



POLITECNICO
MILANO 1863

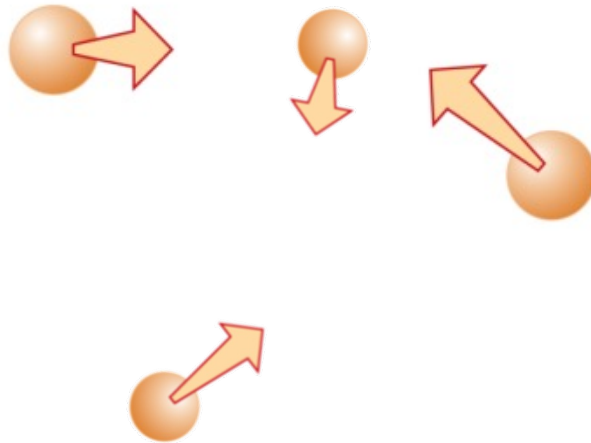
Corsa di Chimica Generale

Ingegneria Informatica/ Automazione/ Telecomunicazioni

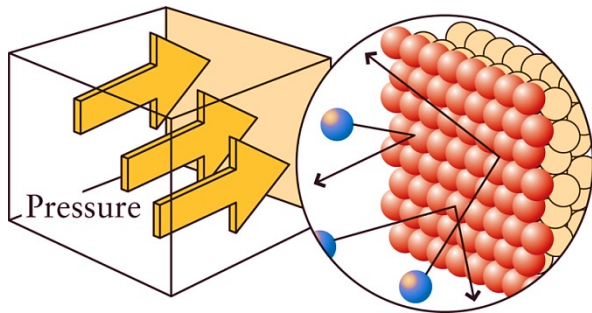
Leggi dei gas A.A.2024-25

✦ I gas: *proprietà*

- ✓ Le loro molecole sono **distanziate** → forze di legame **intermolecolari ridotte** → stato altamente disordinato
- ✓ Moto molecolare **caotico** → tutte le direzioni sono equiprobabili
- ✓ Sono caratterizzati da **bassa viscosità**
- ✓ Tra loro i gas mostrano una **elevata miscibilità**
- ✓ Sono facilmente **comprimibili** (*volume improprio*) e **prendono la forma del recipiente** che li contiene (*forma impropria*)



- ✓ I gas esercitano una **pressione** (rapporto *forza / superficie*) dovuta agli **urti** derivanti dal **moto disordinato** delle molecole sulle pareti del recipiente



*Elementi gassosi
in natura*

H	He			
	N	O	F	Ne
			Cl	Ar
				Kr
				Xe
				Rn

gassosi

ura

La **pressione** nel sistema SI si misura in **Pascal (Pa)**.

Più comunemente la pressione in chimica è riportata in atm o bar.

$$1 \text{ atm} = 1.01325 \text{ bar} = 760 \text{ torr o mmHg}$$

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

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

*Le conversioni fra unità di
misura vanno ricordate!*



➤ *Temperatura:*

Scala assoluta: scala Kelvin (K)

Scala relativa: scala Celsius (°C)

- *Scala Celsius:*

0°C: T di fusione del ghiaccio

100°C: T di ebollizione di acqua pura

- *Scala Kelvin:*

0 K = temperatura più bassa teoricamente raggiungibile nell'universo →

zero assoluto

$$0 \text{ K} = - 273.15^{\circ}\text{C}$$

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



✦ Le leggi dei gas

Espressioni che riassumono le proprietà dei gas in relazione a volume, pressione e temperatura

Gas reale:

- ✓ Volume proprio delle molecole di gas non trascurabile
- ✓ Energia potenziale dovuta alle azioni reciproche tra le molecole (F attrattive e repulsive)
- ✓ assimilabili a gas ideali a P bassa e T elevata

Gas ideale:

- ✓ Le molecole del gas sono immaginate come sferette rigide indeformabili e di dimensioni trascurabili (particelle puntiformi)
- ✓ Le forze attrattive e repulsive (energia potenziale) tra le molecole devono essere nulle a qualsiasi distanza, quindi fra un urto ed il successivo il moto è rettilineo ed uniforme
- ✓ Gli urti tra le molecole devono essere perfettamente elastici (E_c si conserva)

Gas perfetto:

- ✓ Si ottiene con un gas reale ad alta temperatura e bassa pressione

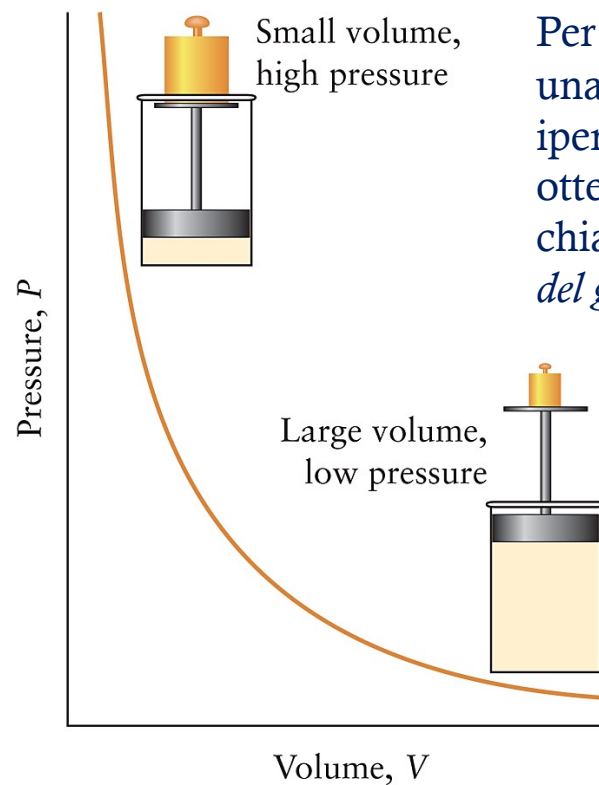
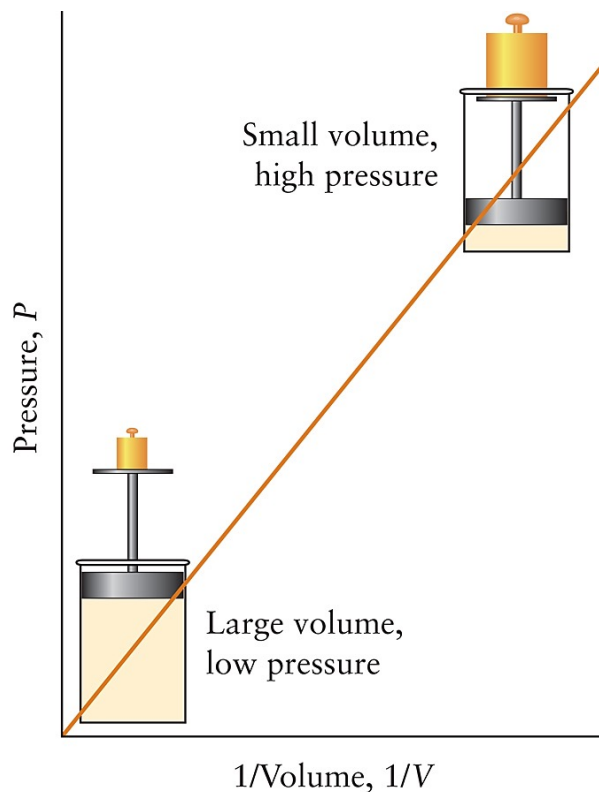


