

I gas

Cap 5

TRO, Edises

I gas ideali: proprietà

Il comportamento di un gas ideale è descritto dalla **teoria cinetica molecolare** che si basa sulle seguenti assunzioni:

- ❑ Un gas ideale è un insieme di particelle prive di volume proprio in continuo movimento rettilineo.
- ❑ Le interazioni tra le particelle sono trascurabili
- ❑ Tra le particelle vi è molto spazio vuoto
- ❑ Le particelle collidono fra loro e sulle pareti del recipiente in modo elastico
- ❑ L'energia cinetica media delle particelle è proporzionale alla temperatura.

I gas: proprietà

Tale teoria è in grado di spiegare le proprietà dei gas:

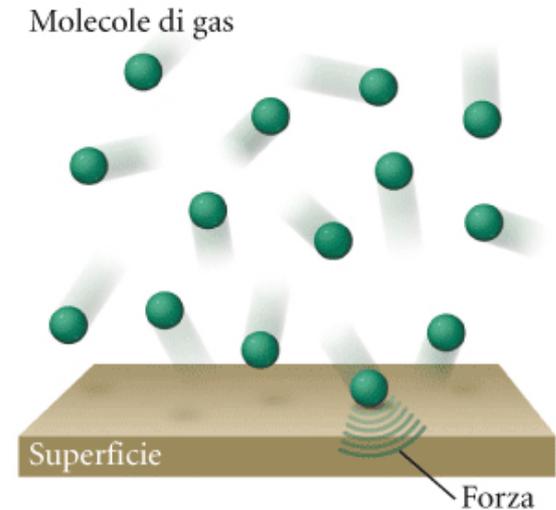
- ✓ Sono **comprimibili**, perché tra le particelle c'è molto spazio vuoto
- ✓ **Assumono forma e volume del contenitore**, perché le particelle sono in continuo movimento rettilineo (finché non urtano) e le interazioni reciproche sono trascurabili
- ✓ **Hanno bassa densità**, rispetto ai liquidi e ai solidi, perché c'è molto spazio vuoto.

La **PRESSIONE** è il risultato delle collisioni tra le molecole

La **pressione** è proporzionale alla forza degli urti delle varie particelle contro le pareti del contenitore.

$$\text{Pressione} = \text{Forza} / \text{Superficie}$$

La pressione è direttamente proporzionale al numero di particelle contenute in un determinato contenitore (volume fisso)



Il barometro a mercurio



▲ **FIGURA 5.4 Il barometro a mercurio**
La media della pressione atmosferica a livello del mare corrisponde a una colonna di mercurio alta 760 mm.

Le unità di misura della pressione più comuni sono:

- **Atmosfere (atm)**
- **mmHg**
- **torr**
- **Pa = N/m²**

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$$

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$$

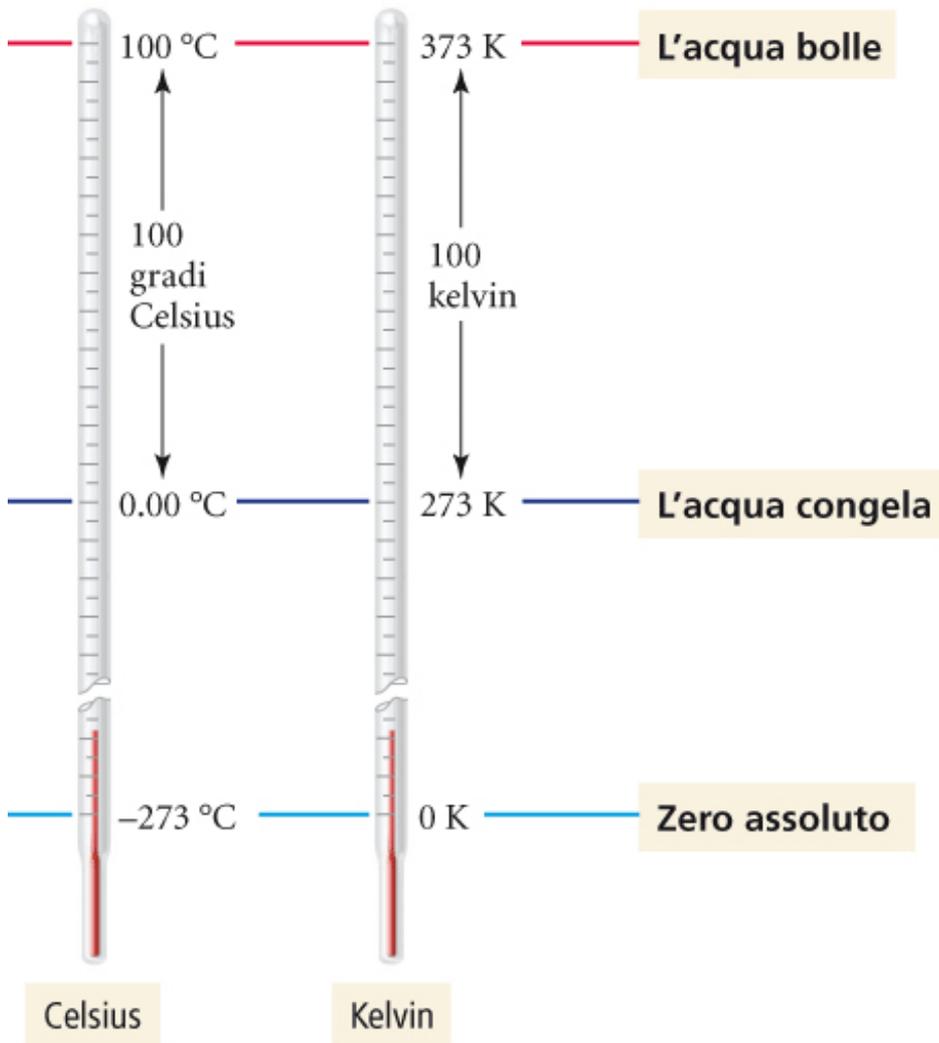
Le quattro principali proprietà di un gas sono:

- ✓ **Volume**
- ✓ **Pressione**
- ✓ **Temperatura**
- ✓ **Quantità di sostanza (in moli)**

Queste proprietà sono in relazione fra loro, quindi la variazione di una di esse si ripercuote sulle altre.

Le leggi dei gas descrivono le relazioni esistenti tra coppie di proprietà (ossia in condizioni in cui le due rimanenti sono mantenute fisse).

