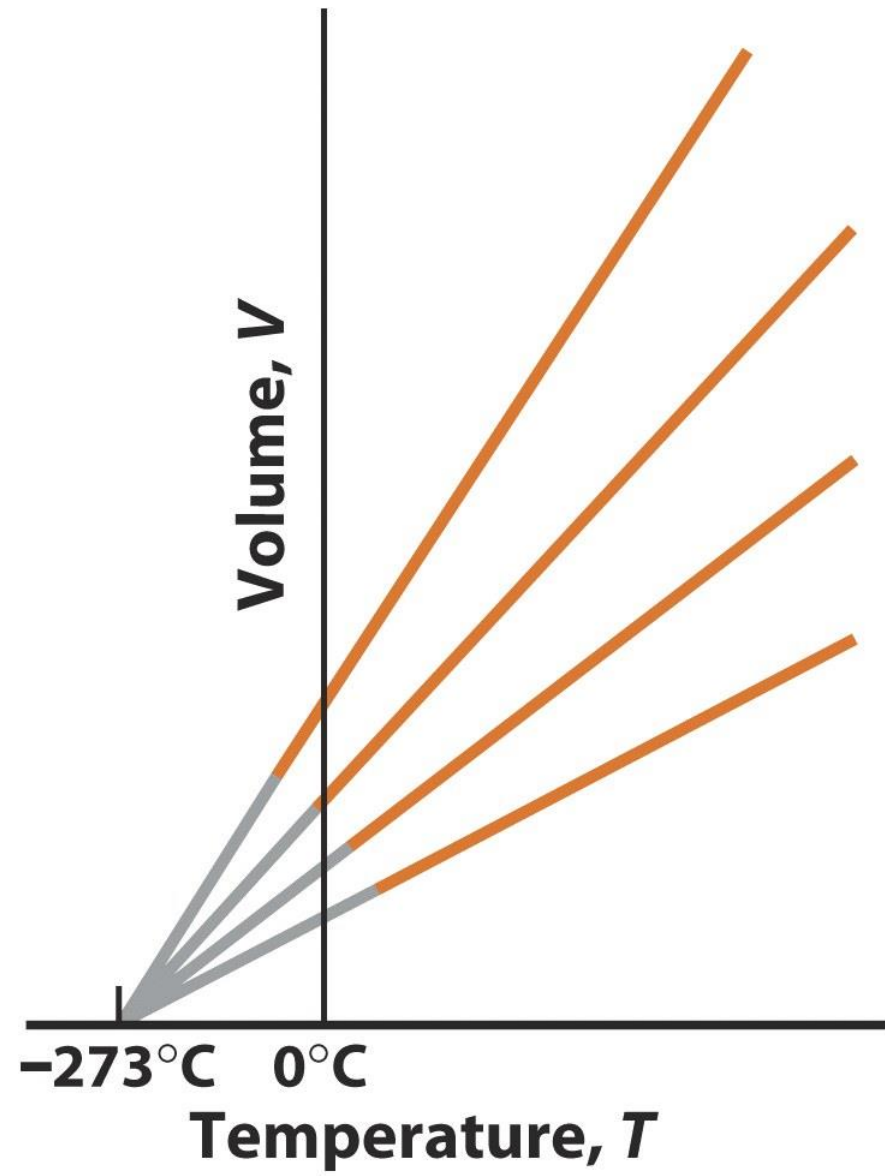
$$V = a + b t$$

a and b are constants (costanti).
 t is temperature in °C (temperatura in °C).

A pressione sufficientemente bassa per qualsiasi gas le rette si intersecano tutte in un unico punto sull'asse delle ascisse.

Questo punto corrisponde a **-273,15 °C**

Ciò implica che a $t = -273,15^{\circ}\text{C}$ $V = 0$.



La costante **a** può essere eliminata osservando che $V=0$ quando $t=-273,15$

$$0 = a + b (-273,15) \quad \text{da cui} \quad a = 273,15 b$$

L'equazione per V può essere riscritta

$$V = 273,15 b + b \cdot t = b (t + 273,15)$$

Definiamo ora una nuova scala delle temperature detta
SCALA KELVIN

$$T = t + 273,15$$

unità K gradi Kelvin
(t °C gradi centigradi)

Si ottiene quindi:

$$V = b \cdot T$$

che è la forma finale della legge di Charles

Legge di Charles

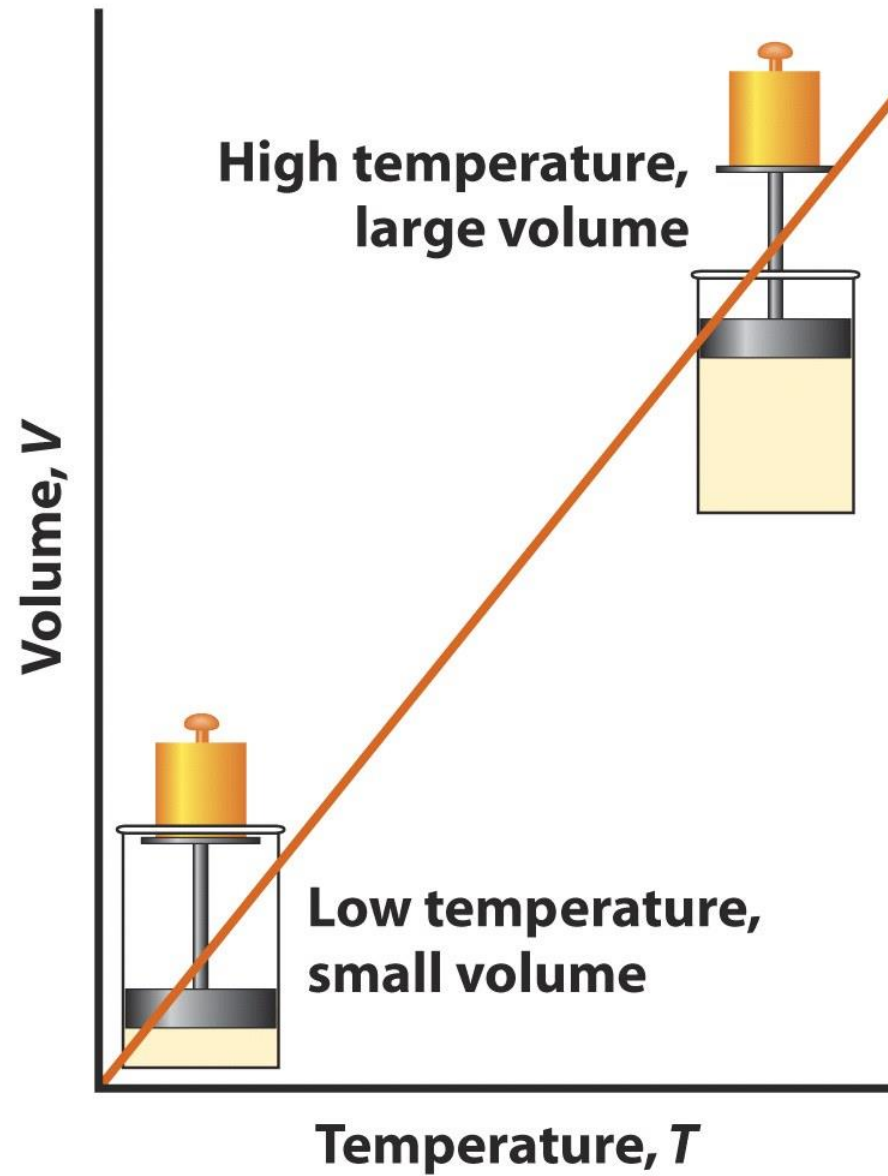
A pressione costante il volume di un gas è direttamente proporzionale alla temperatura assoluta

$$V = b \cdot T \quad \text{oppure} \quad \frac{V}{T} = \text{costante} \quad \text{a } P \text{ e } n \text{ costanti}$$

Uso della legge di Charles

$$\frac{V_f}{T_f} = \frac{V_i}{T_i}$$

dove i= iniziale f= finale



Problema: Un gas ha un volume di 785 L a 21°C. Quale è il suo volume a 28°C?

$$\frac{V_f}{T_f} = \frac{V_i}{T_i}$$

$$V_f = \frac{V_i}{T_i} \times T_f$$

$$V_i = 785 \text{ L}$$

$$T_i = 21 + 273 = 294 \text{ K}$$

$$V_f = ?$$

$$T_f = 28 + 273 = 301 \text{ K}$$

$$V_f = \frac{V_i}{T_i} \times T_f = 785 \text{ L} \times \frac{301 \text{ K}}{294 \text{ K}} = 804 \text{ L}$$