✓ Legge di Boyle (isoterma)

A temperatura costante (T costante, **ISOTERMA**) il prodotto della pressione e del volume di un gas è costante e le due grandezze sono inversamente proporzionali.

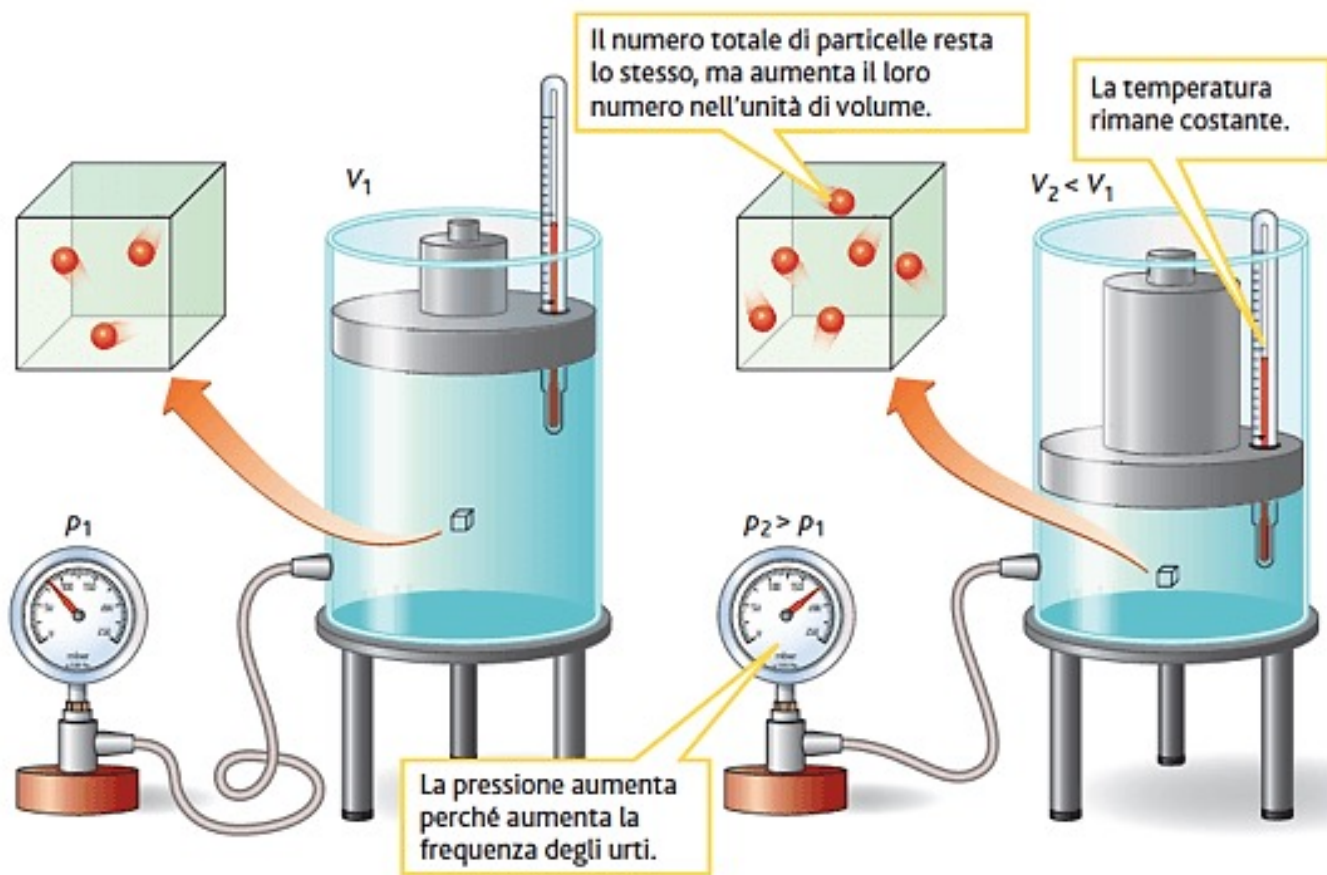
$$V \propto 1/P$$
$$P \propto 1/V$$

$$PV = k$$



Per ogni T si ha una diversa iperbole, e le curve ottenute si chiamano *isoterme del gas ideale*.





✦ *Esercizio – Legge di Boyle*

Un campione di O₂ gassoso di 425 mL è raccolto a 742,3 mmHg. Quale sarebbe la pressione in mmHg se il gas fosse fatto spandere a 975 mL a temperatura costante?