Scale di temperatura



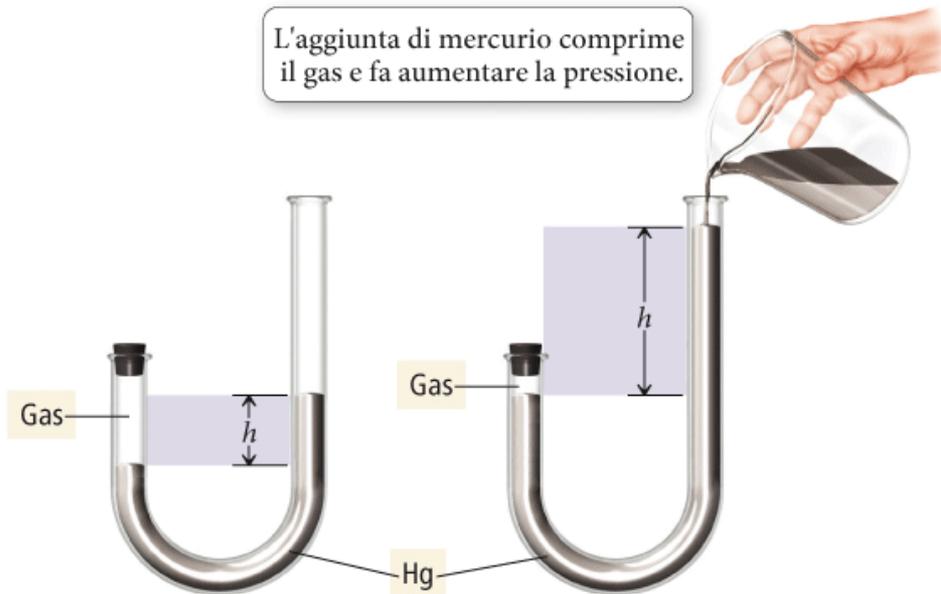
Condizioni standard di temperatura e pressione (STP)

- $T = 0^{\circ}\text{C} = 273\text{ K}$
- $P = 1\text{ atm}$

Legge di Boyle: relazione tra volume e pressione

Tubo a J

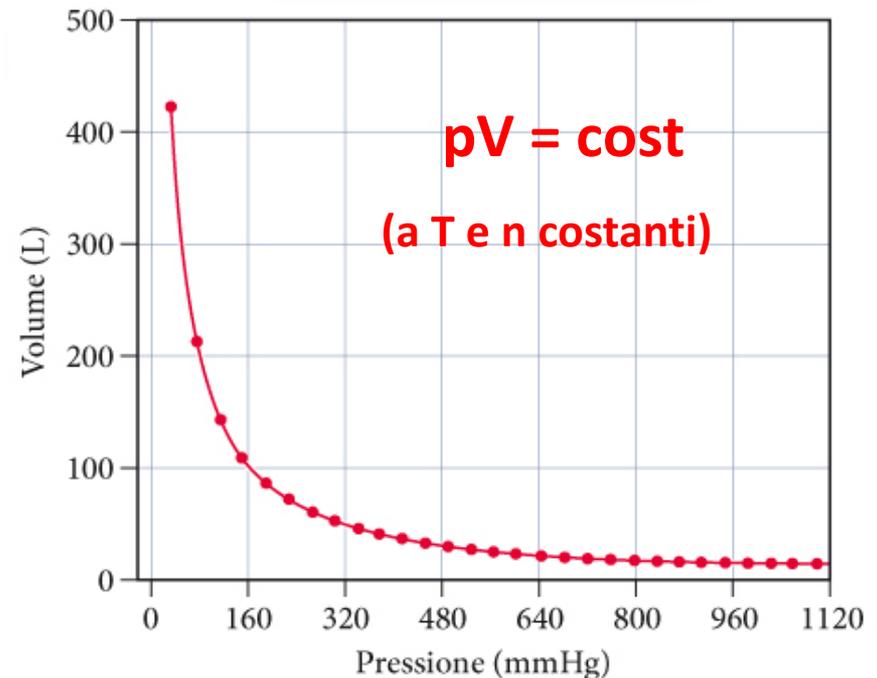
L'aggiunta di mercurio comprime il gas e fa aumentare la pressione.



▲ **FIGURA 5.6** Tubo a J In un tubo a J, una colonna di mercurio comprime un campione di gas. L'aumento dell'altezza (h) della colonna di mercurio fa aumentare la pressione del gas.

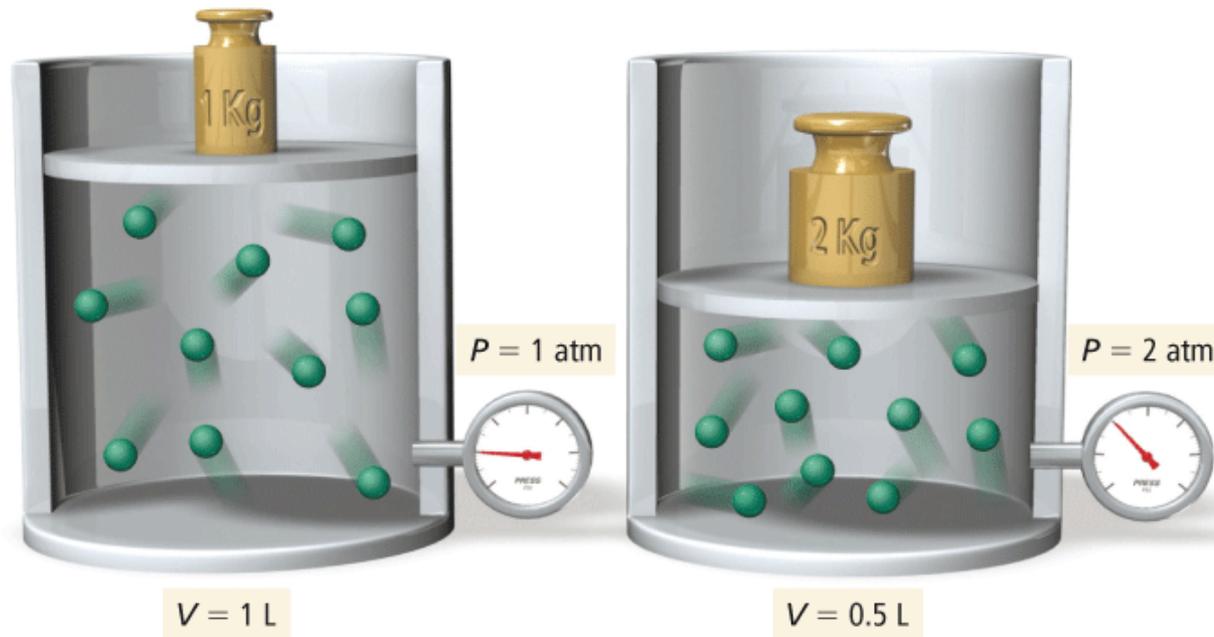
Legge di Boyle

All'aumentare della pressione, il volume diminuisce.



▲ **FIGURA 5.7** Volume in funzione della pressione Grafico del volume di un campione di gas, misurato nel tubo a J, in funzione della pressione: il volume e la pressione sono inversamente proporzionali.

