

Miscela gassosa

In una miscela di gas definiamo le seguenti grandezze:

- **Moli totali:** $n_{\text{tot}} = n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_n$

- **Frazione molare:** $x_1 = \frac{\text{moli gas}_1}{\text{moli totali}}$
 $x_1 + x_2 + x_3 + \dots + x_n = 1$
con $0 < x_1 \leq 1$

- **Volume parziale:** $V_1 = x_1 \cdot V_{\text{tot}}$

Volume che il gas₁ occuperebbe nelle stesse condizioni di P e T se fosse da solo.

- **Pressione parziale:** $P_1 = x_1 \cdot P_{\text{tot}}$

Frazione della pressione totale dovuta al gas₁

L'equazione di stato dei gas ($PV=nRT$) è valida indipendentemente dalla qualità delle particelle gassose.

Ad una data T e in un dato V, la **pressione** di un gas è **determinata solo** dal **numero** e **non dal tipo** di particelle.

- Legge delle **pressioni parziali** e dei **volumi parziali**

In una miscela gassosa i cui componenti non interagiscono tra loro si ha che:

$$P_{\text{tot}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$
$$V_{\text{tot}} = V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_n$$

- **Densità assoluta** di un gas

La densità assoluta (d) è data dal rapporto tra il peso e il volume di una data sostanza:

$$d = \frac{g}{V} = \frac{P \cdot PM}{RT}$$

- **Densità relativa** di un gas

La densità relativa (d_r) di un gas rispetto ad un altro, nelle stesse condizioni di T e P, è data dal rapporto tra le densità assolute dei gas componenti la miscela, ossia dal rapporto tra i pesi molecolari:

$$d_r = \frac{d_1}{d_2} = \frac{PM_1}{PM_2}$$

Densità di una miscela gassosa

La densità assoluta di un gas ideale è definita come:

$$d = \frac{P \cdot PM}{R \cdot T}$$

La densità di una miscela gassosa è definita dalla seguente equazione:

$$d_{\text{mix}} = \frac{\sum_{j=1}^n P_j \cdot PM_j}{R \cdot T} = \frac{P_1 \cdot PM_1 + P_2 \cdot PM_2 + P_3 \cdot PM_3 + \dots + P_n \cdot PM_n}{R \cdot T}$$

Dove P_j e PM_j indicano rispettivamente le pressioni parziali e i pesi molecolari dei gas che compongono la miscela

Esercizio 1

Un campione di aria contiene 0.054 moli di O_2 e 0.203 moli di altri gas (essenzialmente N_2). Calcolare la pressione parziale di O_2 nell'aria sapendo che la pressione di quest'ultima è 1 atm.

Applichiamo la legge delle pressioni parziali: $P_{O_2} = x_{O_2} \cdot P_{\text{tot}}$

Dobbiamo calcolare la frazione molare di O_2 :

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{\text{tot}}} = \frac{0.054}{0.054 + 0.203} = 0.21$$

$$P_{O_2} = x_{O_2} \cdot P_{\text{tot}} = 0.21 \cdot 1 \text{ atm} = 0.21 \text{ atm}$$

Esercizio 2

Calcolare la densità di una miscela di CH_4 e N_2 alla temperatura di 27°C e sapendo che le pressioni parziali di CH_4 e N_2 sono rispettivamente 0.08atm e 0.1atm ($P.A._{\text{C}}=12$, $P.A._{\text{N}}=14$, $P.A._{\text{H}}=1$).

Applichiamo l'equazione:
$$d_{\text{mix}} = \frac{(PM_1 \cdot P_1) + (PM_2 \cdot P_2)}{R \cdot T}$$

$$T = 273 + 27 = 300\text{K}$$

$$PM_1 = 14 + 4 = 16$$

$$PM_2 = 14 + 14 = 28$$

$$d_{\text{mix}} = \frac{(16 \cdot 0.08) + (28 \cdot 0.1)}{0.082 \cdot 300} = 0.166\text{g/l}^{-1}$$

Esercizio 3

Una miscela di CH_4 e SO_2 alla temperatura di 27°C e 1atm occupa un volume di 2l . Dopo aver eliminato SO_2 , il CH_4 residuo occupa a 18°C e 1atm un volume di 1.4l . Calcolare le pressioni parziali dei due gas nella miscela.

