

### **Corrigé de la série de TD N°1 de Chimie 2 (LMD)**

#### **Exercice 1**

**I - les systèmes suivants sont-ils fermés, ouvert ou isolés ?**

- La matière solide d'une bougie allumée
- Une bouteille thermos fermée contenant du café
- Circuit de refroidissement d'un réfrigérateur
- Moteur de voiture
- L'eau liquide qui bout dans une casserole
- L'air contenu dans une chambre à air étanche

**II - les variables suivantes sont elles intensives ou extensives ?**

Pression, température, volume, nombre de moles, masse molaire, fraction molaire, la masse volumique.

#### **Corrigé**

I-

Système fermé	Système ouvert	Système isolé
-Circuit de refroidissement d'un réfrigérateur -L'air contenu dans une chambre à air étanche	-La matière solide d'une bougie allumée -Moteur de voiture -L'eau liquide qui bout dans une casserole	-Une bouteille thermos fermée contenant du café

II-

Variables intensives	Variables extensives
<i>intensive =extensive/extensive</i> Pression, température, masse molaire, fraction molaire La masse volumique	Volume Nombre de moles

#### **Exercice 2**

- a) Donner l'équation d'état des gaz parfaits
- b) Soit une mole de gaz dans les conditions normales de température et de pression (CNTP), calculer la constante des gaz parfaits R. Donner le résultat en : 1 atm / mol K, J / mol K, 1 mmHg / mol K et en cal / mol K
- c) Calculer le volume occupé par 2 mol d'air à 25 °C sous une pression de 1 atm.

#### **Corrigé :**

- a) L'équation des gaz parfait  $PV = n RT$
- b) Une mole de gaz, dans les conditions normales de température et de pression ( $T = 0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$  et  $P = 1\text{ atm}$ ) occupe un volume molaire  $V = 22.4\text{ litres}$ .  
Pour  $n=1\text{ mol}$

$$R = PV/T$$

Selon les unités utilisées on trouve :

$$P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}, T = 273 \text{ K et } V = 22.4 \cdot 10^{-3} \rightarrow R = 8,31 \text{ J/mol K}$$

$$P = 1 \text{ atm}, T = 273 \text{ K et } V = 22.4 \text{ litres} \rightarrow R = 0,082 \text{ l atm /mol K}$$

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J} \rightarrow R = 1,98 \text{ cal /mol K}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 780 \text{ Torr} \rightarrow R = 62,32 \text{ l mmHg /mol k}$$

c) Le volume occupé par l'air est :  $V = \frac{n RT}{P}$

Avec  $n = 2 \text{ mol}$ ,  $T(K) = 25 + 273 = 298 \text{ K}$ ,  $P = 1 \text{ atm}$  et  $R = 0,082 \text{ l atm /mol K}$

$$V = 48,872 \text{ l}$$

### Exercices 3

Une bouteille d'un volume de 25 litres, contient du dioxygène sous une pression de 125 atm, et une température égale à 20°C.

- Calculer la masse du dioxygène sous les CNTP.
- Quelle serait sa pression en plein soleil, si sa température prend la valeur de 60°C ?

On donne :  $M(O_2) = 16 \text{ g/mol}$

Corrigé :

a)  $PV = nRT \rightarrow n = PV/RT = 125 \cdot 25 / 0,0821 (273+20) = 130 \text{ mol.}$   
 $n = m/M \rightarrow m = n \cdot M = 1.29 \cdot 10^2 \cdot (16 \cdot 2) = 4128 \text{ g} = 4,162 \text{ Kg}$

- b) Sa pression en plein soleil, donc  $T = 60 + 273 = 333 \text{ K}$

$$P = \frac{n RT}{V} = \frac{1,30 \cdot 10^2 \cdot 0,082 \cdot 333}{25} = 142 \text{ atm}$$

### Exercice 4

On a étudié la compressibilité de l'oxygène à basse pression et à 0°C.

Les résultats des mesures sont réunis dans le tableau ci-dessous

P(atm)	V(l.g <sup>-1</sup> )
1.000	0.69981
0.750	0.93328
0.500	1.40027
0.250	2.80120

Déterminer si l'oxygène se comporte d'après la loi de Boyle-Mariotte dans les conditions indiquées.

Corrigé :

Selon la loi de Boyle Mariotte, à température constante, le produit de la pression et du volume reste constant :  $P \times V = \text{constante}$  ;  $p_1 V_1 = P_2 V_2 = \text{cst}$

Et donc le volume d'une quantité définie de gaz V est inversement proportionnel à sa pression :  $P = \frac{\text{cst}}{V}$

Il en ressort qu'à température constante, le produit du volume et de la pression du gaz P.V, ne dépende pas de la pression

P (atm)	V(l.g <sup>-1</sup> )	P.V
1.000	0.69981	0.69981
0.750	0.93328	0.69996
0.500	1.40027	0.700135
0.250	2.80120	0.700300

Les résultats obtenus montrent que le produit P.V reste pratiquement constant

### Exercice 5

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** : M<sub>Ne</sub>= 20.2g/mol ; M<sub>Cl<sub>2</sub></sub>=35.5g/mol ; ρ<sub>air</sub> =1,293 g/l en C.N.T.P.