Legge combinata dei gas

Abbiamo visto

Legge di Boyle

$$V \propto 1/P$$

con $T, n = \text{cost.}$

Legge di Charles

$$V \propto T$$

con $P, n = \text{cost.}$

Queste possono essere combinate per dare

$$V \propto T/P$$

oppure

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

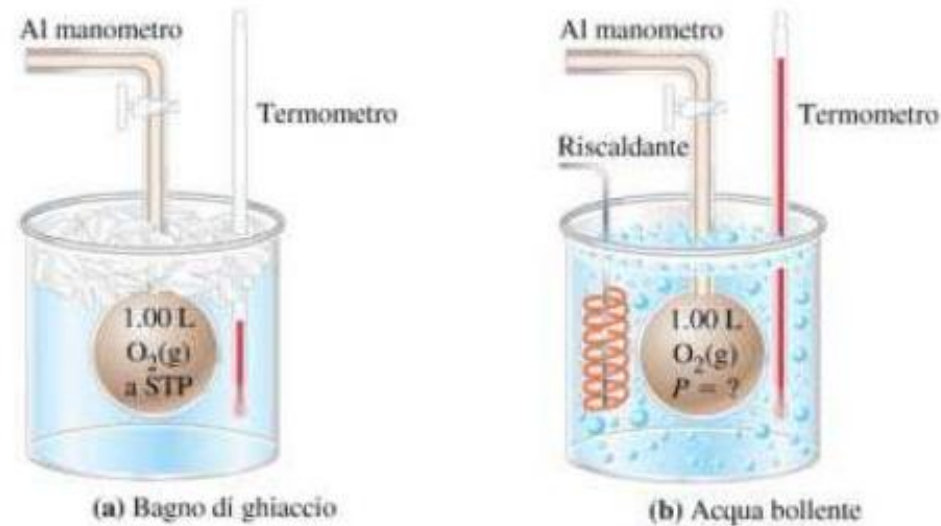
o ancora

$$\frac{PV}{T} = \text{costante}$$

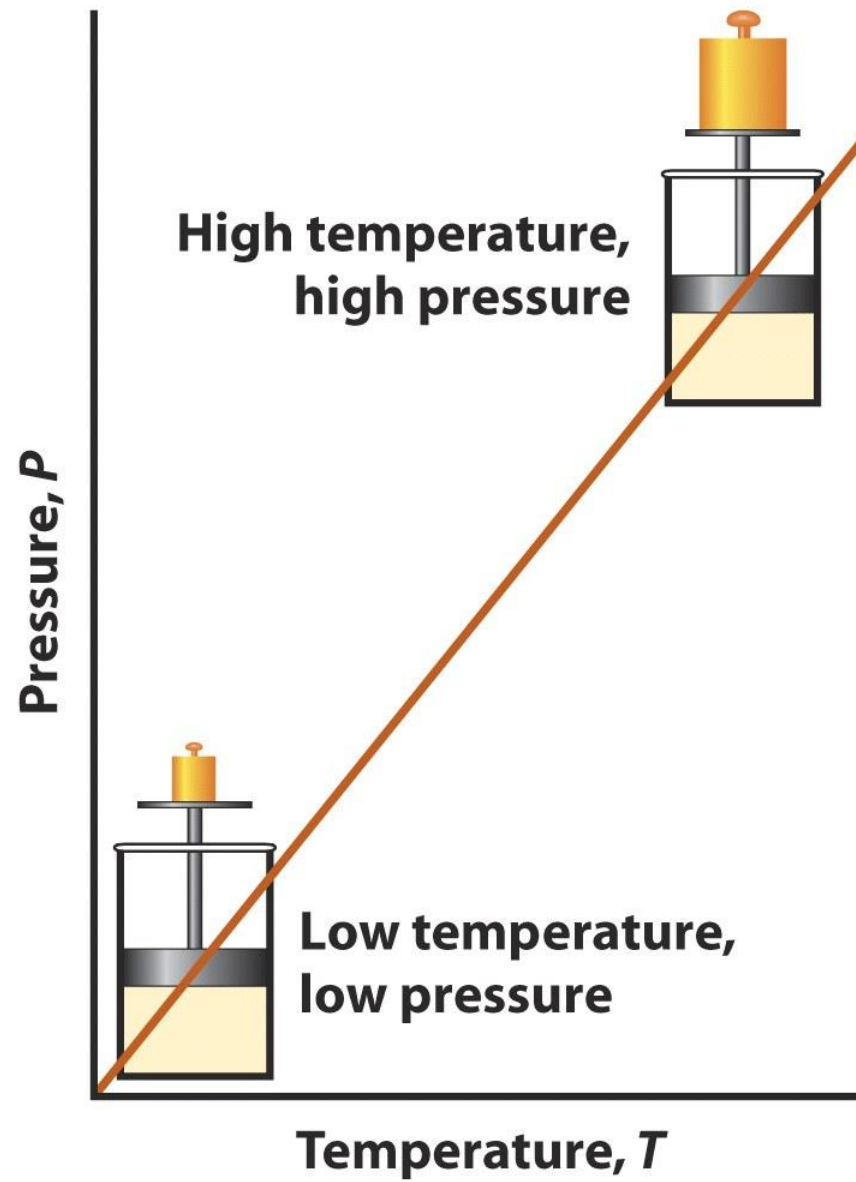
con $n = \text{cost.}$

Leggi fondamentali dei gas: legge di Gay-Lussac

“La pressione di una determinata quantità di gas, mantenuta a volume costante, è direttamente proporzionale alla temperatura.”



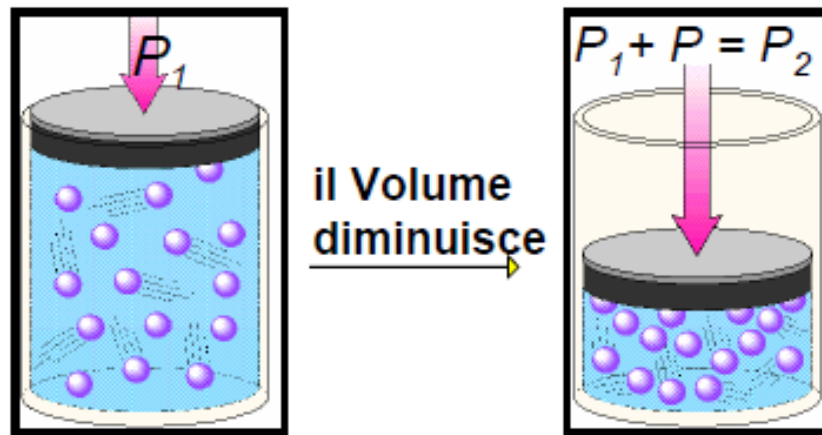
$$(P/T) = \text{costante (a } V \text{ ed } n \text{ costante)}$$



Problema: A gas a 255 torr e 555 mL viene compresso a 325 mL.
Qual è il nuovo valore di P ?

Soluzione: $P_1V_1 = P_2V_2$
 $255 \text{ torr} \times 555 \text{ mL} = P_2 \times 325 \text{ mL}$
 $P_2 = \frac{255 \text{ torr} \times 555 \text{ mL}}{325 \text{ mL}} = 435 \text{ torr}$

Si noti: diminuire il volume significa che la pressione deve aumentare e viceversa.
Tipico: pompa per bicicletta



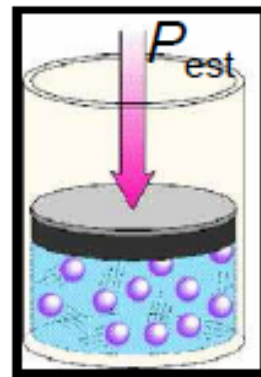
Se un gas ha un volume V di 255 mL a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ e la temperatura viene variata a $40 \text{ }^\circ\text{C}$, quale è il nuovo volume ?

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (\text{si noti: } T \text{ sono in } K!)$$

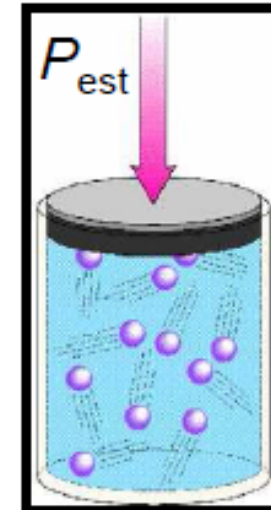
$$T_1 = 20 + 273 \text{ K} = 293 \text{ K}; T_2 = 40 + 273 \text{ K} = 313 \text{ K}$$

$$\frac{255 \text{ mL}}{293 \text{ K}} = \frac{V_2}{313 \text{ K}}$$

$$V_2 = 255 \text{ mL} \times \frac{313 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 272 \text{ mL}$$



Si fornisce
energia (calore)



Leggi Combinate di Charles e Boyle

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

$$V \propto T$$

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

$$V = C'' \frac{T}{P}$$

$$\frac{PV}{T} = C''$$

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Un campione di He che si trova a $P = 621 \text{ torr}$ e occupa 375 mL a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ subisce un cambio di temperatura in modo che la nuova P è 760 torr e occupa 300 mL . Qual è la nuova temperatura?

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

$$\frac{621 \text{ torr} \times 375 \text{ mL}}{298 \text{ K}} = \frac{760 \text{ torr} \times 300 \text{ mL}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{760 \text{ torr} \times 300 \text{ mL} \times 298 \text{ K}}{621 \text{ torr} \times 375 \text{ mL}} = 292 \text{ K} = 19 \text{ }^\circ\text{C}$$

Questo origina una seconda legge - La relazione Pressione - Temperatura

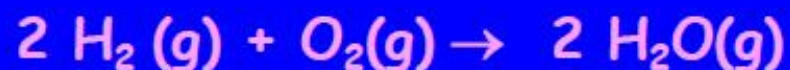
Legge di Gay-Lussac

$$\frac{P}{T} = C'''$$

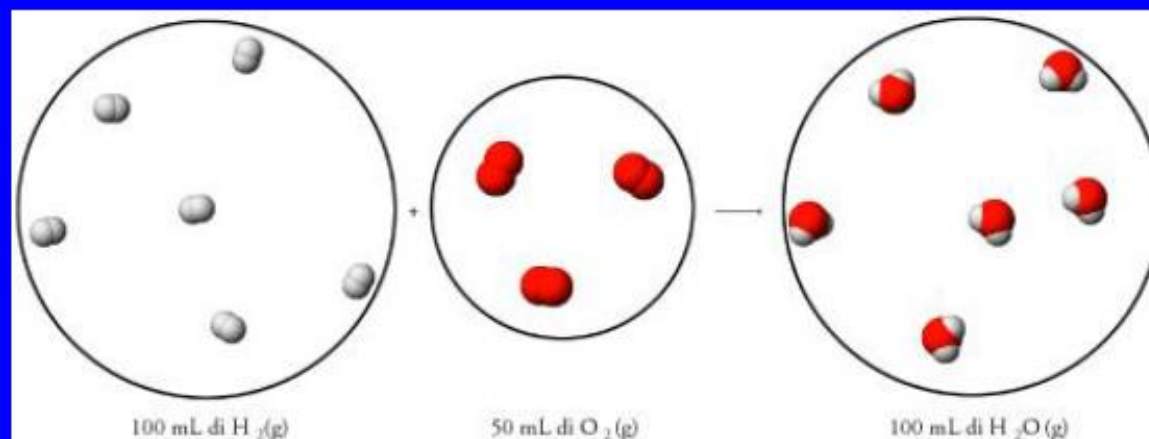
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Legge di Avogadro

Nel 1808 Gay-Lussac dopo alcuni esperimenti concluse che per reazioni in fase gassosa, alla stessa pressione e temperatura, i rapporti di volume dei reagenti sono espressi da numeri interi



2 volumi 1 volume 2 volumi



Nel 1811 Avogadro interpretò questi risultati in quella che oggi è nota come la **legge di Avogadro**:

Volumi uguali di qualsiasi gas, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole

Una mole di ogni gas contiene lo stesso numero di molecole (il numero di Avogadro = $6,022 \times 10^{23}$) e per tale legge deve occupare lo stesso volume ad una certa temperatura e pressione.