Svolgimento

La legge di Boyle esprime la relazione di inversa proporzionalità, a temperatura costante, tra la pressione e il volume di una determinata quantità di gas. Ciò si traduce nella seguente equazione

$$P_i V_i = P_f V_f$$

da cui deriva che

$$P_f = P_i V_i / V_f = (742.3 \text{ mmHg} \times 425 \text{ mL}) / 975 \text{ mL} = \underline{324 \text{ mmHg}}$$

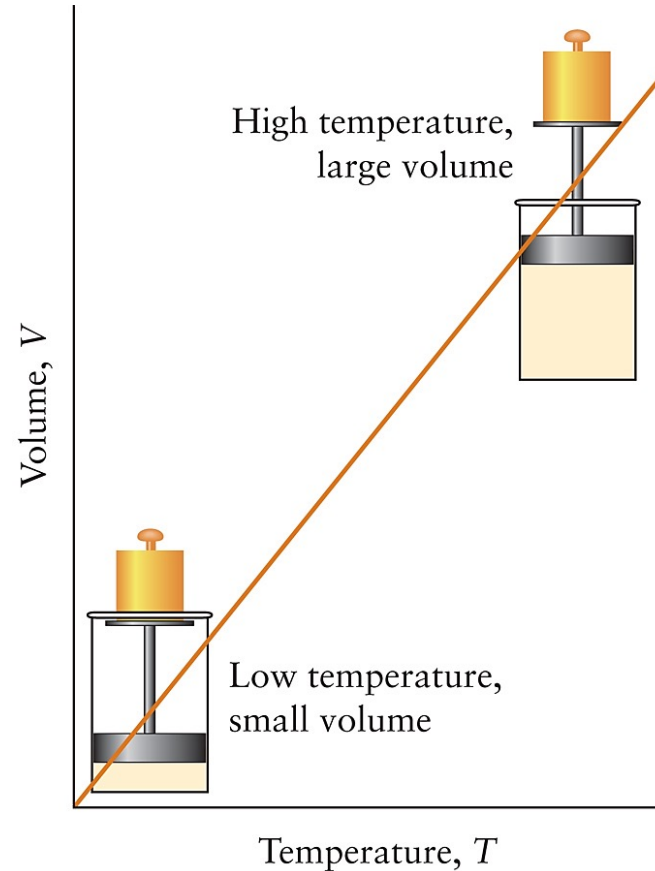


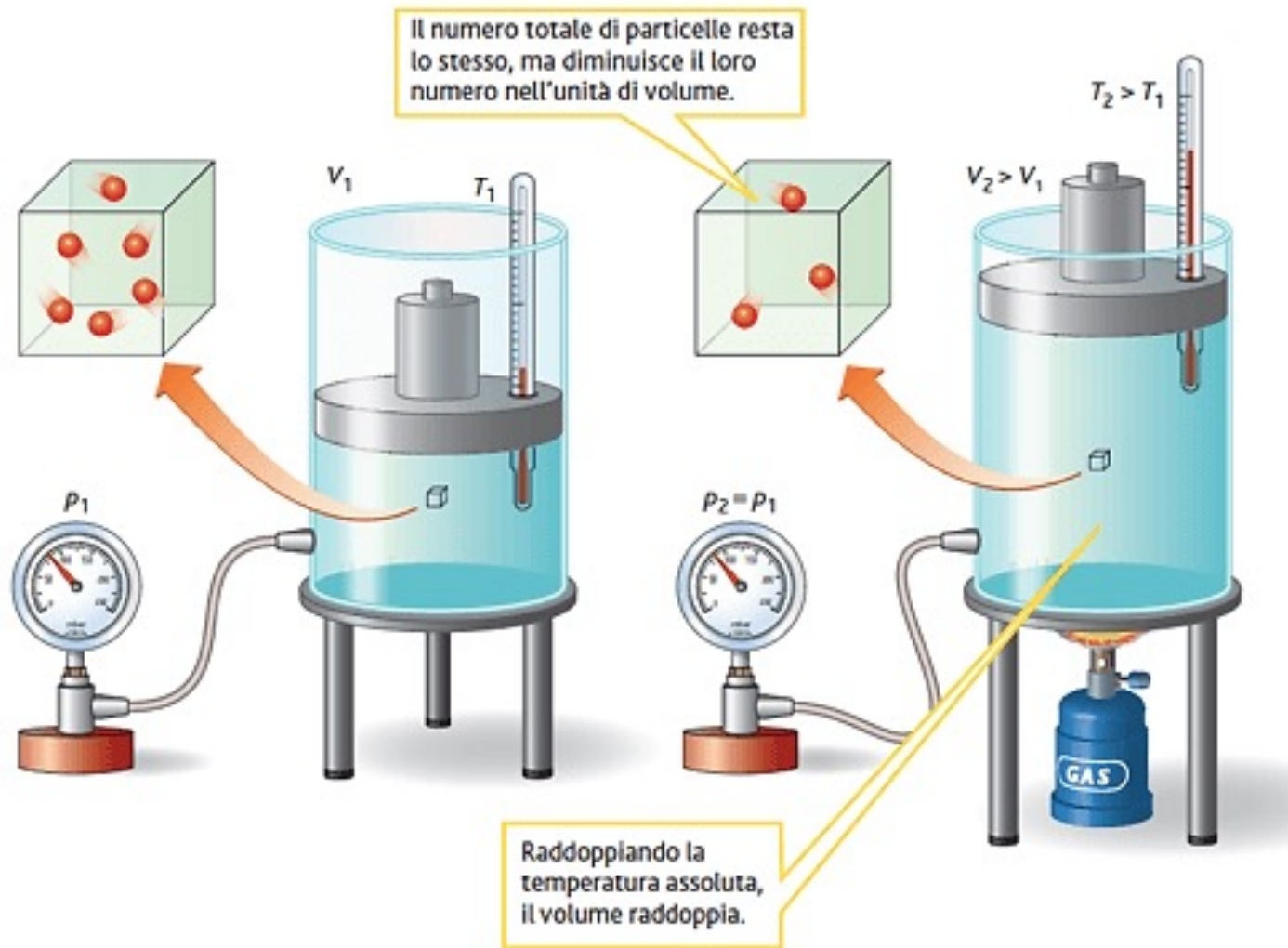
✓ Legge di Charles (isobara)

A pressione costante (P costante, ISOBARA) il volume di un gas aumenta con la temperatura.

$$V \propto T$$

$$V/T = k$$





✦ *Esercizio - Legge di Charles*

Calcolare il cambiamento in percentuale nel volume di un pallone da gioco, quando il gas all'interno è scaldato a pressione costante da 22 °C a 75 °C.