La relazione tra volume e pressione: una visione molecolare



◀ **FIGURA 5.8** Applicazione a livello molecolare della legge di Boyle Quando si diminuisce il volume di un campione di gas, le collisioni tra le molecole con le superfici circostanti diventano più frequenti, con un conseguente aumento di pressione.

$$V \propto 1/P$$

$PV = \text{costante}$, con T e n costanti



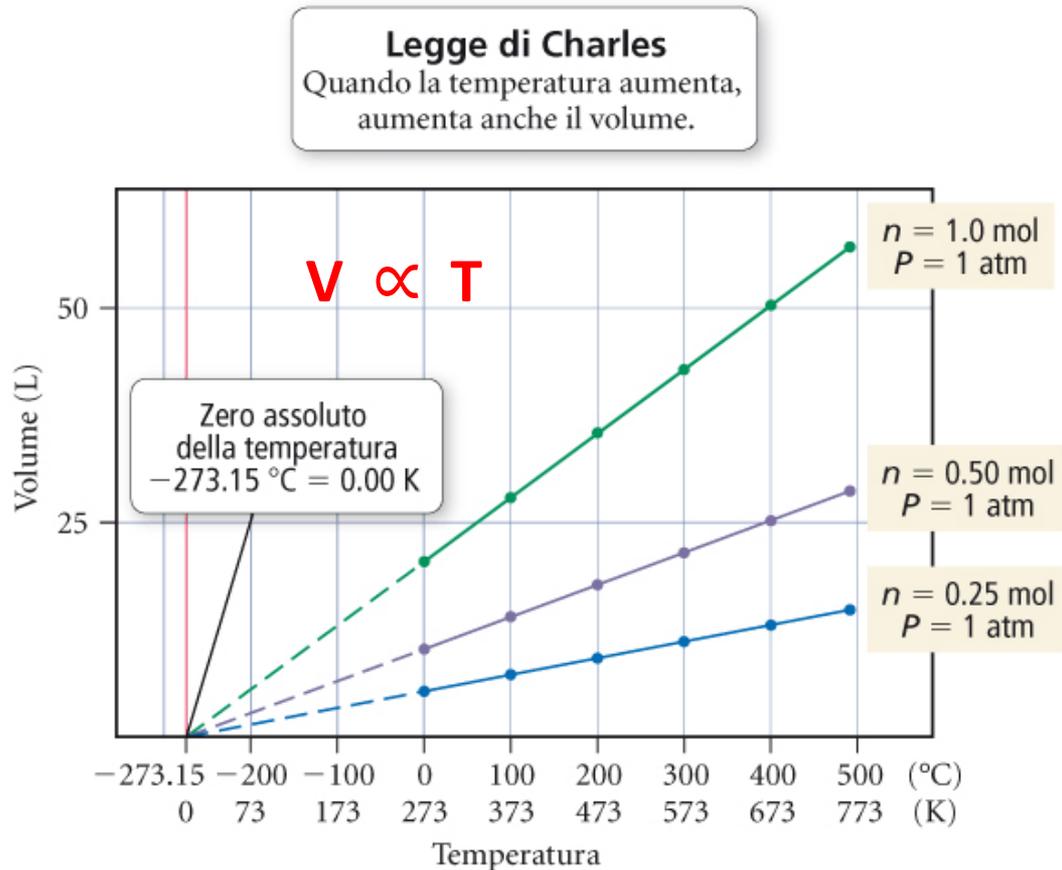
$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \text{ per } n \text{ e } T \text{ costanti}$$

Legge di Charles: relazione tra volume e temperatura

► **FIGURA 5.10** Il volume in funzione della temperatura Il volume di una data quantità di gas a una pressione costante aumenta linearmente con l'aumento della temperatura in kelvin. (La parte estrapolata delle rette, tratteggiata, potrebbe non corrispondere a quella che si ottiene sperimentalmente dato che tutti i gas condensano prima di raggiungere $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$).

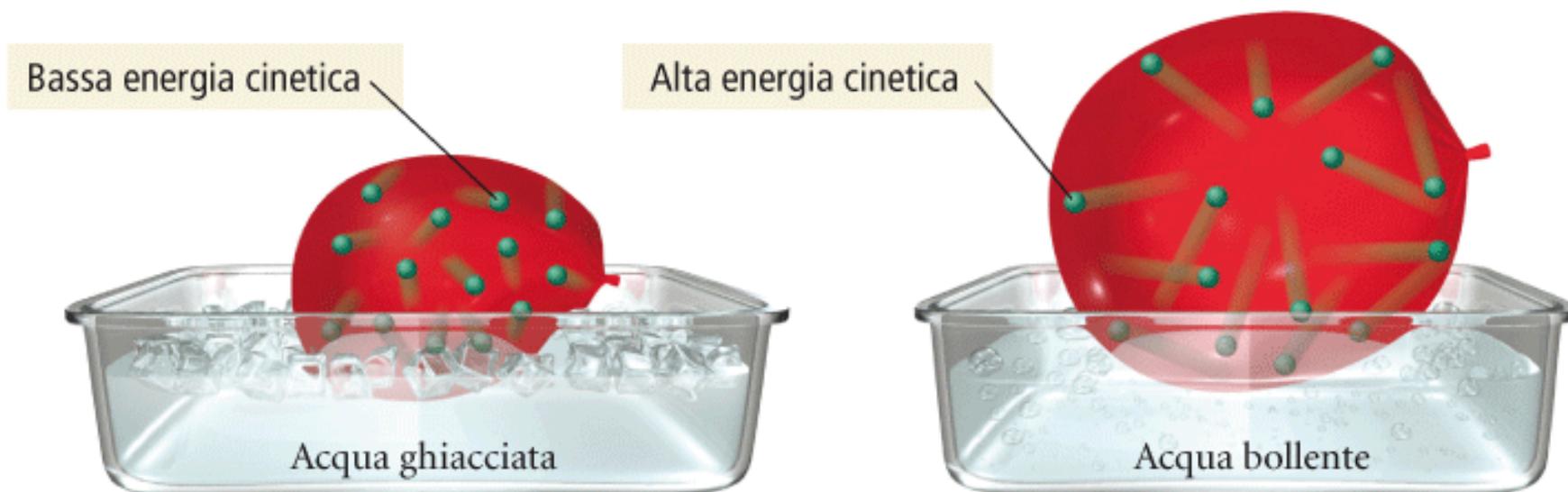
$$V = \text{costante} \times T$$
$$V/T = \text{costante}$$

(a p e n costanti)



- Aumenta T, aumenta energia cinetica delle molecole e numero di urti.
- Affinché P si mantenga costante, il V deve per forza aumentare

La relazione tra volume e temperatura: una visione molecolare



▲ **FIGURA 5.11 Interpretazione molecolare della legge di Charles** Se si sposta un palloncino da una bacinella contenente acqua ghiacciata ad una contenente acqua bollente, il suo volume si espande dato che le molecole di gas dentro il palloncino si muovono più velocemente (a causa dell'aumento di temperatura) e occupano complessivamente più spazio.