Il volume di una mole di gas è chiamato **volume molare V_m** e a 0°C ed 1 atm di pressione vale 22,4 L/mol (dipende quindi da T e P ma non dalla natura del gas).

Le condizioni di 0°C ed 1 atm di pressione sono spesso dette condizioni di temperatura e pressione standard (STP). (vale solo per i gas).

Ideal gas	22.41
Argon	22.09
Carbon dioxide	22.26
Nitrogen	22.40
Oxygen	22.40
Hydrogen	22.43

LEGGE DEI GAS IDEALI

Abbiamo visto

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

per una certa quantità di gas

Questa costante non dipende da T e da P ma solo dalla quantità di gas. Se prendiamo in considerazione una mole di gas e chiamiamo R il valore di questa costante possiamo scrivere

$$V_m = R \times \frac{T}{P}$$

Poiché V_m non dipende dalla natura del gas (legge di Avogadro), nemmeno R dipenderà dalla natura del gas

Si può ricavare il valore della costante R considerando le condizioni standard

$$R = V_m \times \frac{P}{T} = 22,4 \text{ L/mol} \times \frac{1,00 \text{ atm}}{273 \text{ K}} = 0,0821 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$$

Se moltiplichiamo entrambi i membri per n (le moli di gas)

$$V_m = R \times \frac{T}{P} \quad \text{per } n \quad \underbrace{n V_m}_V = n R \times \frac{T}{P}$$

da cui

$$PV = nRT$$

LEGGE DEI GAS IDEALI

Applicazioni della legge dei gas ideali

Note tre delle quantità P , V , T , n si calcola la quarta usando la formula $PV=nRT$

Problema: Quanti grammi di O_2 ci sono in una bombola di 50,0 L a $21^\circ C$ se la pressione è 15,7 atm?

$$P = 15,7 \text{ atm} \quad V = 50,0 \text{ L} \quad T = 21 + 273 = 294 \text{ K} \quad n = ?$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{15,7 \text{ atm} \times 50,0 \text{ L}}{0,0821 \text{ L atm / (K mol)} \times 294 \text{ K}} = 32,5 \text{ mol}$$

$$\text{massa } O_2 = 32,5 \text{ mol} \times 32,0 \text{ g/mol} = 1,04 \times 10^3 \text{ g}$$

L'equazione di stato dei gas perfetti permette di calcolare il volume occupato da una mole di un qualsiasi gas a un definito valore di pressione e temperatura.

In condizioni normali, $T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (273.15 K) e $P = 1\text{ atm}$, il volume molare di un gas corrisponde a:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \times 0.082 \times 273.15}{1} = 22.414\text{ L}$$

L'equazione di stato dei gas perfetti è molto importante per correlare volumi/pressioni/moli di reagenti o prodotti gassosi coinvolti in una reazione chimica.

L'equazione di stato permette anche di determinare la densità di un gas ideale:

$$d = \frac{m}{V} \quad ; \quad PV = nRT \quad ; \quad PV = \frac{m}{PM}RT \quad ; \quad \frac{m}{V} = \frac{P \times PM}{RT}$$

la densità di un gas aumenta all'aumentare della pressione e al diminuire della temperatura (analogamente a quanto accade per un liquido)

Densità dei gas

Abbiamo già visto che la densità è definita come

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{m}{V}$$

Per un gas ideale $PV = nRT$ dove $n = \frac{\text{massa}}{\text{massa molare}} = \frac{m}{M_m}$

Quindi

$$PV = \frac{m}{M_m} RT \quad \text{da cui} \quad PM_m = \frac{m}{V} RT = dRT$$

E si ottiene

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

$$d = \frac{P M_m}{RT}$$

- Questa equazione permette di calcolare d ad una certa T e P per una sostanza con massa molare nota
- Essa permette anche di determinare il peso molecolare di una sostanza di cui sia nota la densità a T e P date (Dumas, 1826)

Problema: Quale è la densità dell'ossigeno, O_2 , a $25^\circ C$ e a $0,850 \text{ atm}$?

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$d = \frac{P M_m}{R T} = \frac{0,850 \text{ atm} \times 32 \text{ g/mol}}{0,0821 \text{ L atm / (K mol)} \times 298 \text{ K}} = 1,11 \text{ g/L}$$

Problema: Quale è il peso molecolare di una sostanza che pesa 0,970 g il cui vapore occupa 200 ml a 99°C e 0,964 atm?

$$T = 99 + 273 = 372 \text{ K}$$

$$d = \frac{0,970 \text{ g}}{0,200 \text{ L}} = 4,85 \text{ g/L}$$

$$M_m = \frac{d R T}{P} = \frac{4,85 \text{ g/L} \times 0,0821 \text{ L atm/(K mol)} \times 372 \text{ K}}{0,964 \text{ atm}} = 154 \text{ g/mol}$$

Problema: Un composto è costituito dal 54,5% di carbonio, dal 36,4% di ossigeno e dal 9,1% di idrogeno. Determinare la formula molecolare di tale composto sapendo che 0,345 g occupano 120 ml a 100°C e 1,00 atm.

$$\text{C} \quad \frac{54,5 \text{ g}}{12,0 \text{ g/mol}} = 4,54 \text{ mol} \quad \frac{4,54}{2,28} = 1,99 \quad \longrightarrow \quad \text{Formula empirica}$$

$$\text{H} \quad \frac{9,10 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 9,01 \text{ mol} \quad \frac{9,01}{2,28} = 3,96$$

$$\text{O} \quad \frac{36,4 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 2,28 \text{ mol} \quad \frac{2,28}{2,28} = 1,00$$



Formula molecolare:



$$d = \frac{0,345 \text{ g}}{0,120 \text{ L}} = 2,87 \text{ g/L}$$

$$M_m = \frac{d R T}{P} = \frac{2,87 \text{ g/L} \times 0,0821 \text{ L atm/(K mol)} \times 373 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 87,9 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{87,9}{44,0} = 2,00 \quad \longrightarrow \quad (\text{C}_2\text{H}_4\text{O})_2 \quad \text{cioè} \quad \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$$

Esempio: Data la reazione



quanti litri di ossigeno è possibile ottenere a 298 K e 1,02 atm da 1,226 g di KClO_3 ?

$$n_{\text{KClO}_3} = \frac{1,226 \text{ g}}{122,6 \text{ g/mol}} = 0,0100 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0,0100 \text{ mol}_{\text{KClO}_3} \times \frac{3 \text{ mol}_{\text{O}_2}}{2 \text{ mol}_{\text{KClO}_3}} = 0,0150 \text{ mol}$$

da $PV = nRT$ si ricava

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,015 \text{ mol} \times 0,0821 \text{ L atm}/(\text{K mol}) \times 298 \text{ K}}{1,02 \text{ atm}} = 0,360 \text{ L}$$

Esempio: Le automobili sono equipaggiate con gli air-bag che si gonfiano automaticamente in caso di urto. Molti air-bag sono gonfiati con l'azoto, N_2 , che viene prodotto nella reazione chimica tra azoturo di sodio, NaN_3 , e ossido di ferro (III), Fe_2O_3 . La reazione, innescata da una scintilla, è molto veloce



Quanti grammi di azoturo di sodio occorre impiegare per avere 75,0 L di azoto gassoso a 25°C e 748 mmHg?

$$P = 748 \text{ mmHg} / 760 \text{ mmHg} = 0,984 \text{ atm}$$

$$T = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$V = 75,0 \text{ L}$$

$$n = ?$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,984 \text{ atm} \times 75,0 \text{ L}}{0,0821 \text{ L atm/(K mol)} \times 298 \text{ K}} = 3,02 \text{ mol}$$

$$3,02 \text{ mol}_{N_2} \times \frac{6 \text{ mol}_{NaN_3}}{9 \text{ mol}_{N_2}} = 2,01 \text{ mol}_{NaN_3}$$

$$2,01 \text{ mol} \times 65,01 \text{ g/mol} = 131 \text{ g} \quad \text{di } NaN_3$$



QuickTimePlayer.exe

Calcolare il volume di gas prodotto in una reazione chimica.