Svolgimento

La pressione rimane costante. Poiché si scalda, se la pressione è costante, si avrà un incremento del volume calcolabile mediante la legge di Charles. Rielaborando tale legge si ha:

$$V_1/V_2 = T_1/T_2$$

Il rapporto dei volumi e delle rispettive temperature è costante.

$$\text{Note } T_1 = 295 \text{ K e } T_2 = 348 \text{ K}$$

si ha che il rapporto $V_1/V_2 = 0.85$. Quindi $V_1 = 0.85 V_2$.

$$\begin{aligned} \text{Ponendo } V_2 &= (V_1 + x) \text{ si ha } V_1 = 0.85 (V_1 + x) \\ 0.15 V_1 &= 0.85 x \quad x = 0.15 V_1 / 0.85 = 0.176 V_1 \end{aligned}$$

$$\text{Incremento percentuale} = 0.176 V_1 / V_1 * 100 = \underline{\underline{17.6 \%}}$$

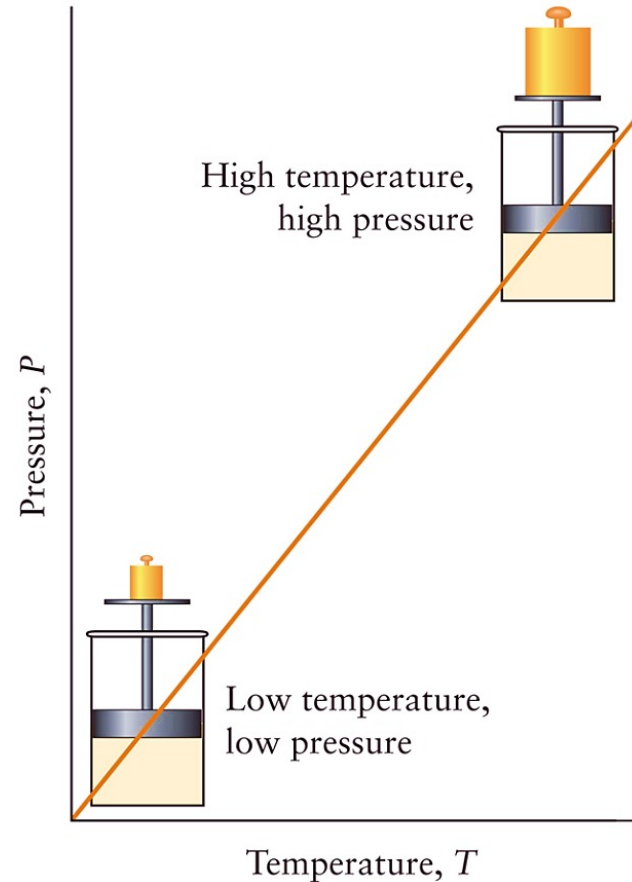


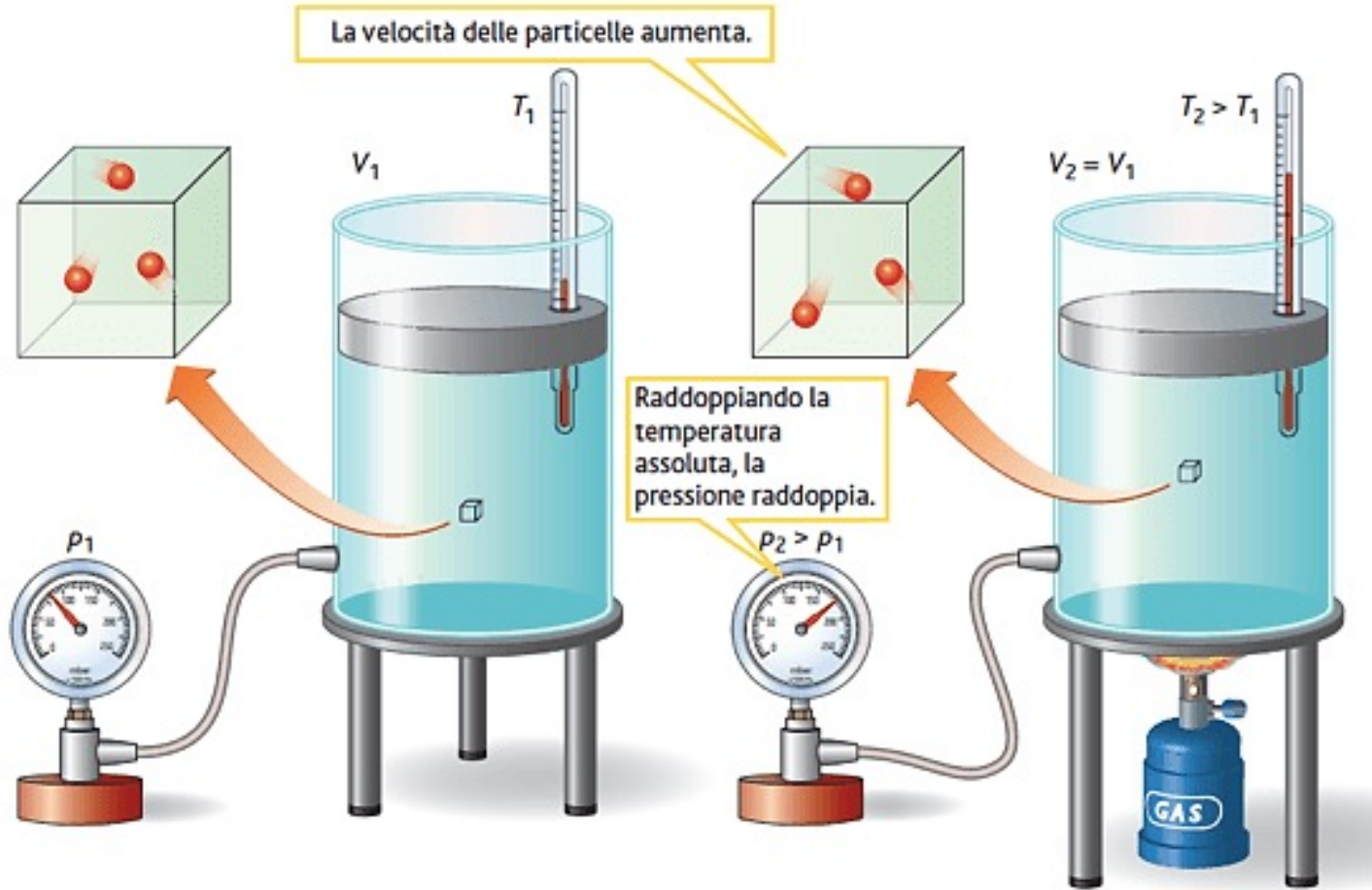
✓ Legge di Gay-Lussac (isocora)

