

## Exercices à traiter en ligne

### Exercice 1.

1. Calcul de la valeur de la constante des gaz parfaits R en :

• En  $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$  :

L'équation d'état d'un gaz parfait est :  $PV = nRT \Rightarrow R = \frac{PV}{nT}$

On a :  $P = 1 \text{ atm}$  et  $T = 0^\circ C$  : conditions normales de T et de P.

$$P = 1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1,013 \times 10^5 \times V}{1 \times 273}, \quad V = ?$$

Dans les conditions normales de température et de pression, une mole de gaz occupe  $22,4 \text{ l} \Rightarrow V = 22,4 \text{ l}$

$$\text{Pression} = \frac{F}{S} = \left[ \frac{N}{m^2} \right] = \text{Pa} \quad \dots \textcircled{1}$$

$$\text{Travail} = W = F \cdot l = [N \cdot m] = J \quad \dots \textcircled{2}$$

$$\textcircled{1} \Leftrightarrow [Pa] = \left[ \frac{N}{m^2} \right] = \left[ \frac{N \cdot m}{m^2 \cdot m} \right] = \left[ \frac{J}{m^3} \right]$$

Donc pour calculer R en  $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$ , il faudra prendre la pression en Pa et le volume en  $m^3$ .

$$R = \frac{1,013 \times 10^5 \times 22,4}{1 \times 273} = \underline{\underline{8,31 \text{ J} \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}}}$$

• En  $P \cdot atm \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$  :

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \times 22,4}{1 \times 273} = \underline{\underline{0,082 \text{ l} \cdot atm \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}}}$$

• En  $cal \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$  :

$$\text{On a : } \left. \begin{array}{l} 1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J} \\ x \text{ cal} = 8,31 \text{ J} \end{array} \right\} \underline{\underline{R = 1,99 \text{ cal} \approx 2 \text{ cal} \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}}}$$

2. Calcul de la valeur du volume molaire :

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{8,31 \times 1 \times 273}{101300} \Rightarrow V = 22,4 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$\boxed{V = 22,4 \text{ l}}$$

## Exercice 2:

1. Les unités de a et b dans le système international:

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V-b) = RT$$

Pour que la formule soit homogène, il faut que a soit homogène à  $PV^2$  et b à V d'où:

$$[a] = \text{J} \cdot \text{m}^3 ; [b] = \text{m}^3$$

2. Ecrire l'équation de Van der Waals dans le cas de n moles:

Soient  $P'$  et  $V'$  les grandeurs pour une mole. Si l'on accole n systèmes de une mole, on obtient un système à n moles de grandeurs  $V = nV'$  ( $V$  est une variable extensive) et  $P = P'$  ( $P$  est une variable intensive). La relation pour une mole étant:

$$\left(P' + \frac{a}{V'^2}\right)(V'-b) = RT, \text{ on obtient pour le système à n moles:}$$

$$\left[\left(P + \frac{a}{\left(\frac{V}{n}\right)^2}\right)\left(\left(\frac{V}{n}\right) - b\right)\right] = RT$$

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

L'équation de Van der Waals pour n moles est donc:

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

### Exercice 3:

Calcul de la masse volumique du gaz:

La masse volumique d'un gaz s'écrit:  $\rho = \frac{m}{V}$

Dans les conditions normales de température et de pression ( $0^\circ\text{C}$ ,  $1\text{atm}$ ), 1 mole de gaz occupe  $22,4\text{L}$ .

Dans les conditions indiquées dans l'exercice, c'est-à-dire  $T = 25^\circ\text{C}$  et  $P = 1,8 \times 10^5 \text{Pa}$ , le volume molaire vaudrait:

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \times 8,31 \times 298}{1,8 \times 10^5} = 0,0138 \text{m}^3 = 13,8 \text{L}$$

Puisqu'on parle de volume molaire donc  $n = 1 \text{mol}$  et  $m_{\text{gaz}} = M_{\text{gaz}}$

$$\rho = \frac{M}{V} = \frac{44}{13,8} \Rightarrow \boxed{\rho = 3,2 \text{g L}^{-1} = 3,2 \text{Kg} \cdot \text{m}^{-3}}$$

### Exercice 4:

Air sec	$\text{N}_2$	78%	en volume
	$\text{O}_2$	21%	" "
	Ar	0,94%	" "
	$\text{CO}_2$	0,03%	" "
	$\text{H}_2$	0,01%	" "
	Ne	0,0012%	" "
	He	0,0004%	" "

Calcul des masses d' $\text{O}_2$  et de  $\text{CO}_2$  contenues dans 1L d'air à  $300\text{K}$ .

