

**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.

**Exercice 2**

- Donner l'équation d'état des gaz parfait
- 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 :  $\text{l atm} / \text{mol K}$  ;  $\text{J} / \text{mol K}$ ,  $\text{l mmHg} / \text{mol K}$  et en  $\text{cal} / \text{mol K}$
- Calculer le volume occupé par 2 mol d'air à  $25^\circ\text{C}$  sous une pression de 1 atm.

**Exercices 3**

Une bouteille d'un volume de 25 litres, contient du dioxygène sous une pression de 125 atm, et une température égale à  $20^\circ\text{C}$ .

- Calculer la masse du dioxygène sous les CNTP.
- Quelle serait sa pression en plein soleil, si sa température prend la valeur de  $60^\circ\text{C}$  ?

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

**Exercice 4 :**

On a étudié la compressibilité de l'oxygène à basse pression et à  $0^\circ\text{C}$ .

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

$P(\text{atm})$	$V(\text{l.g}^{-1})$
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.

**Exercice 5 :**

Un mélange gazeux de 8,08 g de néon Ne et de 7,10 g de dichlore  $\text{Cl}_2$  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 en utilisant deux méthodes 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** :  $M_{\text{Ne}} = 20.2 \text{ g/mol}$  ;  $M_{\text{Cl}} = 35.5 \text{ g/mol}$  ;  $\rho_{\text{air}} = 1,293 \text{ g/l}$  en C.N.T.P.

### **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** :  $M(\text{N}) = 14 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$  ;  $R = 0.082 \text{ l.atm.mol}^{-1} \text{K}^{-1}$ .