A volume costante (V costante, ISOCORA), la pressione di un gas aumenta all'aumentare della temperatura.

$$P \propto T$$

$$P/T = k$$





✦ *Esercizio – Legge di Gay-Lussac*

Una bombola di 20 L, costruita per resistere ad una pressione di 500 atm, contiene un gas che a 20° C esercita una pressione di 125 atm. In caso di incendio, fino a quale valore può arrivare la temperatura dell'ambiente prima dell'esplosione?

Svolgimento

Il volume (V) e il numero di moli (n) rimangono costanti. Si applica la legge di Gay-Lussac:

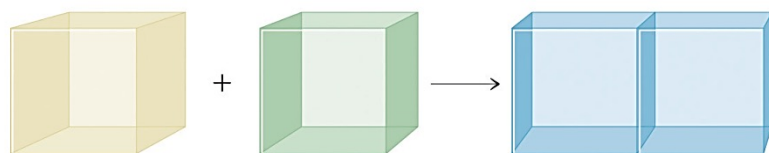
$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

$$T_2 = (P_2 \times T_1)/P_1 = [500 \text{ atm} \times (20 + 273 \text{ K})] / 125 \text{ atm} = 1172 \text{ K} = \underline{\underline{899 \text{ C}}}$$



✓ Principio di Avogadro

Da 1 volume di idrogeno (H_2) e 1 volume di cloro (Cl_2) si ottengono 2 volumi di HCl

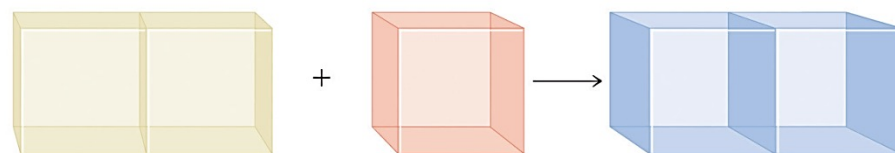


1 volume
hydrogen

1 volume
chlorine

2 volumes
hydrogen chloride

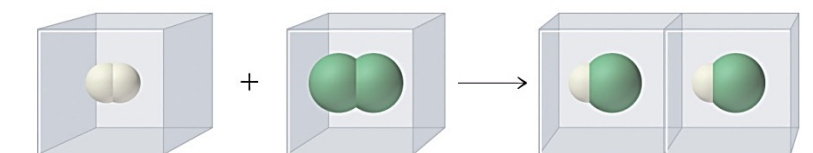
(a) Gay-Lussac's experiment



2 volumes
hydrogen

1 volume
oxygen

2 volumes
water vapor

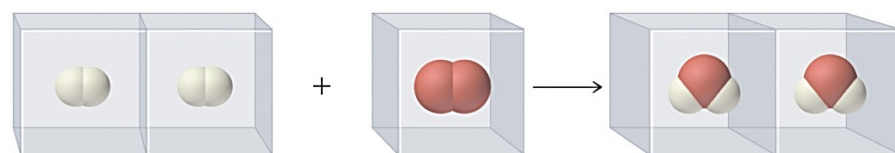


1 volume
hydrogen (H_2)

1 volume
chlorine (Cl_2)

2 volumes
hydrogen chloride (2HCl)

(b) Avogadro's hypothesis



2 volumes
hydrogen (H_2)

1 volume
oxygen (O_2)

2 volumes
water ($2\text{H}_2\text{O}$)