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

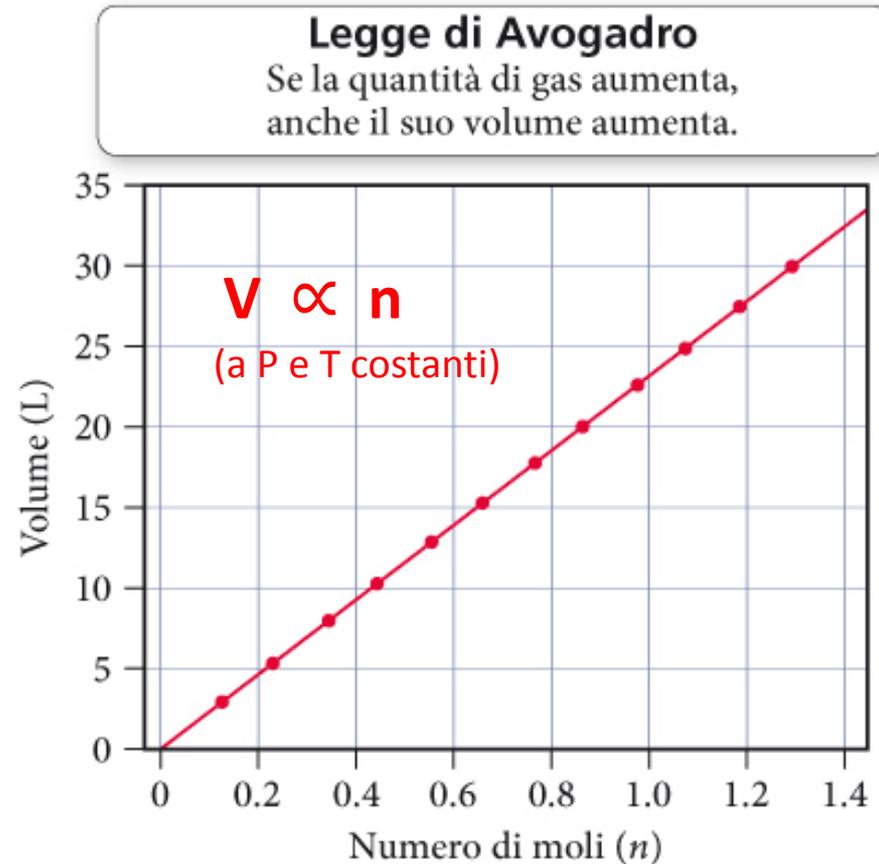
Legge di Avogadro: relazione tra volume e quantità (in moli)

- Se n aumentasse, aumenterebbe P

A P e T costanti:

- Per mantenere P costante deve aumentare V

$$V_1/n_1 = V_2/n_2$$



► **FIGURA 5.12** Il volume in funzione del numero di moli Il volume di un campione di gas aumenta linearmente con il numero di moli di gas nel campione.

La legge dei gas ideali

R: costante universale dei gas
= 0.0821 L atm/(mol K)

$$PV = nRT$$

n e T
costanti

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

$$V \propto 1/P$$

Legge di Boyle

n e P
costanti

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

$$V \propto T$$

Legge di Charles

P e T
costanti

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

$$V \propto n$$

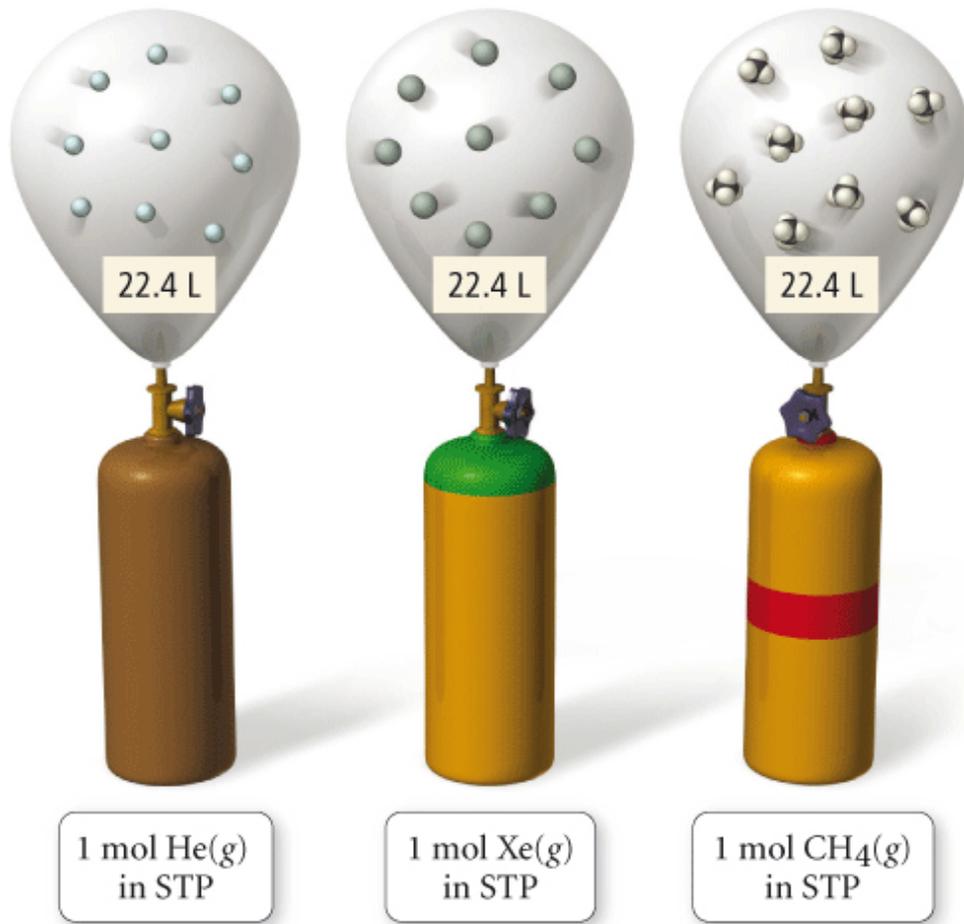
Legge di Avogadro

V e n
costanti

$$P \propto T$$

Legge di Gay-Lussac

▲ La legge dei gas ideali contiene al suo interno tutte le leggi semplici dei gas.