Quale volume di H_2 a $25\text{ }^\circ\text{C}$ e 610 torr si produce da 3.00 g di Zn ?



$$1\text{ mol } H_2 \Leftrightarrow 1\text{ mol } Zn$$

$$mol\ Zn = \frac{3.00\text{ g } Zn}{65.39\frac{\text{g } Zn}{mol\ Zn}} = 0.0459\text{ mol } Zn$$

$$0.0459\text{ mol } Zn \times \frac{1\text{ mol } H_2}{1\text{ mol } Zn} = 0.0459\text{ mol } H_2$$

$$PV = nRT$$

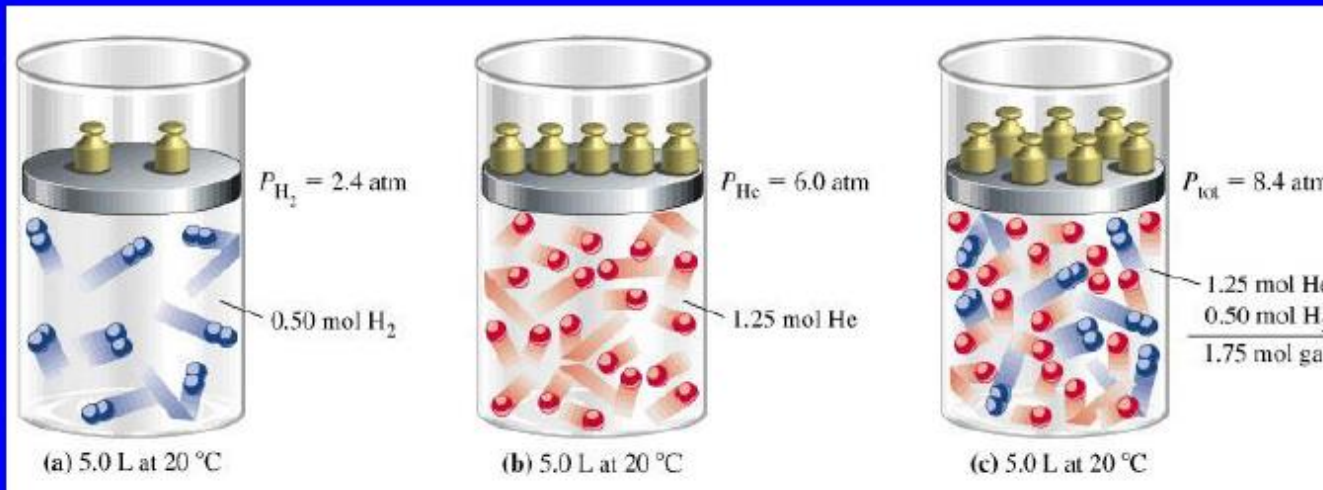
$$V_{H_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{0.0459\text{ mol} \times 0.08206\frac{L\ atm}{K\ mol} \times 298\ K}{\frac{610\ torr}{760\frac{torr}{atm}}} = 1.40\text{ L } H_2$$

Miscela di gas

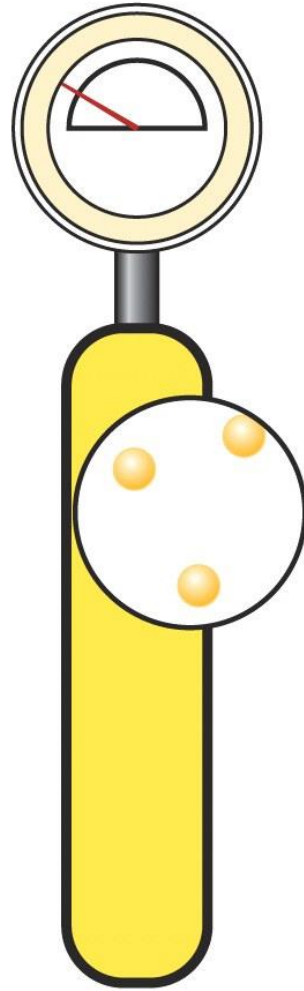
In una miscela di gas ogni gas si espande fino a riempire il contenitore ed esercita la stessa pressione, detta **pressione parziale**, che eserciterebbe se fosse da solo nel contenitore

La **legge di Dalton** delle pressioni parziali stabilisce che la **pressione totale** di una miscela di gas è uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti la miscela:

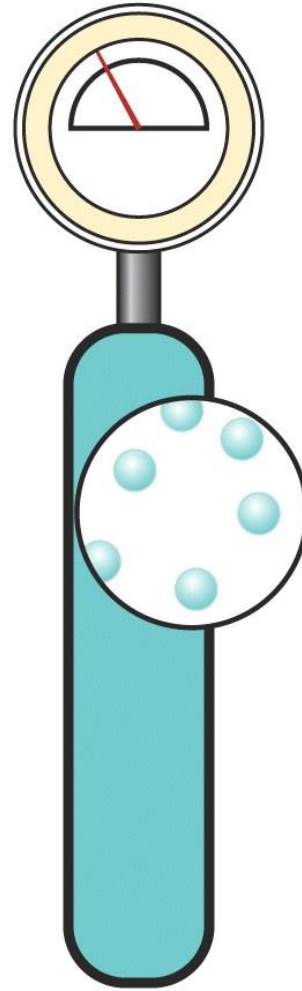
$$P_{\text{TOT}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$



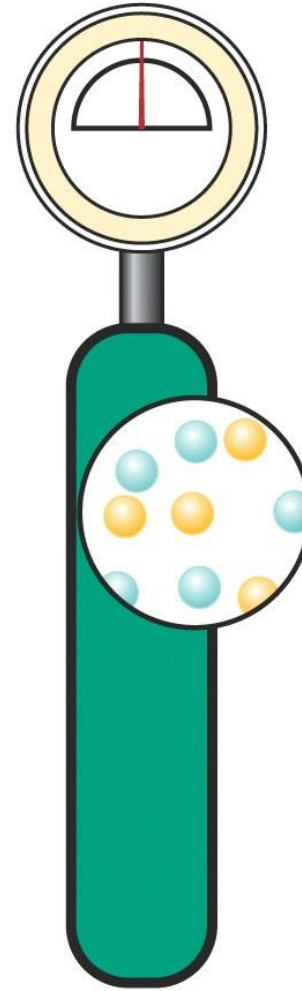
$P_A =$
0.4 atm



$P_B =$
0.6 atm



$P = P_A + P_B$
= 1.0 atm



Le singole pressioni parziali seguono la legge dei gas ideali:

$$P_A V = n_A R T \quad \text{da cui} \quad P_A = n_A \frac{RT}{V}$$

La pressione totale può essere scritta:

$$P = P_A + P_B + \dots = n_A \frac{RT}{V} + n_B \frac{RT}{V} + \dots = \underbrace{(n_A + n_B + \dots)}_{\text{numero totale di moli} = n} \frac{RT}{V}$$

numero totale di moli = n



$$P = n \frac{RT}{V}$$

Si noti che a T e V fissati

$$\frac{P_A}{P} = \frac{n_A \frac{RT}{V}}{n \frac{RT}{V}} = \frac{n_A}{n} = X_A$$

frazione molare:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_A}{n}; \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \dots} = \frac{n_B}{n}$$

$X_A \times 100$ è la percentuale molare

Nota la pressione totale e la composizione di una miscela di gas le pressioni parziali sono

$$P_A = X_A P \quad P_B = X_B P \quad \dots\dots\dots$$

da cui

$$X_A = \frac{P_A}{P} \quad X_B = \frac{P_B}{P} \quad X_C = \frac{P_C}{P}$$

La somma di tutte le frazioni molari dei componenti di una miscela è 1

Pressioni Parziali e Frazioni Molari

- Il rapporto tra la pressione parziale di un gas e la pressione totale di una miscela fornisce il rapporto tra le moli di un gas e le moli totali di gas nella miscela.

$$\frac{P_1}{P_{totale}} = \frac{n_1 \frac{RT}{V}}{n_{totale} \frac{RT}{V}} = \frac{n_1}{n_{totale}} = \chi_1$$

$$P_1 = \left(\frac{n_1}{n_{totale}} \right) P_{totale} = \chi_1 P_{totale}$$

- χ_1 è la frazione molare del gas 1 nella miscela
- La pressione parziale di un gas è la frazione molare per la pressione totale.

Esempio: La pressione totale di un ambiente è 1220 *torr* e la miscela di gas è composta da 82 *moli* percento di N₂, 12 *moli* percento di Ar e 6.0 *moli* percento di CH₄. Quale è la pressione parziale di ciascun gas?

$$P_{N_2} = \chi_{N_2} P_{totale} = 0.82 \times 1220 \text{ torr} = 1000 \text{ torr}$$

$$P_{Ar} = \chi_{Ar} P_{totale} = 0.12 \times 1220 \text{ torr} = 146 \text{ torr}$$

$$P_{CH_4} = \chi_{CH_4} P_{totale} = 0.06 \times 1220 \text{ torr} = 73 \text{ torr}$$

Esempio: In un recipiente di 10,0 L sono posti 1,013 g di O_2 e 0,572 g di CO_2 a $18^\circ C$. Determinare: a) le pressioni parziali di O_2 e CO_2 ; b) la pressione totale; c) la frazione molare di O_2

$$n_{O_2} = \frac{1,013 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 0,0317 \text{ mol} \quad n_{CO_2} = \frac{0,572 \text{ g}}{46,00 \text{ g/mol}} = 0,0124 \text{ mol}$$

$$a) \quad P_{O_2} = n_{O_2} \frac{RT}{V} = 0,0317 \text{ mol} \frac{0,0821 \text{ L atm/(K mol)} \times 291 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 0,0760 \text{ atm}$$

$$P_{CO_2} = n_{CO_2} \frac{RT}{V} = 0,0124 \text{ mol} \frac{0,0821 \text{ L atm/(K mol)} \times 291 \text{ K}}{10 \text{ L}} = 0,0296 \text{ atm}$$

$$b) \quad P = P_{O_2} + P_{CO_2} = 0,0760 + 0,0296 = 0,106 \text{ atm}$$

$$c) \quad x_{O_2} = \frac{P_{O_2}}{P} = \frac{0,0760}{0,106} = 0,717 \quad \text{il } 71,7 \% \text{ di moli/molecole/volume}$$

Esempio:

Quale è la pressione totale esercitata da una miscela di 2.00 g H₂ e 8.00 g di N₂ a 273 K in un contenitore di 10.0 L?