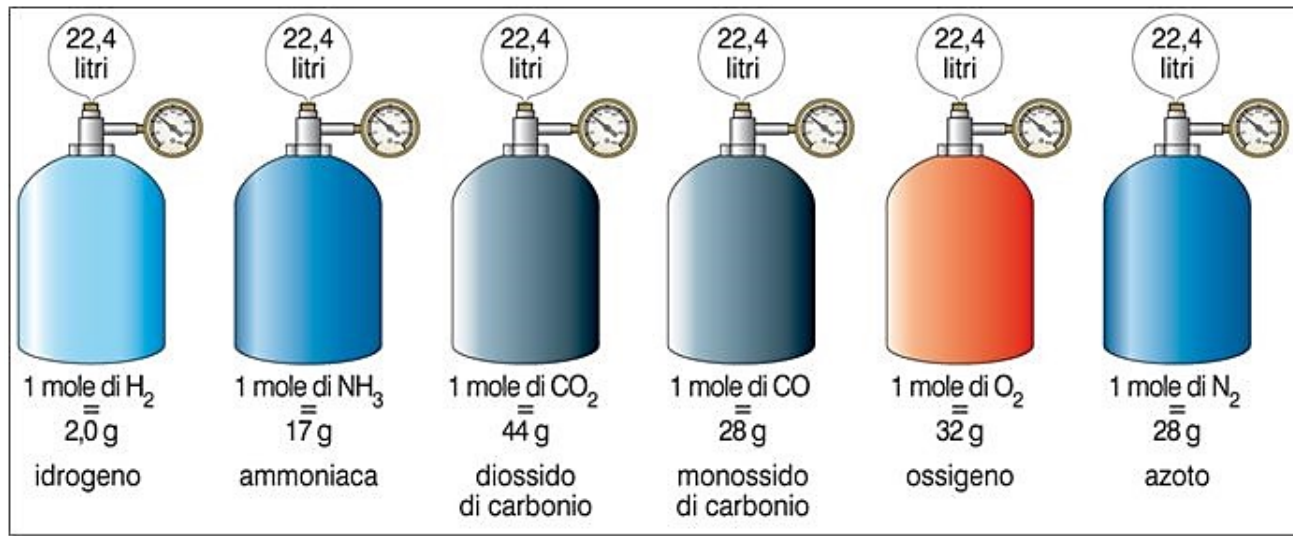
✓ Principio di Avogadro

Legge del volume molare: *un dato numero di moli (o molecole) di gas diversi, nelle stesse condizioni di pressione e temperatura, occupano lo stesso volume.*

$$\frac{V}{n} = k \quad \rightarrow \quad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Volume molare a 0°C e 1 atm: $V_M = 22.414 \text{ L/mol}$

$$V = n V_M$$



✦ L'equazione di stato dei gas o legge dei gas ideali

Dalle tre leggi precedenti si ha che: $V \propto 1/P$ e $V \propto T$.

Considerando che $V \propto n$, dove n è il numero di moli del gas, si ottiene che $V \propto nT/P$, ossia:

$$PV = nRT$$

R = costante universale dei gas



$$R = 0.0821 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

$$R = 8.31 \text{ J/K} \cdot \text{mol}$$

R e le sue unità di misura vanno ricordate!

TABLE 4.2 The Gas Constant, R

$$8.205\,74 \times 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$8.314\,47 \times 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{bar} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$8.314\,47 \text{ L} \cdot \text{kPa} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$8.314\,47 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$62.364 \text{ L} \cdot \text{Torr} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$PV = nRT$$



Se un gas subisce una trasformazione:

- Stadio 1: $P_1V_1 = n_1RT_1$
 - Stadio 2: $P_2V_2 = n_2RT_2$
- } se $n_1 = n_2$

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$$



➤ *Condizioni standard*

- Con l'indicazione *condizioni standard* (STP o TPS, *Standard Temperature and Pressure*) vengono intese delle condizioni standardizzate di temperatura e pressione:
La IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) ha fissato le condizioni a **0 °C (cioè 273.15 K o 32 °F) e 1 atm ($1.01325 \cdot 10^5$ Pa)**



✦ Miscele gassose: legge di Dalton

Una miscela di gas che non reagiscono tra di loro si comporta come un gas puro



✓ Legge delle pressioni parziali (legge di Dalton):

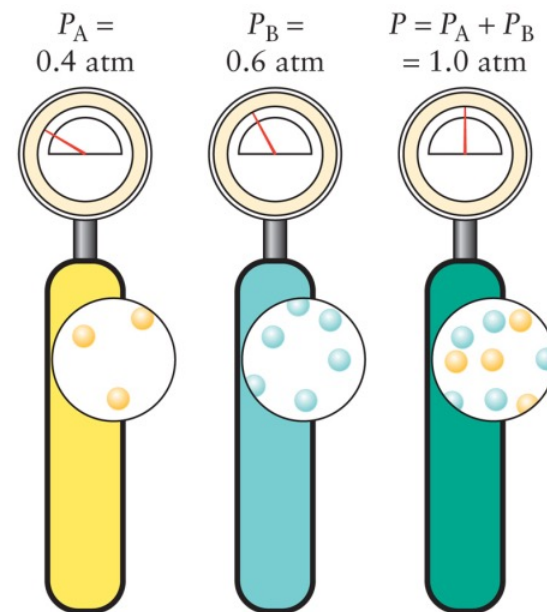
La pressione totale di una miscela di gas è data dalla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti:

$$P = P_A + P_B + \dots$$

La *pressione parziale* è data dal prodotto della pressione totale per la *frazione molare* del gas considerato:

$$P_i = x_i P$$

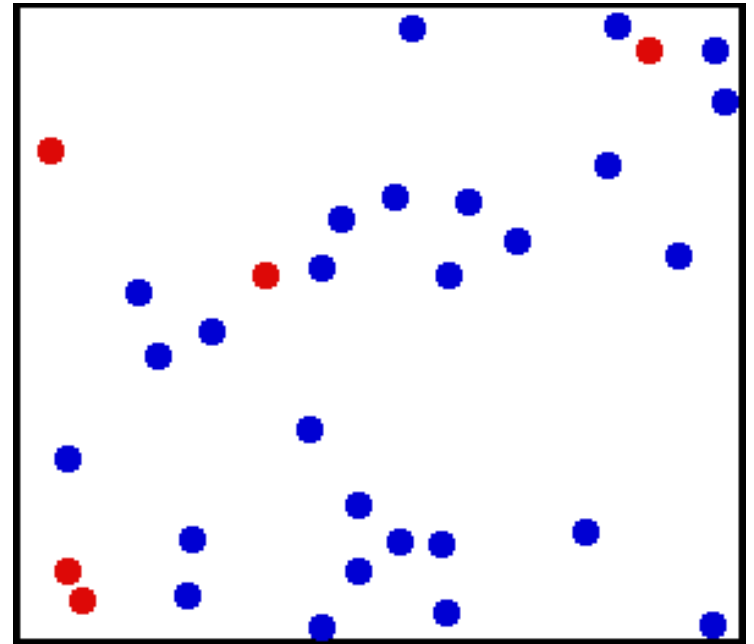
$$x_i = \frac{n_i}{n_A + n_B + \dots}$$



✦ La teoria cinetico-molecolare

Immaginiamo i gas come dei sistemi formati da un numero enorme di particelle che, nel loro movimento caotico, si urtano l'una con l'altra e urtano le pareti del contenitore, come palline di gomma che rimbalzano.