Il VOLUME MOLARE
è il volume occupato da
una mole di gas

CONDIZIONI STANDARD (STP):

- $P = 1 \text{ atm}$
- $T = 273 \text{ K}$, cioè 0°C

R: costante universale dei gas
 $= 0.0821 \text{ L atm}/(\text{mol K})$

▲ Una mole di qualsiasi gas occupa approssimativamente 22.4 L in condizioni standard di temperatura (273 K) e pressione (1.0 atm) (condizioni STP).

$$V = nRT/P = [1 (\text{mol}) \times 0.0821 (\text{L atm/mol K}) \times 273.15 (\text{K})]/1 (\text{atm}) = \mathbf{22.414 \text{ L}}$$

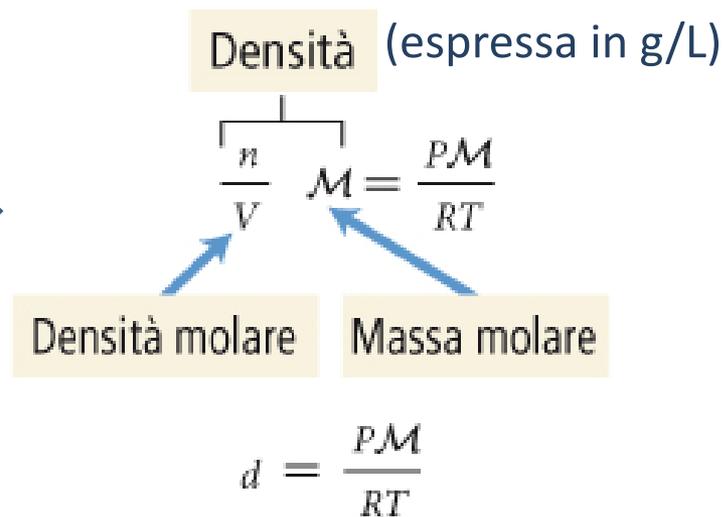
Poiché una mole di qualsiasi gas occupa un volume di 22.414 L (volume molare) in condizioni standard, è possibile calcolare la **densità molare** del gas in tali condizioni, da:

$$PV = nRT \quad \longrightarrow \quad n/V = P/RT = \text{densità molare, espressa in mol/L}$$

Ora, ricordando che:

$$n \text{ (mol)} = \text{massa (g)} / \mathcal{M} \text{ (g/mol)}$$

con \mathcal{M} (g/mol) = peso molecolare del gas \longrightarrow



Usando la legge dei gas, si può ricavare anche il peso molecolare (o massa molare) \mathcal{M} (in g/mol) di un gas incognito

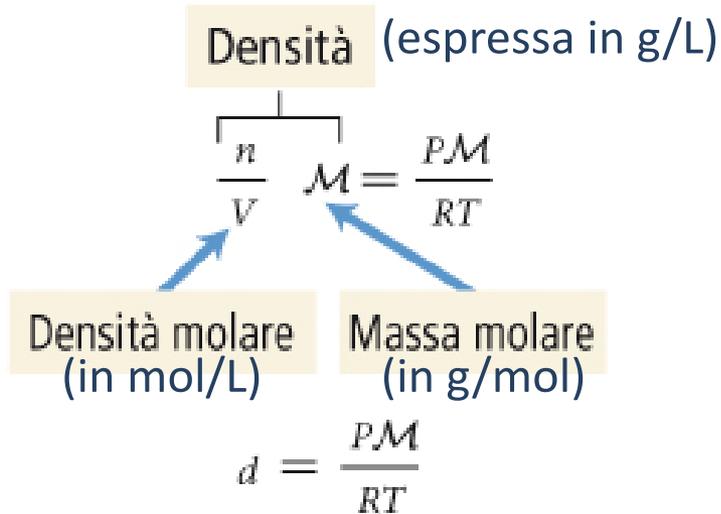
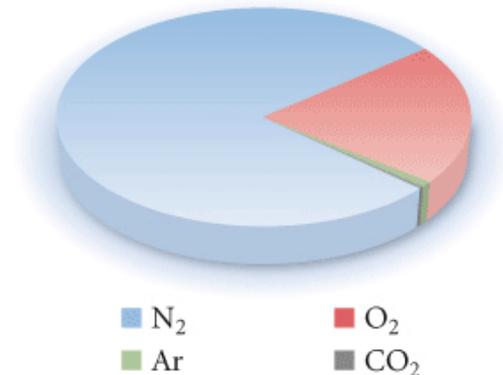


TABELLA 5.3 Composizione dell'aria secca

Gas	Percentuale in volume (%)
Azoto (N ₂)	78
Ossigeno (O ₂)	21
Argon (Ar)	0.9
Biossido di carbonio (CO ₂)	0.04

Massa molare aria secca = 28.8 g/mol



Da questa espressione si nota come la **densità di un gas aumenta con l'aumentare della massa molare**

Es. $d_{\text{aria}} = 28.8 / 22.4 = 1.29 \text{ g/L}$ e $d_{\text{CO}_2} = 44 / 22.4 = 1.96 \text{ g/L}$

=> Quando è emessa CO₂, essa si stratifica in basso perché è più densa dell'aria!

Lo stesso vale per SO₂ e vapori di idrocarburi.

Invece He, CH₄, CO salgono nell'atmosfera.

Una massa incognita di acido solfidrico gassoso occupa un volume di 750 mL in condizioni standard.

Indicare qual è la massa del gas.

$$n = PV/RT = (1 \times 0.750) / (0.0821 \times 273.15) = 0.033 \text{ mol gas}$$

$$\text{Acido solfidrico} = \text{H}_2\text{S} \quad \Rightarrow \quad \text{MM} = 34 \text{ g/mol}$$

$$g = 0.033 \text{ (mol)} \times 34 \text{ (g/mol)} = 1.14 \text{ g}$$

Un campione di 0.42 chilogrammi di un gas ha un volume di 115 mL a 66°C e 745 mmHg.

Indicare qual è la massa molare del gas

$$T = 273.15 + 66 = 339.15 \text{ K}$$

$$1 \text{ atm} : 760 \text{ mmHg} = x \text{ atm} : 745 \text{ mmHg} \Rightarrow x = 0.98 \text{ atm}$$

$$n = PV/RT = (0.98 \times 0.115) / (0.0821 \times 339.15) = 4.05 \times 10^{-3} \text{ mol gas}$$