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

trovare il numero di moli di ciascun gas

$$n_{H_2} = \frac{2.00 \text{ g H}_2}{2.00 \frac{\text{g H}_2}{\text{mol H}_2}} = 1.00 \text{ mol H}_2$$

$$n_{N_2} = \frac{8.00 \text{ g N}_2}{28.00 \frac{\text{g N}_2}{\text{mol N}_2}} = 0.286 \text{ mol H}_2$$

$$P_{totale} = (1.00 + 0.286) \text{ mol} \frac{0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \times 273 \text{ K}}{10.0 \text{ L}} = 2.88 \text{ atm}$$

incidentalmente

$$P_{H_2} = 1.00 \text{ mol H}_2 \frac{0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \times 273 \text{ K}}{10.0 \text{ L}} = 2.24 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = 0.286 \text{ mol N}_2 \frac{0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \times 273 \text{ K}}{10.0 \text{ L}} = 0.64 \text{ atm}$$

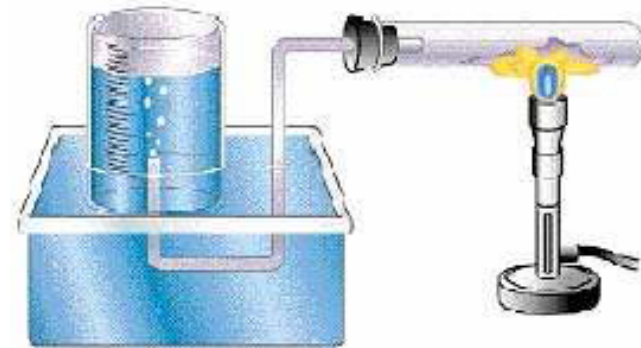
$$P_{totale} = 2.24 \text{ atm} + 0.64 \text{ atm} = 2.88 \text{ atm}$$

Raccolta di Gas su Acqua

Un pratica comune di laboratorio è di produrre un gas con certe reazioni chimiche e spostare l'acqua da un contenitore.

- Ciò consente di raccogliere il gas senza mescolarlo con l'aria
- Il volume dell'acqua spostata permette la determinazione del volume del gas prodotto nella reazione.

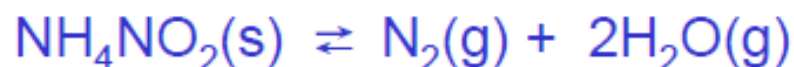
- Tuttavia, il gas è saturo di vapore
- Se il gas è raccolto in questo modo la P della miscela gas/vapore acqueo è la P atmosferica



$$P_{\text{atm}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{acqua}} \quad P_{\text{gas}} = P_{\text{atm}} - P_{\text{acqua}}$$

P_{acqua} è la tensione di vapore dell'acqua alla T del sistema

NH_4NO_2 si può decomporre dando $\text{N}_2(\text{g})$. Un campione di NH_4NO_2 fu decomposto e si raccolse su acqua a $26\text{ }^\circ\text{C}$ e 745 atm . un volume di 511 ml N_2 . Quanti grammi di NH_4NO_2 sono stati decomposti?



$$P_{\text{N}_2} = P_{\text{atm}} - P_{\text{acqua}} = 745\text{ torr} - 25\text{ torr} = 720\text{ torr}$$

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{720\text{ torr}}{760\frac{\text{torr}}{\text{atm}}} \times 0.511\text{ L}}{0.08206\frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \times 299\text{ K}} = 0.01980\text{ mol N}_2$$

$$\text{massa NH}_4\text{NO}_2 = 0.01980\text{ mol N}_2 \times \frac{1\text{ mol NH}_4\text{NO}_2}{1\text{ mol N}_2} \times 64.0\frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1.27\text{ g}$$

TEORIA CINETICA DEI GAS

La legge dei gas ideali riassume certe proprietà fisiche dei gas a basse pressioni.

E' una legge empirica ma la sua semplicità e generalità inducono a chiedere se ci sia qualche spiegazione **microscopica**.

Applicazione delle leggi della meccanica allo studio dei gas.

Il gas è visto come un sistema di molecole in **moto continuo e casuale** \Rightarrow **energia cinetica**

L'**energia cinetica** di un corpo di massa **m** in moto con velocità **v** è data da

$$E_k = \frac{1}{2} mv^2$$

La **pressione esercitata dal gas** è dovuta all'**urto delle molecole con le pareti del recipiente**



La teoria cinetica permette di ricavare la legge dei gas ideali ed è basata sui seguenti postulati:

- ❖ Le molecole hanno dimensioni trascurabili (volume delle molecole trascurabile rispetto al volume totale)
- ❖ Le molecole si muovono casualmente in linea retta in tutte le direzioni e con diverse velocità
- ❖ Le forze di attrazione o repulsione fra due molecole sono trascurabili \Rightarrow una molecola continua a muoversi con v costante fino a che non collide
- ❖ Le collisioni tra le molecole sono elastiche (energia cinetica totale = cost)
- ❖ L'energia cinetica media di una molecola è proporzionale alla temperatura assoluta T (in realtà questo si può ricavare dagli altri 4)

Uno dei risultati fondamentali della teoria cinetica dei gas è che l'energia cinetica totale di una mole è uguale a $\frac{3}{2} RT$.

Se u è la velocità media delle molecole

$$E_k(\text{molare}) = \frac{3}{2} RT \quad \longrightarrow \quad N_A \times \frac{1}{2} m u^2 = \frac{3}{2} RT$$

Interpretazione molecolare della temperatura: La temperatura è una misura dell'energia cinetica (o della velocità) delle particelle in fase gassosa.

Dall'equazione precedente si può dedurre:

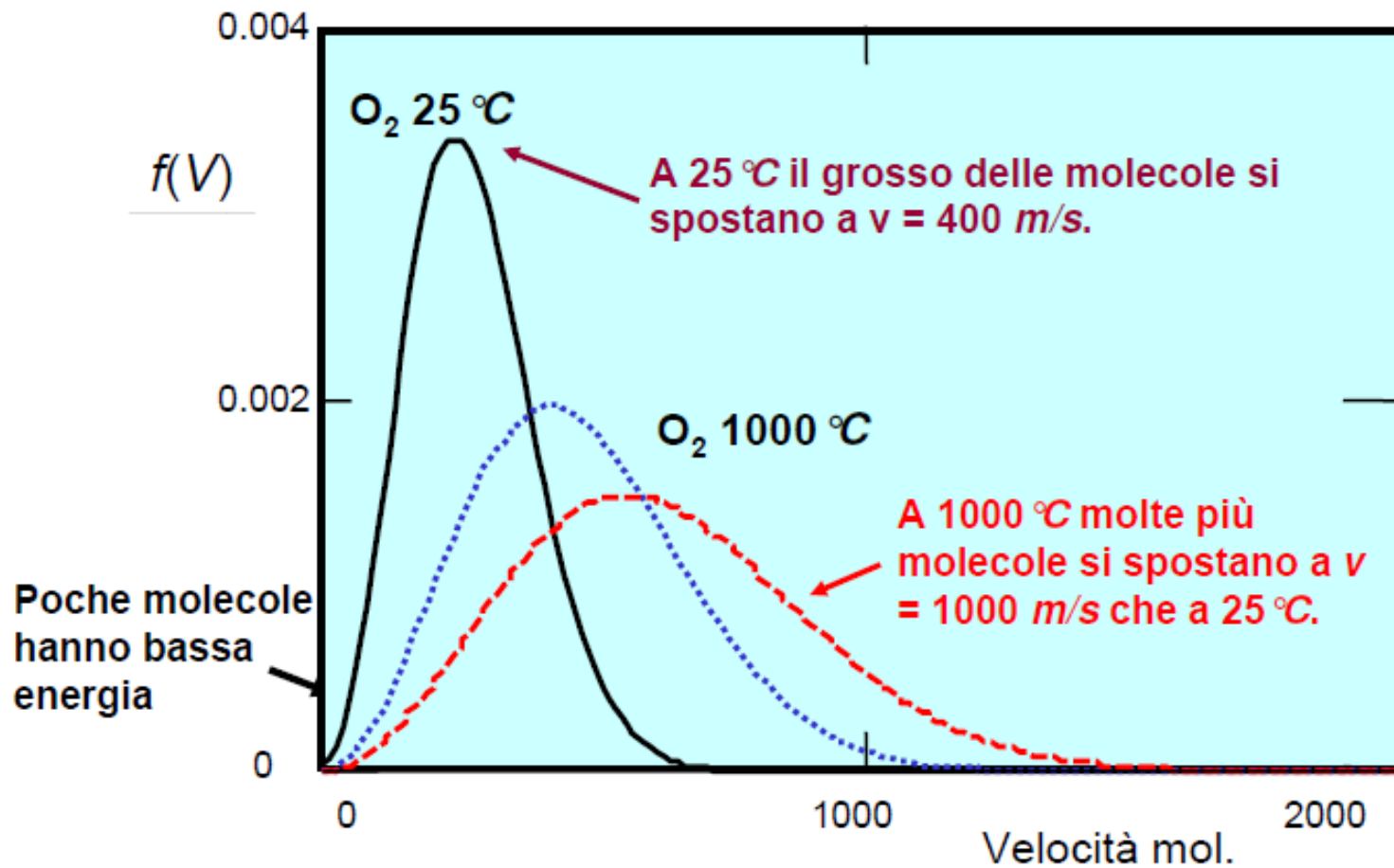
$$u^2 = \frac{3RT}{N_A m} = \frac{3RT}{M_m} \quad N_A m = M_m \text{ massa molare}$$