A causa degli urti esse cambiano continuamente direzione e velocità.
L'effetto complessivo degli urti delle singole molecole del gas contro le pareti del recipiente che lo contiene rappresenta la *pressione* del gas.



✦ La teoria cinetico-molecolare

La pressione di un gas in un contenitore è proporzionale al numero di urti delle particelle sull'unità di superficie e nell'unità di tempo, alla loro massa e alla loro velocità media.

Non è possibile determinare per la singola particella la posizione, la velocità e l'energia, tuttavia è possibile stabilire i valori medi delle grandezze dinamiche e cinematiche messe in gioco.



In questo modo è stato possibile dimostrare che le *variabili macroscopiche* (pressione, volume, temperatura) messe in gioco sono strettamente correlate con *grandezze microscopiche* (energia cinetica, frequenza degli urti, etc.) caratteristiche delle particelle.



✓ Temperatura come misura dell'energia cinetica

L'energia cinetica media delle particelle di un gas ideale monoatomico dipende solo dalla **temperatura** assoluta (non dalla pressione o dal tipo di atomo) ed è a essa proporzionale.

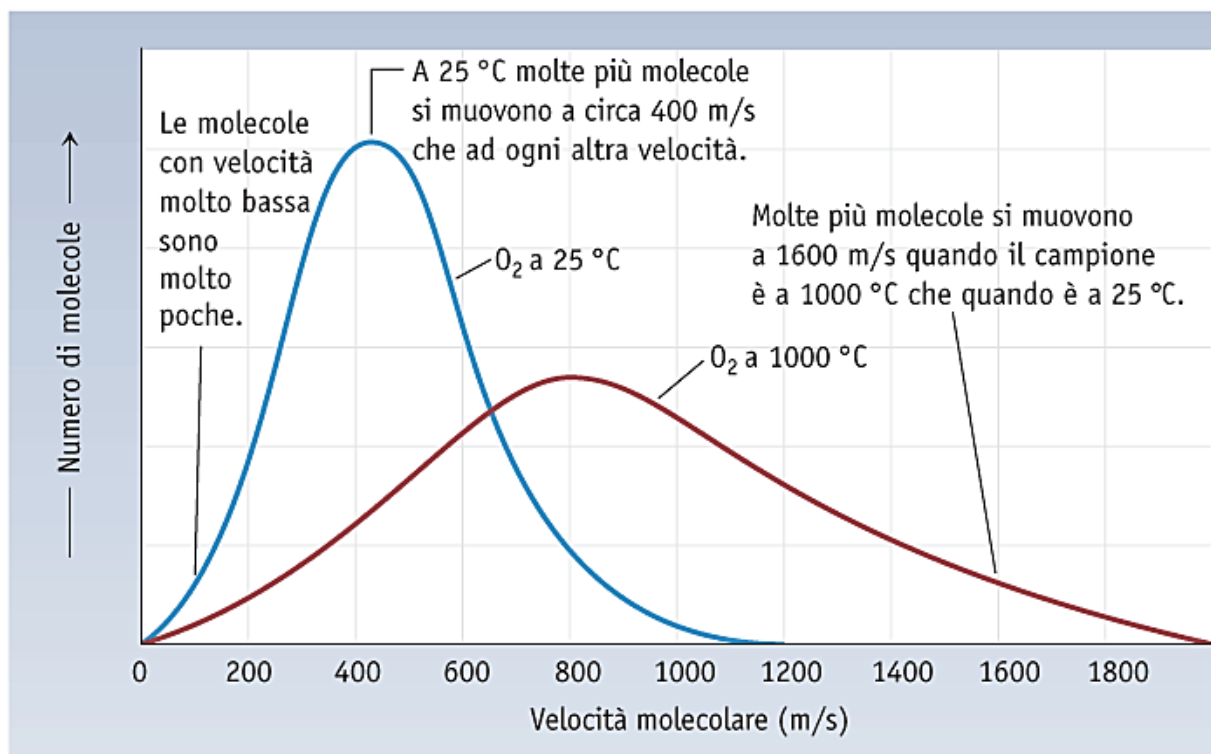
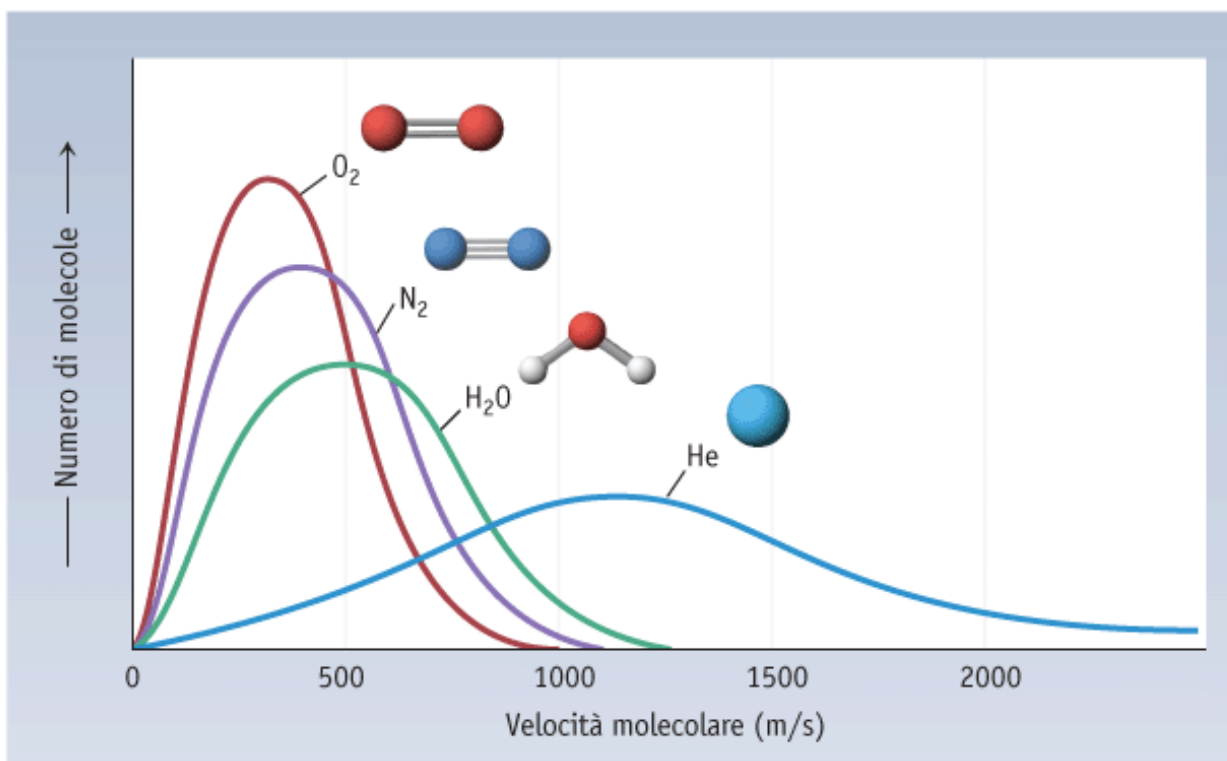