$$\text{moli} = g / \text{PM}$$

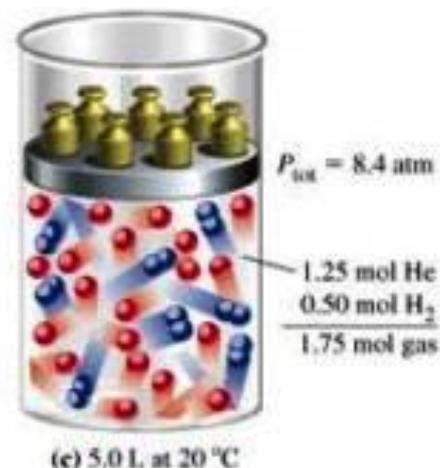
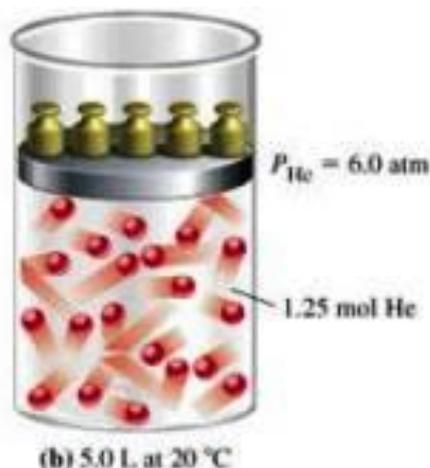
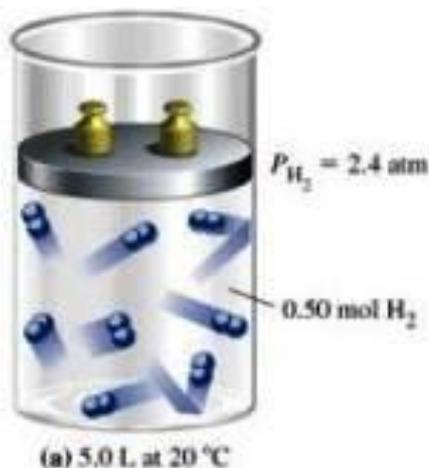
$$\Rightarrow \text{PM} = g/\text{moli} = 420 \text{ (g)} / 4.05 \times 10^{-3} \text{ (mol)} = 103.77 \text{ g/mol}$$

Miscela di gas ideali e pressioni parziali

Abbiamo visto che le proprietà di un gas ideale non dipendono dalla sua natura chimica. Le molecole di gas non interagiscono tra loro e ogni componente agisce indipendentemente, pertanto il comportamento di miscele di gas ideali è facile da prevedere

$$P_{\text{H}_2} = (n_{\text{H}_2} RT)/V$$

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



Legge di Dalton: La pressione di una miscela di gas diversi è la somma delle pressioni dei differenti gas (dette **pressioni parziali**) che compongono la miscela stessa.

$$P_{\text{tot}} = P_{\text{H}_2} + P_{\text{He}} = (n_{\text{H}_2} + n_{\text{He}}) RT/V, \text{ con } n_{\text{H}_2} + n_{\text{He}} = n_{\text{totale}}$$

Se una miscela di gas è composta dai gas a, b, c:

$$P_{totale} = P_a + P_b + P_c$$

$$P_{totale} = n_a RT/V + n_b RT/V + n_c RT/V$$

$$P_{totale} = (n_a + n_b + n_c) RT/V$$

$$P_{totale} = (n_{totale}) RT/V$$

$$P_a / P_{totale} = n_a (RT/V) / n_{totale} (RT/V) = n_a / n_{totale} = x_a$$

$$\Rightarrow P_a = x_a \cdot P_{totale}$$

$$\text{con } 0 \leq x_a \leq 1$$

Si definisce **frazione molare (x_a)**
il numero di moli di un
componente in una miscela
diviso il numero totale di moli

\Rightarrow La pressione parziale di un componente di una miscela è uguale al prodotto della sua frazione molare per la pressione totale

Una miscela di gas in un contenitore da 1.55 L a 25°C è composta da 10 g di Ne e 10 g di Ar.

Calcolare la pressione parziale (in atm) di Ne e Ar nel contenitore.

$$n_{\text{Ne}} = 10 \text{ (g)} / 20.18 \text{ (g/mol)} = 0.496 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ar}} = 10 \text{ (g)} / 39.95 \text{ (g/mol)} = 0.25 \text{ mol}$$

$$n_{\text{TOT}} = n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} = 0.496 + 0.25 = 0.746 \text{ mol}$$

$$T = 25 + 273.15 = 298.15 \text{ K}$$

$$P_{\text{TOT}} = n_{\text{TOT}} RT/V = 0.746 \times 0.0821 \times 298.15 / 1.55 = 11.79 \text{ atm}$$

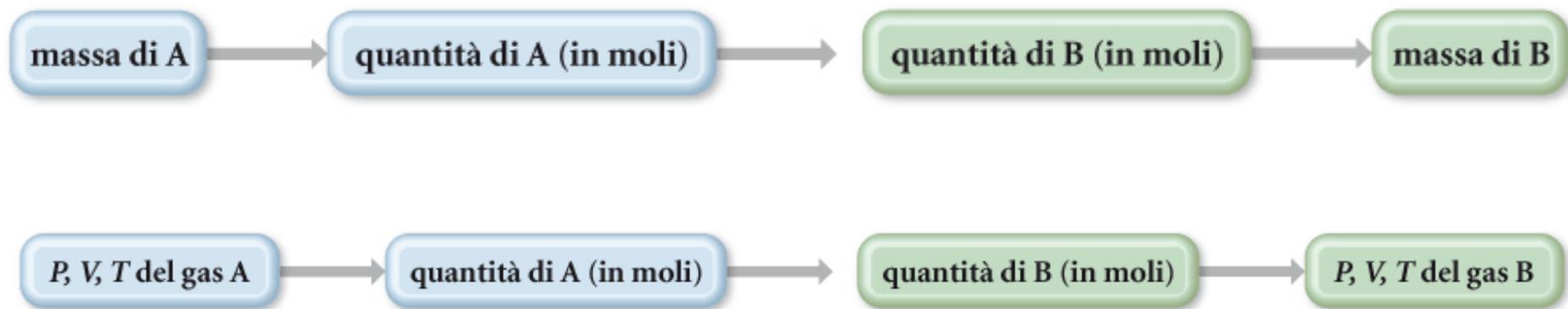
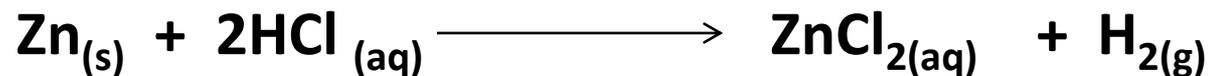
$$x_{\text{Ne}} = 0.496 / 0.746 = 0.665$$

$$x_{\text{Ar}} = 0.25 / 0.746 = 0.335$$

$$P_{\text{Ne}} = 0.665 \times 11.79 = 7.82 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Ar}} = 0.335 \times 11.79 = 3.95 \text{ atm}$$

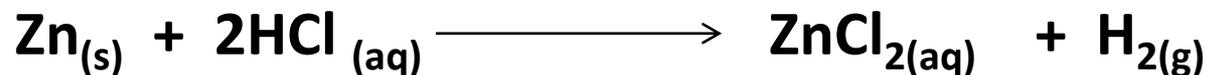
I gas nelle reazioni chimiche



Ripasso: Che tipo di reazione è?

REDOX!

Data la reazione:



Quanti grammi di Zn hanno reagito se si formano 325 mL di H₂ a 25°C e alla pressione totale di 748 mmHg?