da cui $u = \sqrt{\frac{3RT}{M_m}}$

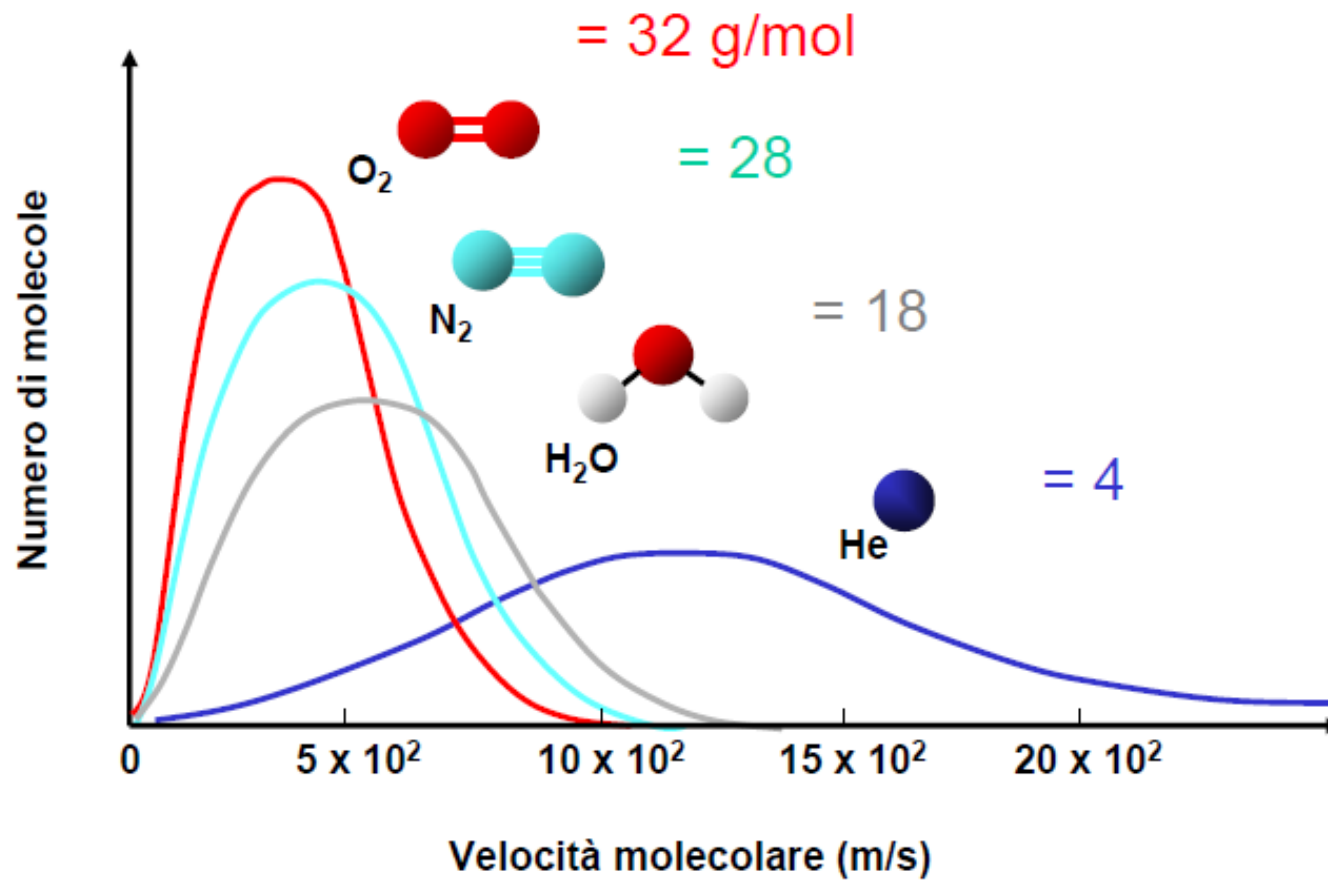
Velocità quadratica media
(m/s)

Curve di Maxwell-Boltzmann

Distribuzione delle Velocità: $\propto T$



Influenza del Struttura Molecolare sulla Distribuzione delle Velocità: $\propto 1/PM$



Esempio: Calcolare la velocità quadratica media per le molecole di O_2 a $21^\circ C$

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M_m}} \quad \text{unità m/s}$$

$$T = 21 + 273 = 294 \text{ K}$$

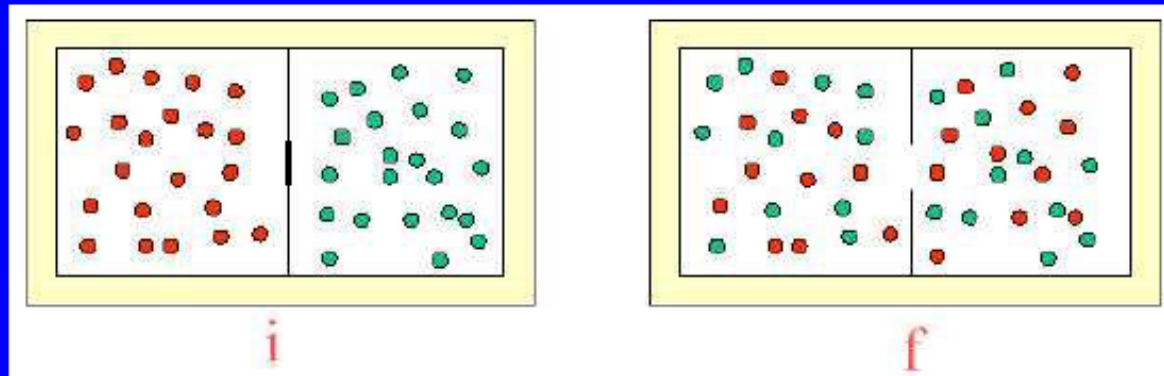
$$M_m = 32,0 \text{ g/mol} = 32,0 \times 10^{-3} \text{ Kg/mol}$$

$$R = 8,31 \text{ Kg m}^2/(\text{s}^2 \cdot \text{K} \cdot \text{mol})$$

$$u = \left(\frac{3 \times 8,31 \cancel{\text{Kg}} \text{ m}^2 / (\text{s}^2 \cancel{\text{K}} \cancel{\text{mol}}) \times 294 \cancel{\text{K}}}{32,0 \times 10^{-3} \cancel{\text{Kg}} / \cancel{\text{mol}}} \right)^{1/2} = 479 \text{ m/s}$$

Diffusione

La diffusione gassosa è il processo in cui un gas si mescola con un altro gas per occupare lo spazio con pressione parziale uniforme



La velocità di diffusione gassosa è molto più bassa di quella della singola molecola (u) a causa delle collisioni molecolari e del risultante moto a zig-zag

Effusione

L'effusione è il processo nel quale il gas fluisce nel vuoto attraverso un piccolo foro

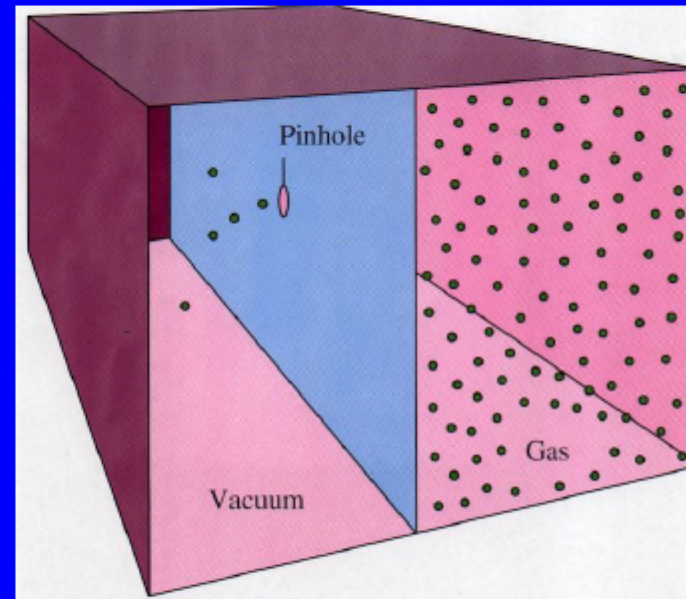
La velocità di effusione dipende dall'area del foro, dal numero di molecole per unità di volume e dalla velocità media delle molecole.

Legge di effusione di Graham: la velocità di effusione delle molecole di un gas, a temperatura e pressione costante, è inversamente proporzionale alla radice quadrata del peso molecolare del gas

$$\text{velocità di effusione} \propto \frac{1}{\sqrt{M_m}}$$

Ciò deriva direttamente dal fatto che

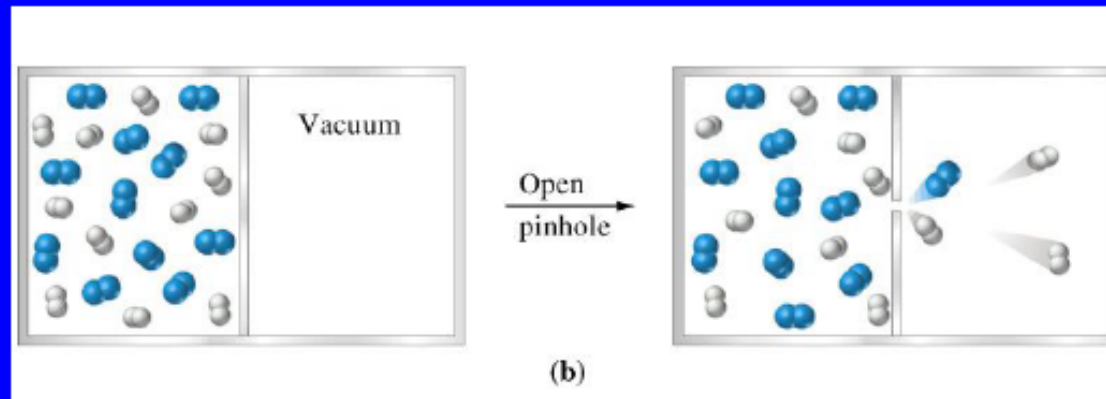
$$u = \sqrt{\frac{3RT}{M_m}}$$



Applicazioni della legge di Graham

Problema: Calcolare il rapporto fra le velocità di diffusione di H_2 e N_2 a temperatura e pressione costanti

$$\frac{\text{velocità di effusione di } H_2}{\text{velocità di effusione di } N_2} = \sqrt{\frac{M_m(N_2)}{M_m(H_2)}} = \sqrt{\frac{28,0 \text{ g/mol}}{2,0 \text{ g/mol}}} = 3,74$$



