

## Exercice 1. Autour des gaz parfaits

Pour simuler l'atmosphère d'une planète, un mélange de gaz est utilisé : il est constitué de 320 mg de méthane  $\text{CH}_4$  ( $M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ ), 175 mg d'argon Ar ( $M_{\text{Ar}} = 40 \text{ g.mol}^{-1}$ ) et 225 mg de diazote ( $M_{\text{N}_2} = 28 \text{ g.mol}^{-1}$ ). La pression partielle du diazote est 15,2 kPa à 300 K.

Calculer le volume du mélange, la pression totale ainsi que la densité du mélange.

Nous assimilerons tous les gaz à des gaz parfaits.

Calculons les différentes quantités de matière :

- Quantité de matière de méthane :  $n_{\text{CH}_4} = 0,320/16 = 0,02 \text{ mol}$
- Quantité de matière d'argon :  $n_{\text{Ar}} = 0,175/40 = 4,375 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- Quantité de matière de diazote :  $n_{\text{N}_2} = 0,225/28 = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- Quantité de matière gazeuse totale :  $n_{\text{Tot,gaz}} = 3,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

La pression partielle du diazote s'écrit :  $P_{\text{N}_2} = (n_{\text{N}_2}/n_{\text{Tot,gaz}}) \cdot P$  P étant la pression totale :

$$A.N : 15,2 \cdot 10^3 = (8,04 \cdot 10^{-3} / 3,24 \cdot 10^{-2}) \cdot P \quad \quad \quad P = 6,125 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 61,25 \text{ kPa}$$

Pour calculer le volume, utilisons l'équation d'état des gaz parfaits :

- Appliquée à la quantité de matière gazeuse totale :

$$P \cdot V = n_{\text{Tot,gaz}} RT \quad 61,25 \cdot 10^3 \times V = 3,24 \cdot 10^{-2} \times 8,314 \times 300$$

$$V = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 1,32 \text{ L}$$

- Ou bien appliquée à la quantité de matière de diazote :

$$P_{\text{N}_2} \cdot V = n_{\text{N}_2} RT \quad 15,2 \cdot 10^3 \times V = 8,04 \cdot 10^{-3} \times 8,314 \times 300 =$$

$$V = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 1,32 \text{ L}$$

On trouve bien évidemment le même résultat !

### A propos de la densité :

Le volume est égal à  $V = 1,32 \text{ L}$

La masse du mélange gazeux est  $m = 0,320 + 0,175 + 0,225 = 0,72 \text{ g}$ .

Alors la masse volumique du mélange gazeux est  $\rho = 0,72/1,32 = 0,55 \text{ g.L}^{-1}$

Et la masse volumique de l'air à 300 K est égale à : 1,161 (Handbook of Chemistry) sous la pression  $p = 1 \text{ bar}$ .

$$d = 0,55/1,161 = 0,473$$

«  $M = 29.d$  » conduit à :  $M = 0,72/3,24 \cdot 10^{-2} = 22,2 \text{ g.mol}^{-1}$

Et donc :  **$d = 0,76$**

*L'écart est notable, parce que la masse volumique de l'air est trop surestimée ici, à la pression qui est celle de l'exercice, à savoir 61,3 kPa.*

Reprenons le calcul : sous cette pression  $p=61\ 300$ , à  $300\ \text{K}$  et dans ce volume, la quantité de matière d'air est :  $n(\text{air}) = 0,0324 \text{ mol}$  (on remarque que l'on retrouve la quantité de matière de gaz calculée pour le mélange, ce qui est normal car tous les gaz sont supposés parfaits). Ce qui représente une masse  $m(\text{air})$  qui est égale à  $0,94 \text{ g}$  (en prenant la masse molaire de l'air égale à  $29 \text{ g.mol}^{-1}$ ).

Et la masse volumique de l'air est donc :  $\rho(\text{air}) = 0,94/1,32 = \mathbf{0,71 \text{ g.L}^{-1}}$ .

D'où la densité du mélange gazeux :  $d = 0,55 / 0,71 = \mathbf{0,77}$

**On retrouve bien cette fois la valeur voisine de  $d = 0,76$ .**

gaz	masse/g	M/g.mol <sup>-1</sup>	n/mol	Pression partielle/Pa	Volume/m <sup>3</sup>	Volume/L
méthane	0,32	16	0,0200	37831	0,00132	1,32
argon	0,175	40	0,0044	8276	0,00132	1,32
diazote	0,225	28	0,0080	15200	0,00132	1,32
masse			Ptot/Pa	61307		
totale			Ptot/bar	0,613		