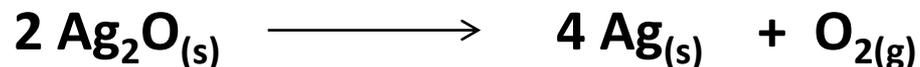
Dato che 1 atm = 760 mmHg, la pressione di 748 mmHg = 0.984 atm.
T = 273.15 + 25 = 298.15 K

$$n_{\text{H}_2} = PV/RT = (0.984 \times 0.325)/(0.0821 \times 298.15) = 0.013 \text{ mol}$$

Il rapporto stechiometrico tra H₂ e Zn è di 1:1, quindi 0.013 mol sono anche le moli di Zn che hanno reagito.

$$\text{Dato PA, Zn} = 65.4 \text{ g/mol} \Rightarrow g_{\text{Zn}} = 0.013 \text{ (mol)} \times 65.4 \text{ (g/mol)} = 0.854 \text{ g}$$

La decomposizione di un campione di ossido di Ag forma 15.8 g di argento metallico:



Qual è il volume di O₂ formato a 25°C e alla pressione di 725 mmHg?

$$\text{moli di Ag} = 15.8 \text{ (g)} / 107.8 \text{ (g/mol)} = 0.147 \text{ mol Ag}$$

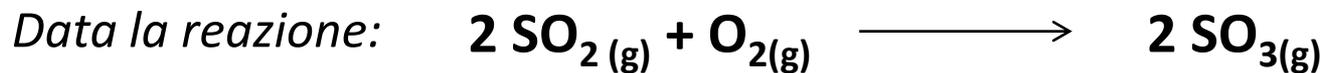
$$4 \text{ mol Ag} : 1 \text{ mol O}_2 = 0.147 \text{ mol Ag} : x \text{ mol O}_2$$

$$\Rightarrow x = 0.037 \text{ moli di O}_2$$

$$1 \text{ atm} : 760 \text{ mmHg} = x \text{ atm} : 725 \text{ mmHg} \Rightarrow x = 0.95 \text{ atm.}$$

$$T = 273.15 + 25 = 298.15 \text{ K}$$

$$V = nRT/P = (0.037 \times 0.0821 \times 298.15) / 0.95 = 0.953 \text{ L} = 953 \text{ mL}$$



Qual è il reagente limitante quando 285.5 mL di SO_2 reagiscono con 158.9 mL di O_2 in condizioni standard?

$$1 \text{ mol} : 22.414 \text{ L} = x \text{ mol SO}_2 : 0.2855 \text{ L SO}_2 \Rightarrow x = 0.0130 \text{ moli di SO}_2$$

$$1 \text{ mol} : 22.414 \text{ L} = x \text{ mol O}_2 : 0.1589 \text{ L O}_2 \Rightarrow x = 0.0071 \text{ moli di O}_2$$

- Da 0.0130 moli di SO_2 otterrei 0.0130 moli di SO_3 (stechiometria 1:1)
- Da 0.0071 moli di O_2 otterrei $0.0071 \times 2 = 0.0142$ moli di SO_3 (stechiometria 1:2)

Quindi SO_2 è il limitante e reagisce completamente richiedendo $0.0130/2 = 0.0065$ moli di O_2

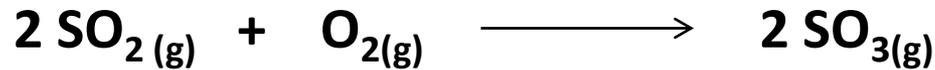
METODO ALTERNATIVO PER TROVARE IL REAGENTE LIMITANTE:

0.0071 moli di O_2 richiedono $0.0071 \times 2 = 0.0142$ moli di SO_2

MA NON LE HO! Quindi SO_2 è il reagente limitante

$$1 \text{ mol} : 22.414 \text{ L} = x \text{ mol SO}_2 : 0.2855 \text{ L SO}_2 \Rightarrow x = 0.0130 \text{ moli di SO}_2$$

$$1 \text{ mol} : 22.414 \text{ L} = x \text{ mol O}_2 : 0.1589 \text{ L O}_2 \Rightarrow x = 0.0071 \text{ moli di O}_2$$



Inizio) 0.013 0.0071 -----

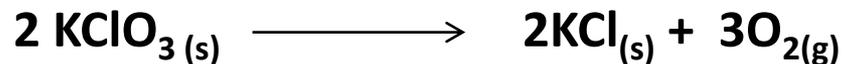
fine) ----- (0.0071-0.0065) 0.013

0.0065 sono le moli di O₂ che hanno reagito consumando completamente le 0.013 mol di SO₂

0.013 sono le moli di SO₂ che si sono formate

0.0071 - 0.0065 = 6x10⁻⁴ = moli di O₂ rimaste

Una miscela di 1.80 g è composta da KClO_3 e da KCl ed è scaldata fino alla totale decomposizione di KClO_3 secondo l'equazione:



L' O_2 liberato occupava 405 mL a 25°C quando $P = 745 \text{ mmHg}$.

Quante moli di O_2 si sono prodotte?

Qual è la % di KClO_3 nella miscela?

$$n(\text{O}_2) = [(745/760) \times 0.405] / (0.0821 \times 298.15) = 0.0162 \text{ moli di } \text{O}_2$$

$$2 \text{ mol } \text{KClO}_3 : 3 \text{ mol } \text{O}_2 = x \text{ moli di } \text{KClO}_3 : 0.0162 \text{ mol } \text{O}_2$$

$$\Rightarrow x = 0.0108 \text{ moli di } \text{KClO}_3$$

$$\text{MM}(\text{KClO}_3) = 122.5 \text{ g/mol} \Rightarrow 0.0108 \text{ (mol)} \times 122.5 \text{ (g/mol)} = 1.322 \text{ g di } \text{KClO}_3$$

$$\% \text{KClO}_3 = \text{g } \text{KClO}_3 / \text{g tot} = (1.322/1.80) \times 100 = 73.5\%$$

Quanti grammi di acqua si formano quando 1.24 L di H₂ gassoso in STP reagiscono completamente con O₂?



STP { $V = 1.24 \text{ L}$
 $P = 1 \text{ atm}$
 $T = 273.15 \text{ K}$

$$n(\text{H}_2) = (1 \times 1.24) / (0.0821 \times 273.15) = 0.055 \text{ mol H}_2$$

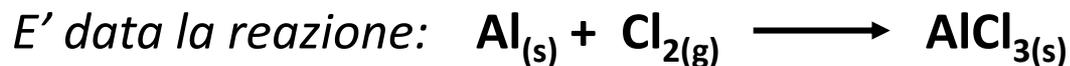
oppure:

$$1 \text{ mole} : 22.414 \text{ L} = x \text{ mol H}_2 : 1.24 \text{ L H}_2 \Rightarrow$$
$$\Rightarrow x = 1.24 / 22.414 = 0.055 \text{ moli di H}_2$$

Il rapporto stechiometrico tra H₂ e H₂O è 1:1

\Rightarrow 0.055 sono le moli di H₂O formate

$$g, \text{H}_2\text{O} = \text{moli} \times \text{MM} = 0.055 \text{ (mol)} \times 18 \text{ (g/mol)} = 0.99 \text{ g di H}_2\text{O}$$



Quale volume di cloro gassoso reagisce esattamente con 7.5 g di Al metallico alla pressione di 350 mmHg e alla temperatura di 25° C?

$$\text{moli di Al} = \text{g,Al} / \text{PA,Al} = 7.5 \text{ (g)} / 27 \text{ (g/mol)} = 0.28 \text{ mol Al}$$

LA REAZIONE DATA VA BILANCIATA!!