Problema: Per l'effusione di 10 mL di He da un recipiente occorrono 3,52 s. Quanto tempo occorre per l'effusione di 10mL di O₂ dallo stesso recipiente alla stessa temperatura e pressione?

$$\text{velocità di effusione} = \frac{\text{volume effuso}}{\text{tempo di effusione}}$$

$$\text{tempo di effusione} \propto \frac{1}{u} \propto \frac{1}{\frac{1}{\sqrt{M_m}}} \propto \sqrt{M_m}$$

$$\frac{\text{tempo di effusione di O}_2}{\text{tempo di effusione di He}} = \sqrt{\frac{M_m(\text{O}_2)}{M_m(\text{He})}} = \sqrt{\frac{32,0 \text{ g/mol}}{4,00 \text{ g/mol}}} = 2,83$$

$$\text{tempo di eff. O}_2 = 2,83 \times \text{tempo di eff. He} = 2,83 \times 3,52 \text{ s} = 9,96 \text{ s}$$

Il caso dell'uranio

I reattori a fissione utilizzano barre di uranio come combustibile. L'uranio naturale consiste di due isotopi:

U-235	U-238
dà luogo a fissione	non dà luogo a fissione
Abbondanza isotopica	
0,72 %	99,27 %

Una barra di combustibile di uranio deve invece contenere circa il 3% di uranio-235 per sostenere la reazione nucleare.

Per aumentare la percentuale di U-235 (arricchimento) si trasforma prima l'uranio in UF_6 che si vaporizza facilmente. Il vapore viene poi fatto effondere attraverso una serie di membrane porose

$$M_m(^{235}UF_6) = 235,04 + 6 \times 19,00 = 349,04$$

$$M_m(^{238}UF_6) = 238,05 + 6 \times 19,00 = 352,05$$

$$\frac{u(^{235}UF_6)}{u(^{238}UF_6)} = \sqrt{\frac{M_m(^{238}UF_6)}{M_m(^{235}UF_6)}} = \sqrt{\frac{352,05 \text{ g/mol}}{349,04 \text{ g/mol}}} = 1,0043$$

Quindi il vapore che effonde è più ricco dello 0,4% in U-235 rispetto a quello originario. Ci vogliono quindi molti stadi di effusione (migliaia) per raggiungere la percentuale necessaria

Gas Reali

Per un gas ideale:

$$PV = nRT$$

$$\frac{PV}{nRT} = 1$$

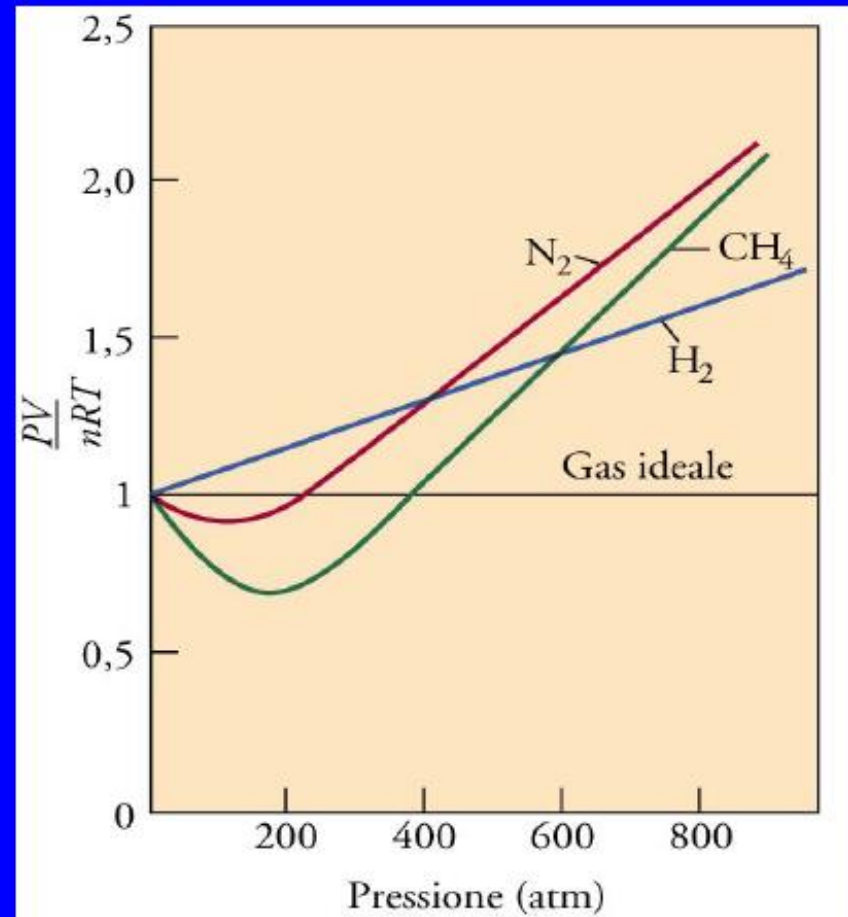
Definiamo **comprimibilità di un gas**:

$$Z = \frac{PV}{nRT}$$

Quando $Z=1$, si dice che il gas ha un comportamento ideale (gas ideale)

Quando $Z \neq 1$, si dice che il gas non ha un comportamento ideale (gas reale)

Variazione di Z in funzione di P



**$Z > 1$ Prevalgono
forze repulsive**

**$Z < 1$ Prevalgono
forze attrattive**

A P elevate si hanno deviazioni dalla legge dei gas ideali

Equazione di stato di van der Waals dei gas reali

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

Dimostrazione: a partire dall'equazione per i gas ideali

$$P_{\text{ideale}} V_{\text{ideale}} = nRT$$

Volume di un gas reale > volume di un gas ideale

$$V_{\text{ideale}} = V_{\text{reale}} - nb$$

Pressione di un gas reale < pressione di un gas ideale

$$P_{\text{ideale}} = P_{\text{reale}} + a \frac{n^2}{V^2}$$

Il volume in cui le molecole sono libere di muoversi è diminuito rispetto al V complessivo del volume per mole di molecole gas ($\sim b$) per n

La pressione è diminuita a seguito delle attrazioni tra le molecole ad alta P . Per coppie di molecole interagenti l'effetto varia come il quadrato della densità molare. Il valore di a indica quanto fortemente le molecole di un gas si attraggono tra loro.

Applicazioni: note tre delle quantità P , V , T , n si calcola la quarta usando la formula di Van der Waals

Problema: Qual è la pressione esercitata da 1,0 moli di SO_2 a $0,0^\circ\text{C}$ in un volume di 22,41 L? Per SO_2 $a=6,71 \text{ L}^2\text{atm/mol}$ $b=0,0564 \text{ L/mol}$

Se l' SO_2 fosse un gas ideale la sua pressione sarebbe

$$P=nRT/V=1,0 \text{ atm}$$

Usando l'equazione di Van der Waals si ha:

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

$$P = \frac{1,00 \text{ mol} \times 0,0821 \text{ L atm/K mol} \times 273 \text{ K}}{22,41 - 1,0 \text{ mol} \times 0,0564 \text{ L/mol}} - \frac{(1,0 \text{ mol})^2 \times 6,71 \text{ L}^2\text{atm/mol}^2}{(22,41)^2} =$$
$$= 1,003 \text{ atm} - 0,013 \text{ atm} = 0,99 \text{ atm}$$

Piccola deviazione dal valore per il gas ideale (0,99 contro 1,00)

Esempio: 1.000 mole di gas ideale a 22.41 L e 0.00 °C esercita una pressione di 1.000 atm. Usare l'equazione di van der Waals per calcolare la pressione di 1.000 moli di Cl₂ gassoso a 22.41 L e 0.00 °C. (a = 6.49 L² atm/mol² e b = 0.0562 L/mol)

$$P = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2a}{V^2}$$

$$P = \frac{1.000 \text{ mol} \times 0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \times 273 \text{ K}}{22.41 \text{ L} - 1.000 \text{ mol} \times 0.0562 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} - \frac{(1.000 \text{ mol})^2 \times 6.49 \frac{\text{L}^2 \text{ atm}}{\text{mol}^2}}{(22.41 \text{ L})^2}$$

$$P = 1.003 \text{ atm} - 0.013 \text{ atm} = 0.990 \text{ atm}$$

Il valore di 1.003 atm include: a) una correzione della pressione per il covolume e b) una correzione della pressione per l'attrazione molecolare.

L'attrazione molecolare tra le molecole di Cl₂ a 1 atm e 0.0 °C è la ragione principale per cui questo gas devia dall'idealità.

Costanti di van der Waals di Alcuni Gas

- “**a**” e “**b**” hanno **valori specifici** per particolari gas.
- Per es. “**a**” è maggiore per un gas che possiede rilevanti forze IM
- “**b**” aumenta con la dimensione molecolare.
- Come $a \rightarrow 0$, $b \rightarrow 0$, l’equazione di van der Waals si avvicina a $PV = nRT$.
- Minori sono “**a**” e “**b**”, più il gas si avvicina al comportamento ideale.
- La legge dei gas ideali generalmente dà risultati decenti a bassa P e alta T .

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

Esercizi sui Gas

1. Un campione di gas propano è introdotto in un recipiente di 600-*mL* a 1200 *Torr* e 22.0 °C. Il gas viene scaldato a 35.0 °C e lasciato espandere finché raggiunge la pressione atmosferica. Quale volume occuperà?