**Corrigé :**

1) Calcul des quantités de matière de chaque constituant :

$$n_{\text{Ne}} = \frac{m_{\text{Ne}}}{M_{\text{Ne}}} = \frac{8.08}{20.2} = 0.40 \text{ mol} ; n_{\text{Cl}_2} = \frac{m_{\text{Cl}_2}}{M_{\text{Cl}_2}} = \frac{7.10}{35.5} = 0.1 \text{ mol}$$

$$n_{\text{tot}} = n_{\text{Ne}} + n_{\text{Cl}_2} = 0.4 + 0.1 = 0.5 \text{ mol}$$

$$2) \text{ Les fractions molaire : } x_{\text{Ne}} = \frac{n_{\text{Ne}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{0.4}{0.5} = 0.8 ; x_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{tot}}} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2$$

3) Calcul de la masse total du mélange :

$$m_{\text{tot}} = m_{\text{Ne}} + m_{\text{Cl}_2} = 8.08 + 7.10 = 15.18 \text{ g}$$

4) La masse molaire du mélange :  $M_{\text{mélange}} = \sum x_i M_i = x_{\text{Ne}} \cdot M_{\text{Ne}} + x_{\text{Cl}_2} \cdot M_{\text{Cl}_2} = 30.36 \text{ g/mol}$

$$\text{Ou : } M_{\text{mélange}} = \frac{m_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{15.18}{0.5} = 30.36 \text{ g/mol}$$

5) Calcul de la masse volumique du mélange :

$$\rho_{\text{mel}} = \frac{m_{\text{mel}}}{V_{\text{mel}}} = \frac{15.18}{10} = 1.518 \text{ g/l}$$

$d = \frac{\rho_{\text{mélange}}}{\rho_{\text{AIR}}}$ , sachant que  $\rho_{\text{mélange}} = 1.518 \text{ g/l à } 300^\circ\text{K}$  et  $\rho_{\text{AIR}} = 1.293 \text{ g/l à } T=273\text{K}$

On détermine donc  $\rho_{\text{mélange}}$  à T= 273K à partir de la loi des gaz parfait :

P dans les CNTP= 1atm

$$P_{mel} \cdot V = n_{mel} \cdot RT \rightarrow P_{mel} = \frac{m_{mel}}{M_{mel} \cdot V}, RT = \frac{\rho_{mel}}{M_{mel}} \cdot RT \rightarrow \rho_{mel}(1atm, 273K) = \frac{P_{mel} \cdot M_{mel}}{RT} =$$

$$\frac{1 \cdot 30.36}{0.082 \cdot 273} = 1.356 \text{ g/l}$$

$$d = \frac{\rho_{melange}}{\rho_{AIR}} = \frac{1.356}{1.293} = 1.048$$

$$\text{ou bien : } d = \frac{M_{mel}}{M_{air}} = \frac{30.36}{29} = 1.046$$

### 6) Calcul de la pression totale du mélange gazeux

$$P_{tot} \cdot V = n_{tot} \cdot RT \rightarrow P_{tot} = \frac{n_{tot} \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0.5 \cdot 0.082 \cdot 300}{10} = 1.23 \text{ atm}$$

### 7) Déduction des pressions partielles de chaque gaz:

$$P_i = x_i \cdot P_{tot}, P_{Ne} = 0.984 \text{ atm}, P_{Cl2} = 0.246 \text{ atm}$$

$$\sum P_i = P_{tot} \rightarrow P_{Ne} + P_{Cl2} = 0.984 + 0.246 = 1.23 \text{ atm} = P_{tot} \text{ (La loi de Dalton est vérifiée)}$$

### Exercices supplémentaires :

#### Exercice 1 :

Soit une masse de 80g de mélange gazeux d'azote et de méthane (supposé parfait), formée de 31,14% en poids d'azote et occupant un volume de 0,995 litres à 150°C.

1. Calculer la pression totale du mélange gazeux.
2. Calculer les pressions partielles de chacun des gaz.

**Données :** M(N)= 14g/mol ; M(C)=12g/mol ; M(H)= 1g/mol ; R=0.082 l.atm.mol<sup>-1</sup>K<sup>-1</sup>

#### Corrigé :

1. Pour un mélange gazeux :  $P_t \cdot V = n_t \cdot R \cdot T \rightarrow P_t = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V}$

$$\text{Calcul de } n_t : n_t = n_{N2} + n_{CH4}$$

Dans une masse de 80g du mélange, nous avons 31,14% en poids d'azote ce qui correspond à 24,912 g de N<sub>2</sub> et (80- 24,912)g de CH<sub>4</sub>

$$\%(\text{massique})_{N2} = \frac{m_{N2}}{m_t} * 100 = 24,91\%$$

$$m_{CH4} = m_t - m_{N2} = 55,088 \text{ g}$$

$$\text{Avec : } n_{N2} = 0,88 \text{ mol ; } n_{CH4} = 3,44 \text{ mol} \rightarrow n_t = 4,32 \text{ mol}$$

$$\text{Et } P_t = 150,64 \text{ atm}$$

#### 2. Les pressions partielles :

$$P_i = x_i \cdot P_{tot} \rightarrow P_{N2} = \frac{n_{N2} \cdot P_{tot}}{n_{tot}} = 30,68 \text{ atm; } P_{CH4} = 120 \text{ atm.}$$