Applichiamo l'equazione:
$$P_1 = x_1 \cdot P_{\text{tot}} = \frac{n_1 \cdot P_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}}}$$

$$n_{\text{tot}} = \frac{P_{\text{tot}} \cdot V_{\text{tot}}}{RT_1} = \frac{1\text{atm} \cdot 2\text{l} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}{0.082\text{l} \cdot \text{atm} \cdot 300\text{K}} = 8.13 \cdot 10^{-2} \text{mol}$$

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{P_{\text{CH}_4} \cdot V_{\text{CH}_4}}{RT_2} = \frac{1\text{atm} \cdot 1.4\text{l} \cdot \text{mol} \cdot \text{K}}{0.082\text{l} \cdot \text{atm} \cdot 291\text{K}} = 5.86 \cdot 10^{-2} \text{mol}$$

$$P_{\text{CH}_4} = \frac{n_{\text{CH}_4} \cdot P_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{5.86 \cdot 10^{-2} \text{mol} \cdot 1\text{atm}}{8.13 \cdot 10^{-2} \text{mol}} = 0.72\text{atm} \quad \text{e} \quad P_{\text{SO}_2} = 1 - 0.72 = 0.28\text{atm}$$

Una volta ottenute le moli totali, possiamo ricavare anche le moli di SO_2 e quindi anche la sua pressione parziale:

$$n_{\text{SO}_2} = n_{\text{tot}} - n_{\text{CH}_4} = 8.13 \cdot 10^{-2} - 5.86 \cdot 10^{-2} = 2.27 \cdot 10^{-2} \text{mol}$$

$$P_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2} \cdot P_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{2.27 \cdot 10^{-2} \text{mol} \cdot 1\text{atm}}{8.13 \cdot 10^{-2} \text{mol}} = 0.28\text{atm}$$

e, conseguentemente, anche la pressione parziale del metano:

$$P_{\text{CH}_4} = 1 - 0.28 = 0.72\text{atm}$$

Esercizio 4

Calcolare la densità dell'azoto a 37°C e 608mmHg ($P.A._{\text{N}}=14$).

Applichiamo l'equazione:
$$d = \frac{PM \cdot P}{R \cdot T}$$

$$T = 273 + 37 = 310\text{K}$$

$$P = 608/760 = 0.8\text{atm}$$

$$PM = 2 \cdot 14 = 28 \text{g/mol}$$

$$d = \frac{28 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0.8\text{atm}}{0.082\text{l} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \text{K}^{-1} \cdot 310\text{K}} = 0.88\text{g/l}$$

Esercizio 5

La densità di un certo gas è 1.8g/l . Nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, l'azoto ha una densità di 1.35g/l . Calcolare il PM del gas.

La densità e il peso molecolare sono direttamente proporzionali, infatti:

$$d_1 = \frac{P \cdot PM_1}{R \cdot T} \quad d_2 = \frac{P \cdot PM_2}{R \cdot T}$$

Quindi:
$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{P \cdot PM_1}{R \cdot T} \cdot \frac{R \cdot T}{P \cdot PM_2} = \frac{PM_1}{PM_2}$$

L'incognita è PM_1 :
$$PM_1 = \frac{d_1 \cdot PM_2}{d_2} = \frac{1.8 \cdot 28}{1.35} = 37.33$$

Esercizio 6

Calcolare in atm la pressione totale di una miscela gassosa composta da 7g di N_2 , 4g di O_2 , 17.7g di Cl_2 in un recipiente di 10l ed alla temperatura di 27°C . $[PM_{\text{N}_2}=28; PM_{\text{O}_2}=32; PM_{\text{Cl}_2}=71]$

Applichiamo la legge di stato dei gas:
$$P_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T}{V_{\text{tot}}}$$

Quindi, calcoliamo le moli totali:
$$n_{\text{tot}} = \frac{7}{28} + \frac{4}{32} + \frac{17.7}{71} = 0.624$$

$$P_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}} \cdot R \cdot T}{V_{\text{tot}}} = \frac{0.624 \text{mol} \cdot 0.082\text{l} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300\text{K}}{10\text{l}} = 1.536\text{atm}$$

Esercizio 7

Una mongolfiera sale perché la densità dell'aria calda all'interno del pallone è inferiore a quella dell'aria esterna.

A quale temperatura l'aria (peso molecolare medio = 28.8) alla pressione di 1 atm ha una densità di 1.169 g/l?

Ricordando che la densità è pari a:
$$d = \frac{P \cdot PM}{R \cdot T}$$

Quindi, ricaviamo la temperatura:

$$T = \frac{P \cdot PM}{R \cdot d} = \frac{1 \cdot 28.8}{0.082 \cdot 1.169} = 300.44 \text{ K}$$

Esercizio 8

Calcolare la densità dell'anidride carbonica (CO₂) in condizioni standard. (P.A._C=12; P.A._O=16)

Volume molare = V occupato da 1 mol di una sostanza in fase gassosa

$$V_m = 22.4 \text{ l} \quad \text{Volume molare in condizioni standard (P=1atm, T=273)}$$

Calcoliamo il PM dell'anidride carbonica: PM=12+2·16=44

Ricordando che: Massa molare = PM in grammi,

possiamo calcolare la densità:

$$d = \frac{g}{V} = \frac{\text{massa molare}}{\text{volume molare}} = \frac{44}{22.4} = 1.96 \text{ g/l}$$

Esercizio 9

Una miscela a 100°C e 0.8atm di pressione contiene 50% di He e 50% di Xe in peso. Calcolare le pressioni parziali dei due gas.