Le pourcentage volumique d'un gaz à pression et à température constantes est égal au pourcentage molaire:

$$PV_i = n_i RT \quad \text{et} \quad PV_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} RT$$
$$\Rightarrow \frac{V_i}{V_{\text{tot}}} = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} \Rightarrow n_i = \frac{V_i}{V_{\text{tot}}} n_{\text{tot}} \quad \text{avec} \quad n_{\text{tot}} = \sum n_i$$

$$\text{Pour } \text{O}_2: \quad n_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_{\text{tot}}} \times n_{\text{tot}} = \left( \frac{V_{\text{O}_2}}{V_{\text{tot}}} \right) \left( \frac{PV_{\text{tot}}}{RT} \right) = \left( \frac{21}{100} \right) \left( \frac{1 \times 1}{0,082 \times 300} \right) = 8,5 \times 10^{-3} \text{mol}$$

$$m_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} M_{\text{O}_2} = 8,5 \times 10^{-3} \times 32 \Rightarrow \boxed{m_{\text{O}_2} = 0,27 \text{g}}$$

$$\text{Pour le } \text{CO}_2: n_{\text{CO}_2} = \left( \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{tot}}} \right) n_{\text{tot}} = \left( \frac{V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{tot}}} \right) \left( \frac{P V_{\text{tot}}}{RT} \right) = \left( \frac{0,03}{100} \right) \left( \frac{1 \times 1}{0,082 \times 300} \right)$$

$$n_{\text{CO}_2} = 1,22 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot M_{\text{CO}_2} = 1,22 \times 10^{-5} \times 44 \Rightarrow m_{\text{CO}_2} = 5,36 \times 10^{-4} \text{ g}$$

### Exercice 5:

#### 1. Calcul des fractions molaires de chaque constituant:

$$\text{Mélange} \begin{cases} 0,2 \text{ g de } \text{H}_2 \\ 0,21 \text{ g de } \text{N}_2 \\ 0,51 \text{ g de } \text{NH}_3 \end{cases}$$

$$P = 1 \text{ atm}, T = 300 \text{ K}$$

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

$$\text{donc } x_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{NH}_3}}$$

Calculons  $n_{\text{H}_2}$ ,  $n_{\text{N}_2}$  et  $n_{\text{NH}_3}$ :

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{0,2}{2} = 0,1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} = \frac{0,21}{28} = 0,0075 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{0,51}{17} = 0,03 \text{ mol}$$

$$n_{\text{tot}} = \sum n_i = 0,1375 \text{ mol}$$

$$\text{De ce fait: } x_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{NH}_3}} = \frac{0,1}{0,1375} = 0,727$$

$$x_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{NH}_3}} = \frac{0,0075}{0,1375} = 0,055$$

$$x_{\text{NH}_3} = \frac{n_{\text{NH}_3}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{NH}_3}} = \frac{0,03}{0,1375} = 0,218$$

#### 2. Calcul des pressions partielles:

$$P_i = x_i P_{\text{tot}}$$

$$P_{\text{H}_2} = x_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{tot}} = 0,727 \times 1 \Rightarrow$$

$$P_{\text{H}_2} = 0,727 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = x_{N_2} \cdot P_{tot} = 0,055 \times 1 \Rightarrow \boxed{P_{N_2} = 0,055 \text{ atm}}$$

$$P_{NH_3} = x_{NH_3} \cdot P_{tot} = 0,218 \times 1 \Rightarrow \boxed{P_{NH_3} = 0,218 \text{ atm}}$$

3. Calcul du volume total:

$$P V_{tot} = n_{tot} R T \Rightarrow V_{tot} = \frac{n_{tot} R T}{P} = \frac{0,1335 \times 0,082 \times 300}{1}$$

$$\boxed{V_{tot} = 3,38 \text{ L}}$$

Exercice 6:

$$m_{Ne} = 8,08 \text{ g} + m_{Cl_2} = 7,10 \text{ g}$$

$$V_{tot} = 10 \text{ L}, T = 300 \text{ K}$$

1. Calcul de  $n_{Ne}$  et  $n_{Cl_2}$ :

$$n_{Ne} = \frac{m_{Ne}}{M_{Ne}} = \frac{8,08}{20,2} \Rightarrow \boxed{n_{Ne} = 0,4 \text{ mol}}$$

$$n_{Cl_2} = \frac{m_{Cl_2}}{M_{Cl_2}} = \frac{7,1}{71} \Rightarrow \boxed{n_{Cl_2} = 0,1 \text{ mol}}$$