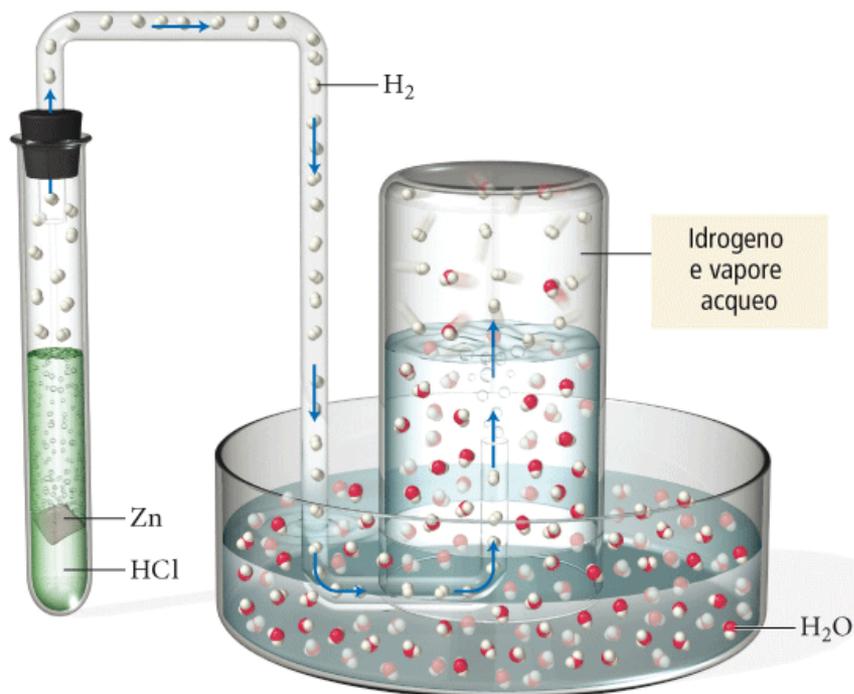
$$2 \text{ mol Al} : 3 \text{ mol Cl}_2 = 0.28 \text{ mol Al} : x \text{ mol Cl}_2 \quad \Rightarrow \quad x = 3 \times 0.28 / 2 = 0.42 \text{ mol Cl}_2$$

$$T = 273.15 + 25 = 298.15 \text{ K}$$

$$1 \text{ atm} : 760 \text{ mmHg} = x \text{ atm} : 350 \text{ mmHg} \quad \Rightarrow \quad x = 0.46 \text{ atm}$$

$$V = nRT/P = (0.42 \times 0.0821 \times 298.15) / 0.46 = 22.35 \text{ L}$$

Raccolta di un gas su acqua



► FIGURA 5.14 Recupero di un gas su acqua

Quando il prodotto gassoso di una reazione chimica viene recuperato mediante l'acqua, le molecole di prodotto (in questo caso H_2) si miscelano con le molecole d'acqua. La pressione dell'acqua nella miscela finale è uguale alla pressione di vapore dell'acqua alla temperatura alla quale il gas viene recuperato. La pressione parziale del prodotto raccolto è data dalla differenza tra la pressione totale e la pressione parziale dell'acqua.

TABELLA 5.4 Pressione di vapore dell'acqua in funzione della temperatura

Temperatura (°C)	Pressione (mmHg)	Temperatura (°C)	Pressione (mmHg)
0	4.58	55	118.2
5	6.54	60	149.6
10	9.21	65	187.5
15	12.79	70	233.7
20	17.55	75	289.1
25	23.78	80	355.1
30	31.86	85	433.6
35	42.23	90	525.8
40	55.40	95	633.9
45	71.97	100	760.0
50	92.6		

$$P_{\text{totale}} = P_{\text{gas}} + P_{H_2O}$$

Esempio 5.11 Recupero di un gas su acqua

Al fine di determinare il tasso di fotosintesi (la conversione operata dalle piante del diossido di carbonio e acqua in glucosio e ossigeno), l'ossigeno gassoso emesso da una pianta acquatica viene raccolto su acqua a una temperatura di 293 K e a una pressione totale di 755.2 mmHg. Durante uno specifico periodo di tempo, vengono recuperati in totale 1.02 L di gas. Qual è la massa di ossigeno (in grammi) che si è formata?

PREMESSA Il problema fornisce il volume del gas raccolto su acqua, la temperatura e la pressione. È richiesta la massa in grammi di ossigeno formato.

STRATEGIA Si può determinare la massa di ossigeno dalla quantità in moli di ossigeno, che si può ricavare dalla legge dei gas ideali se si conosce la pressione parziale di quest'ultimo. Dato che l'ossigeno è in miscela con il vapore acqueo, si può ricavare la pressione parziale dell'ossigeno nella miscela sottraendo la pressione parziale dell'acqua a 293 K (20 °C) dalla pressione totale.

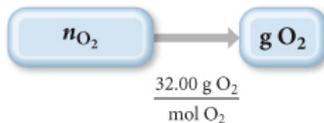
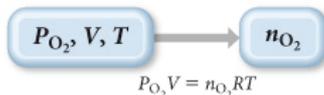
Successivamente usando la legge dei gas ideali si può determinare il numero di moli di ossigeno conoscendo la pressione parziale, il volume e la temperatura.

Infine, si usa la massa molare dell'ossigeno per convertire il numero di moli in grammi.

DATI: $V = 1.02 \text{ L}$, $P_{\text{totale}} = 755.2 \text{ mmHg}$, $T = 293 \text{ K}$
INCOGNITE: g O_2

IMPOSTAZIONE

$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{totale}} - P_{\text{H}_2\text{O}} (20 \text{ °C})$$



RISULTATO

$$\begin{aligned} P_{\text{O}_2} &= P_{\text{totale}} - P_{\text{H}_2\text{O}} (20 \text{ °C}) \\ &= 755.2 \text{ mmHg} - 17.55 \text{ mmHg} \\ &= 737.65 \text{ mmHg} \end{aligned}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2} V}{RT}$$

$$737.65 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.97059 \text{ atm}$$

$$\begin{aligned} n_{\text{O}_2} &= \frac{P_{\text{O}_2} V}{RT} = \frac{0.97059 \text{ atm} (1.02 \text{ L})}{0.08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} (293 \text{ K})} \\ &= 4.1175 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$4.1175 \times 10^{-2} \text{ mol O}_2 \times \frac{32.00 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 1.32 \text{ g O}_2$$