

## Série N°1 de Chimie 2

### Exercices à traiter en ligne :

#### Exercice 01 :

Pour une mole de gaz parfait dans les conditions normales de pression et de température, calculer la constante des gaz parfaits R en :

- J. K<sup>-1</sup>. mol<sup>-1</sup>
- L.atm.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>
- Cal. K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>

Calculer numériquement la valeur du volume molaire d'un gaz parfait à une pression de 1 bar et une température de 0 °C. On donne 1 bar = 10<sup>5</sup> Pa.

#### Exercice 02 :

Un gaz obéit à l'équation de Va Der Waals qui s'écrit pour une mole :

$$\left(P + \frac{A}{V^2}\right) (V-b) = RT \quad \text{a et b : constantes positives}$$

1. Dans le système international, quelles sont les unités de a et b ?
2. Ecrire l'équation de Van der Waals dans le cas de n moles.

#### Exercice 03 :

Un gaz dont la masse molaire est de 44 g.mol<sup>-1</sup> se trouve à 25 °C sous une pression de 1,8×10<sup>5</sup> Pa. Quelle est, dans ces conditions, la valeur de sa masse volumique ?

#### Exercice 04 :

L'air sec est un mélange gazeux qui contient des impuretés variables selon le lieu et le prélèvement. Les pourcentages en volume des constituants toujours présents sont : N<sub>2</sub> (78 %), O<sub>2</sub> (21 %), Ar (0,94 %), CO<sub>2</sub> (0,03 %), H<sub>2</sub> (0,01 %), Ne (0,0012 %) et He (0,0004 %).

Calculer les masses d'O<sub>2</sub> et de CO<sub>2</sub> contenues dans un litre d'air sec à 300 K sous une atmosphère, d'après les pourcentages indiqués ci-dessus, en supposant que les gaz sont parfaits.

#### Exercice 05 :

Un mélange de gaz est constitué de 0,2 g de H<sub>2</sub> ; 0,21 g de N<sub>2</sub> et 0,51 g de NH<sub>3</sub> sous la pression d'une atmosphère et à une température de 27 °C. Calculer :

1. Les fractions molaires.
2. La pression partielle de chaque gaz.
3. Le volume total.

**Exercice 06 :**

Un mélange gazeux de 8,08 g de néon Ne et de 7,10 g de dichlore Cl<sub>2</sub> est enfermé dans un récipient de volume 10 l et porté à une température de 300 K.

1. Calculer les quantités de matière de chaque constituant, ainsi que la quantité de matière totale.
2. En déduire la fraction molaire du néon et du dichlore.
3. Quelle est la masse totale du mélange.
4. Calculer de deux différentes manières la masse molaire du mélange.
5. Calculer la masse volumique de ce mélange, ainsi que sa densité par rapport à l'air.
6. Calculer la pression totale du mélange gazeux dans le récipient.
7. En déduire les pressions partielles de chaque gaz. Vérifier la loi de Dalton.

**Données :** Masses molaires des éléments en g.mol<sup>-1</sup> :M(H)= 1, M(C)= 12, M(O)= 16, M(N)= 14, M(Ne)= 20,2, M(Cl)= 35,5

Masse volumique de l'air (0°C, 1atm)= 1,293 g.l<sup>-1</sup>

## 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  $22,4 \text{ l} \Rightarrow V = 22,4 \text{ l}$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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:

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

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:

$$PV_i = n_i RT \quad \text{et} \quad PV_{\text{tot}} = n_{\text{tot}} RT$$

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

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

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



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:

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

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

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

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  $n_{\text{NH}_3}$ :

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

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

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

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{H}_2} = 0,1 \text{ mol} \\ n_{\text{N}_2} = 0,0075 \text{ mol} \\ n_{\text{NH}_3} = 0,03 \text{ mol} \end{array} \right\} n_{\text{tot}} = \sum n_i = 0,1375 \text{ mol}$$

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:

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

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

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:

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

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

$\rho_{\text{mélange}} = 1,518 \text{ g/l à } 300\text{K}$  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:  $P_{\text{mél}} V_{\text{mél}} = n_{\text{mél}} RT$

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

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

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

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.