FIGURA 11.14 La distribuzione delle velocità molecolari. Un grafico del numero di molecole con una data velocità in funzione della stessa velocità, mostra la distribuzione delle velocità molecolari. La curva rossa indica l'effetto dell'aumento di temperatura. Sebbene la curva riferita alla temperatura più alta tenda ad appiattirsi e diventare più ampia rispetto a quella riferita ad una temperatura più bassa, l'area sottesa alle curve è la stessa dal momento che il numero delle molecole nel campione è fisso.

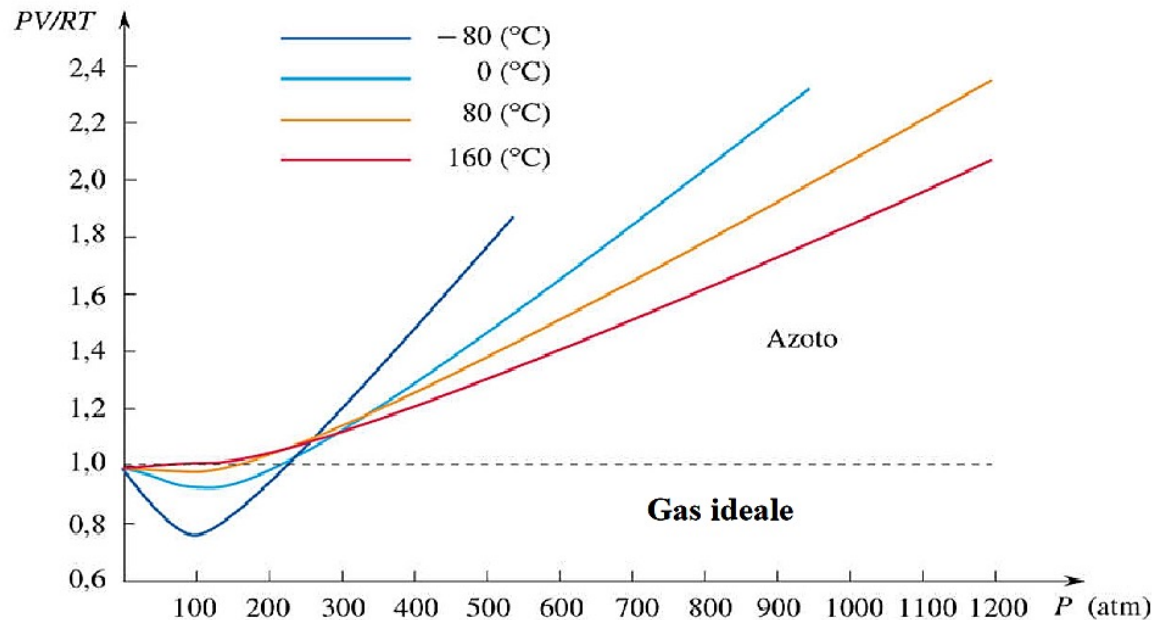
✓ Temperatura come misura dell'energia cinetica

FIGURA 11.15 L'effetto della massa molare sulla distribuzione delle velocità. A una data temperatura, le molecole caratterizzate da masse più elevate presentano velocità più basse.



✦ I gas reali

- ✓ In alcune condizioni, la maggior parte dei gas hanno P e/o V che non possono essere accuratamente calcolati con le leggi dei gas ideali.
- ✓ Per un gas ideale il rapporto PV/nRT in funzione della P dovrebbe essere costante ed uguale a 1.
- ✓ **Il comportamento non ideale di un gas è più significativo a P elevate e/o a T basse, cioè in condizioni prossime a quelle della liquefazione del gas stesso.**



✦ *Esercizio – Stechiometria e Legge di stato gas perfetti*

Determinare la formula molecolare del gas che secondo l'analisi elementare è composto da C per l'85.7% e da H per il 14.3% e che a $P = 1 \text{ atm}$ e $T = 30^\circ \text{ C}$ ha una densità pari a 1.13 g / L .

Svolgimento

Consideriamo 100 g di campione, che sono formati da 85.7 g di C e 14.3 g di H.

$$\text{mol C} = 85.7 \text{ g} / 12 \text{ g} / \text{mol} = 7.14 \text{ mol} \quad \text{mol H} = 14.3 \text{ g} / 1 \text{ g} / \text{mol} = 14.3 \text{ mol}$$
$$\text{mol H/mol C} = 2$$

formula minima: CH_2 (peso corrispondente a formula minima: $14 \text{ g} / \text{mol}$)

La formula molecolare molecolare sarà: $(\text{CH}_2)_n$

Noto il peso molecolare del gas possiamo risalire al valore del pedice n.

Supponiamo che il gas abbia un comportamento ideale e applichiamo l'equazione di stato. Per definizione di densità:



✦ *Esercizio – Stechiometria e Legge di stato gas perfetti*

$$d = m / V = n * MM / V,$$

ovvero:

$$n = d * V / MM$$

che inserita nell'eq. dei gas (ideali): $PV = nRT$, fornisce:

$$PV = dVRT / MM$$