Soluzione:

$$= 600\text{mL} \cdot \frac{1200\text{torr}}{760\text{torr}} \cdot \frac{(35.0 + 273.2\text{K})}{(22.0 + 273.2\text{K})} = 989\text{mL}$$

(Il volume cresce al diminuire della pressione e al crescere della temperatura)

2. Quante moli di azoto ci sono in 16.7 kg di questo gas? Quale volume occuperanno a STP?

Soluzione:

$$= 16.7\text{kg} \cdot \frac{1000\text{g}}{1\text{kg}} \cdot \frac{1\text{mol}}{28.0\text{g}} = 596\text{mol}$$

$$596\text{mol} \cdot 22.4\text{L/mol} = 1.34 \cdot 10^4 \text{L}$$

3. Calcolare la densità dell'azoto a STP e a 0.60 atm e 20.0 °C.

Soluzione:

(a) a STP, una mole occupa 22.4 L e ha una massa di 28.0 g.

Perciò la densità è $28.0 \text{ g}/22.4 \text{ L} = 1.25 \text{ g/L}$

(b) a 0.60 atm e 20.0 °C il volume varia da 22.4 L a

$$= 22.4L \cdot \frac{1\text{atm}}{0.60\text{atm}} \cdot \frac{(20.0 + 273.2K)}{273.2K} = 40.1L$$

La massa non varia, per cui la densità vale:

$$= \frac{28.0\text{g}}{40.1L} = 0.699\text{g/L}$$

4. In un laboratorio si trova un liquido sconosciuto ed uno studente determina che un campione del vapore di quel composto ha una densità tale per cui 0.132 g occupano 266 mL a 743.2 torr e 99.5 °C. Che massa molare possiede il composto?

Soluzione:

Prima trovare quante moli ci sono nel sistema.

$$(n = PV/RT) \quad P = (743.2/760) \text{ atm} = 0.9779 \text{ atm}$$

$$T = 99.5 + 273.2 = 372.7 \text{ K.}$$

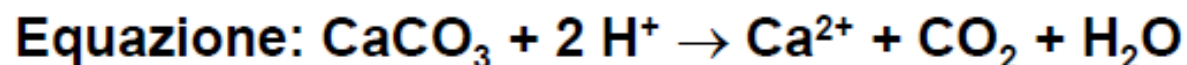
Per cui

$$n = \frac{(0.9779 \text{ atm}) \cdot (0.266 \text{ L})}{0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}} \cdot (372.5 \text{ K}) = 0.00851 \text{ mol}$$

La massa molare è il rapporto tra massa e numero di moli

$$0.132 \text{ g} / 0.00851 \text{ mol} = \underline{\underline{15.5 \text{ g/mol}}}$$

5. Quale volume di biossido di carbonio si produce a STP quando si usano 2.00 kg di carbonato di calcio per neutralizzare una fuoriuscita di acido solforico?



Soluzione:

$$= (2000\text{gCaCO}_3) \cdot \frac{1\text{molCaCO}_3}{100.1\text{gCaCO}_3} \cdot \frac{1\text{molCO}_2}{1\text{molCaCO}_3} \cdot \frac{22.4\text{LCO}_2}{1\text{molCO}_2} = 448\text{L}$$

6. Un campione di 675 mL di idrogeno viene raccolto su acqua a 28°C e 751 mmHg di pressione. La tensione di vapore dell'acqua a 28°C è 28.3 mmHg. (a) Quale sarà la pressione dell'idrogeno nel campione? (b) Quale volume dovrebbe occupare l'idrogeno secco a STP? (c) Quante moli di idrogeno c'erano nel campione? (d) Quanti grammi di idrogeno c'erano nel campione?

Soluzione: (a) $P_{\text{H}_2} = P_{\text{tot}} - P_{\text{water}} = (751 - 28.3) \text{ mmHg} = \underline{723 \text{ mmHg}}$

(b) $V_f = V_i (P_i / P_f)(T_f / T_i)$. $V_i = 675 \text{ mL}$ (il volume totale occupato dalla miscela di gas)

$T_i = 301 \text{ K}$ STP = 273 K e 760 mmHg

$V_f = 675 \text{ mL} (723 \text{ mmHg} / 760 \text{ mmHg})(273 / 301) = \underline{582 \text{ mL}}$

(c) Il modo più semplice per rispondere, per gas a STP, è di confrontare il volume con 22.4 L.

582 mL (a STP) = 0.582 L. Quindi $0.582 \text{ L} \times 1 \text{ mol} / 22.4 \text{ L} = \underline{0.0260 \text{ mol}}$

(d) Usando il risultato della parte (c), $0.0260 \text{ mol} \times 2.016 \text{ g/mol} = \underline{0.0524 \text{ g}}$

7. Una miscela di gas contenente 0.415 *moli* di elio, 0.675 *moli* di neon, e 1.069 *moli* di argon viene immessa in un recipiente di 6.50-L a 298 K. (a) Quale pressione è esercitata dal gas? (b) Che pressioni parziali avranno i vari gas nella miscela?

Soluzione:

$$(a) P_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} RT/V$$

$$n_{\text{tot}} = n_{\text{He}} + n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} = 0.415 \text{ mol} + 0.675 \text{ mol} + 1.069 \text{ mol} = 2.159 \text{ mol}$$

$$\text{Quindi } P = 2.159 \text{ mol} \times 0.08206 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol} \times 298 \text{ K}/6.50 \text{ L} = \underline{8.12 \text{ atm}}$$

(b) L'elio ha una frazione molare di $0.415/2.159 = 0.192$; il neon 0.313; l'argon 0.495. Tali frazioni saranno sempre uguali a qualsiasi pressione.

$$\text{Per cui } P_{\text{He}} = 1.56 \text{ atm}; P_{\text{Ne}} = 2.54 \text{ atm}; P_{\text{Ar}} = 4.01 \text{ atm}$$

8. Quale gas ha la velocità di effusione maggiore a 25 °C, l'ammoniaca, il vapor d'acqua, il biossido di carbonio, o il tetracloruro di carbonio?

Risposta: l'ammoniaca, perché ha il più basso PM = 17 g/mol.

9. (b) Quale gas ha la velocità molecolare media più bassa a 280 K, il tricloruro di fosforo, l'eptafluoruro di iodio, il radon, o il pentossido di diazoto?

Risposta: l'eptafluoruro di iodio, avendo il PM più alto 259.9 g/mol.

10. Ad una temperatura a cui la velocità molecolare media del bromo è 200 m/s, quale sarà la velocità molecolare media dell'argon?

Soluzione: L'Argon è $39.95/159.82 = 0.250$ volte meno pesante del bromo. Perciò si muove $(1/0.250)^{1/2}$ volte più veloce = $(4)^{1/2} = 2$ volte più veloce = 400 m/s

11. Un composto usato nella produzione del *saran* è composto da 24.7% di carbonio, 2.1% di idrogeno, e da 73.2% di cloro in massa. Un campione di 3.557 g del composto immesso in un recipiente di 750-mL a 0°C fornisce una pressione di 1.10 atm. (a) Quale è la formula empirica del composto? (b) Quale è la massa molare del composto? (c) Quale è la formula molecolare del composto?

Soluzione: (a) In 100.0 g del composto ci saranno 24.7 g di C, 2.1 g di H, e 73.2 g di Cl.

Convertendo queste masse in moli e confrontando i numeri relativi di moli di ciascun elemento,

Elemento	massa	moli	numero relativo di moli
C	24.7 g	$24.7/12.0$	$= 2.06 \text{ mol} \times 2.06/2.06 = 1$
H	2.1 g	$2.1/1.008$	$= 2.1 \text{ mol} \times 2.1/2.06 = 1$
Cl	73.2 g	$73.2/35.5$	$= 2.06 \text{ mol} \times 2.06/2.06 = 1$

Per cui la formula empirica è CHCl

(b) SE il composto è un gas, allora la massa molare si può dedurre dalla relazione $PM = dRT/P$.

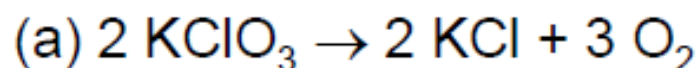
da cui

$$PM = (3.557 \text{ g}/0.750 \text{ L}) \times 0.08206 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol} \times 273 \text{ K}/1.10 \text{ atm} =$$

96.6 g/mol

(c) La massa della formula empirica è 48.5 g/mol. Perciò la massa molare vera è il doppio della formula empirica, e pertanto deve contenere il doppio di ciascun elemento, o **C₂H₂Cl₂**.

Quando un campione di clorato di potassio fu scaldato in presenza di biossido di manganese (un catalizzatore per questa reazione), si raccolsero 25.7 mL di gas ossigeno su acqua a 14 °C e 97.6 kPa. La tensione di vapore dell'acqua a questa temperatura è 12.0 Torr. (a) Scrivere una equazione bilanciata per la reazione. (b) Calcolare il numero di moli di ossigeno prodotto. (c) Quale era la massa di clorato di potassio nel campione?



(b) Bisogna convertire i kPa in torr, e quindi sottrarre la tensione di vapore dell'acqua per trovare la pressione dell'ossigeno.

$$97.6 \text{ kPa} \times 760 \text{ torr}/101.325 \text{ kPa} = 732 \text{ torr} = P_{\text{tot}} \cdot P_{\text{O}_2}$$
$$= (732 - 12.0 \text{ torr}) = 720 \text{ torr} = 0.947 \text{ atm}.$$

$$n = PV/RT = (0.947 \text{ atm}) \times (0.0257 \text{ L}) / (0.08206 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol} \times 287 \text{ K})$$
$$= \underline{0.00103 \text{ mol}}$$

$$(c) 0.00103 \text{ mol O}_2 \times (2 \text{ mol KClO}_3 / 3 \text{ mol O}_2) \times (122.56 \text{ g KClO}_3 / \text{mol KClO}_3) = \underline{0.0845 \text{ g KClO}_3}$$