(P.A._{He}=4; P.A._{Xe}=131.29)

$$P_{\text{tot}} = P_{\text{He}} + P_{\text{Xe}} = 0.8 \text{ atm} \quad \text{ma } P_i = x_i \cdot P_{\text{tot}}$$

Quindi, dobbiamo ricavare le frazioni molari dei due gas dal numero di moli:

$$n_{\text{He}} = \frac{g}{PM} = \frac{50}{4} = 12.5 \quad n_{\text{Xe}} = \frac{g}{PM} = \frac{50}{131.29} = 0.38$$

$$n_{\text{tot}} = n_{\text{He}} + n_{\text{Xe}} = 12.5 + 0.38 = 12.88$$

$$x_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{12.5}{12.88} = 0.97 \quad x_{\text{Xe}} = \frac{n_{\text{Xe}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{0.38}{12.88} = 0.03$$

$$P_{\text{He}} = 0.97 \cdot 0.8 = 0.776$$

$$P_{\text{Xe}} = 0.03 \cdot 0.8 = 0.024$$

Esercizio per casa 1

La densità dell'ossigeno è 1.43g/l in condizioni standard. Qual è la sua densità a 20°C e 1.5atm?

Se definiamo d_1 la densità nelle condizioni standard (P = 1atm; T =273K) e d_2 la densità incognita a P =1.5atm e T =293K, allora applichiamo:

$$d_1 = \frac{P_1 \cdot PM}{R \cdot T_1} \quad d_2 = \frac{P_2 \cdot PM}{R \cdot T_2} = \frac{1.5 \cdot 32}{0.082 \cdot 293} = 1.998 \text{ g/l}$$

Oppure, nel caso in cui non avessimo a disposizione la tavola periodica:

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{P_1 \cdot PM}{R \cdot T_1} \cdot \frac{R \cdot T_2}{P_2 \cdot PM} = \frac{P_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} \quad d_2 = \frac{T_1 \cdot P_2 \cdot d_1}{P_1 \cdot T_2} = \frac{273 \cdot 1.5 \cdot 1.43}{1 \cdot 293} = 1.998 \text{ g/l}$$

La densità è direttamente proporzionale alla pressione e inversamente proporzionale alla temperatura.

Esercizio per casa 2

In un recipiente vuoto del volume di 8l vengono introdotti, alla temperatura di 27°C, 4l di N₂ e 1l di O₂, misurati in condizioni standard (P=1atm e T=273K). Calcolare le pressioni parziali dei due gas nel recipiente.

Trasformazione fisica da uno stato 1 (P₁=1atm; T₁= 273K e V₁= 4 + 1 = 5l)
ad uno stato 2 (P₂= ?atm; T₂= 300K e V₂= 8l)

Quindi applichiamo:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot V_2} = \frac{1 \cdot 5 \cdot 300}{273 \cdot 8} = 0.687 \text{ atm}$$

P₂, in questo caso, corrisponde a P_{tot} della miscela

$$n_{\text{tot}} = \frac{P_2 V_2}{RT_2} = \frac{0.687 \cdot 8}{0.082 \cdot 300} = 0.223 \quad n_{\text{N}_2} = \frac{P V_1}{RT_1} = \frac{1 \cdot 4}{0.082 \cdot 273} = 0.178$$

$$n_{\text{O}_2} = n_{\text{tot}} - n_{\text{N}_2} = 0.045$$

A questo punto possiamo calcolare le frazioni molari dei due gas nella miscela:

$$x_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{tot}}} = \frac{0.045}{0.223} = 0.2 \quad \Rightarrow \quad x_{\text{N}_2} = 1 - 0.2 = 0.8$$

$$P_{\text{O}_2} = x_{\text{O}_2} P_{\text{tot}} = 0.2 \cdot 0.687 = 0.137 \text{ atm} \quad \text{e} \quad P_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} P_{\text{tot}} = 0.8 \cdot 0.687 = 0.55 \text{ atm}$$

Alternativamente ...

la legge di Avogadro dice: volumi di gas nelle stesse condizioni di T e P sono proporzionali a n.

Quindi dal rapporto tra i volumi di ciascun gas e il volume totale (tutto prima del mescolamento), si ottengono le rispettive frazioni molari:

$$x_{\text{O}_2} = 1/5 = 0.2 \quad \Rightarrow \quad P_{\text{O}_2} = x_{\text{O}_2} P_{\text{tot}} = 0.2 \cdot 0.687 = 0.137 \text{ atm}$$

$$x_{\text{N}_2} = 4/5 = 0.8 \quad \Rightarrow \quad P_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} P_{\text{tot}} = 0.8 \cdot 0.687 = 0.55 \text{ atm}$$