De ce fait, la quantité de matière totale est:  $n_{tot} = n_{Ne} + n_{Cl_2} = 0,5 \text{ mol}$

2. Calcul de la fraction molaire de Ne et de  $Cl_2$ :

$$x_{Ne} = \frac{n_{Ne}}{n_{tot}} = \frac{0,4}{0,5} \Rightarrow \boxed{x_{Ne} = 0,8}$$

$$x_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2}}{n_{tot}} = \frac{0,1}{0,5} \Rightarrow \boxed{x_{Cl_2} = 0,2}$$

$$\sum x_i = 1 \Rightarrow x_{Ne} + x_{Cl_2} = 1 \quad \checkmark$$

3. Calcul de la masse totale du mélange:

$$m_{tot} = m_{Ne} + m_{Cl_2} = 8,08 + 7,1 \Rightarrow \boxed{m_{tot} = 15,18 \text{ g}}$$

4. Calcul de la masse molaire du mélange:

$$\bullet M_{mélange} = \frac{m_{tot}}{n_{tot}} = \frac{15,18}{0,5} \Rightarrow \boxed{M_{mélange} = 30,36 \text{ g/mol}}$$

$$\bullet M_{mélange} = \sum M_i \cdot x_i = x_{Ne} M_{Ne} + x_{Cl_2} M_{Cl_2} = 0,8(20,2) + 0,2(71)$$

$$\boxed{M_{mélange} = 30,36 \text{ g/mol}}$$

5. Calcul la masse volumique du mélange:

$$\rho_{\text{mél}} = \frac{m_{\text{mél}}}{V_{\text{mél}}} = \frac{15,18}{10} \Rightarrow \rho_{\text{mélange}} = 1,518 \text{ g/l}$$

$$d = \frac{\rho_{\text{mélange}}}{\rho_{\text{air}}}$$

$$\rho_{\text{mélange}} = 1,518 \text{ g/l à } 300\text{K} \quad \text{Or } \rho_{\text{air}} = 1,293 \text{ g/l à } 273\text{K}$$

donc  $\rho_{\text{mélange}}$  à 273 ???

En utilisant la loi des gaz parfaits:  $P_{\text{mél}} V_{\text{mél}} = n_{\text{mél}} RT$

$$\Rightarrow P_{\text{mél}} V_{\text{mél}} = \frac{m}{M} RT \Rightarrow P_{\text{mél}} = \frac{\rho}{M} RT$$

$$\Rightarrow \rho_{273\text{K}} = \frac{PM}{RT} = \frac{1 \times 30,36}{0,082 \times 273} \Rightarrow \rho_{(1\text{atm}, 273\text{K})_{\text{mélange}}} = 1,356 \text{ g/l}$$

$$d_{\text{mél}} = \frac{1,356}{1,293} \Rightarrow \boxed{d_{\text{mélange}} = 1,04}$$

$$\text{Ou bien: } d = \frac{M_{\text{mél}}}{29} = \frac{30,36}{29} = \underline{1,04}$$

6. Calcul de la pression totale:

$$P_{\text{tot}} V_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} RT \Rightarrow P_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}} RT}{V_{\text{tot}}} = \frac{95 \times 0,082 \times 300}{10}$$

$$\Rightarrow \boxed{P_{\text{tot}} = 1,23 \text{ atm}}$$

7. Déduction des pressions partielles de chaque gaz:

$$P_{\text{Ne}} = x_{\text{Ne}} P_{\text{tot}} = 0,8 \times 1,23 \Rightarrow \boxed{P_{\text{Ne}} = 0,984 \text{ atm}}$$

$$P_{\text{O}_2} = x_{\text{O}_2} P_{\text{tot}} = 0,2 \times 1,23 \Rightarrow \boxed{P_{\text{O}_2} = 0,246 \text{ atm}}$$

• Vérification de la loi de Dalton:

$$\sum P_i = P_{\text{tot}} \Rightarrow P_{\text{Ne}} + P_{\text{O}_2} = 0,984 + 0,246 = 1,23 \text{ atm} = P_{\text{tot}}$$

Donc la loi de Dalton est vérifiée.