

Série N°1 de Chimie 2

Exercice 1:

- A la surface de Vénus, la pression atmosphérique est de 75 atm. Transformer cette pression en torrs et en bars.
- La pression atmosphérique qui règne dans la ville de Mexico avoisine 580 mmHg. Convertir cette pression en atmosphères et en millibars.
- Une bonbonne contient du dioxyde de carbone sous une pression de 5,2 atm. Quelle est la valeur de cette pression en Pa et kPa
- Un échantillon d'azote accuse une pression de 920 torrs. Convertir cette pression en Pa et en atm.

Exercice 2:

- Déterminer pour une mole d'un gaz supposé parfait la valeur de la constante des gaz parfaits (R) dans les conditions normales de température et de pression (T= 0°C , P= 1atm) en (l.atm.mol⁻¹ K⁻¹) et dans le système international (J.mol⁻¹. K⁻¹).
- Quel est le volume, en litres, occupé par 4 mol de méthane (CH₄) à une température de 18°C et une pression de 1,4 atm?

Exercice 3 :

Afin de prendre en compte les interactions qui s'exercent entre les molécules qui constituent un gaz réel, Johannes van der Waals a proposé en 1873 le modèle d'équation d'état suivant :

$$\left(p + a \left(\frac{n}{V} \right)^2 \right) (V - nb) = nRT$$

- Comparer cette équation d'état à celle d'un gaz parfait. Quelle est la signification physique des termes supplémentaires ?
- On définit le facteur de compression d'un gaz par $Z = \frac{pV_m}{RT}$ où V_m est le volume molaire du gaz.
 - Que vaut le facteur de compression pour un gaz parfait ?
 - On suppose que 10 mol de C₂H₆ (g) sont enfermées dans 4,86 L à 27 °C. Calculer la pression exercée par l'éthane en appliquant :
 - L'équation des gaz parfaits.
 - L'équation de van der Waals (a = 5,507 atm.L².mol⁻², b = 0,0651 L mol⁻¹).
 - Calculer le facteur de compression (Z) de C₂H₆(g) pris dans ces conditions et comparer le à celui du gaz parfait. Le C₂H₆(g) est il plus compressible ou moins compressible qu'un gaz parfait ?

Exercice 4 : L'air est assimilé à un gaz parfait. Une bouteille d'acier, contient dans un volume $V_1 = 60\text{L}$ de l'air comprimé sous $P_1 = 15\text{ bar}$ et $T_1 = 298\text{ K}$.

- Calculer la quantité de matière (n) d'air contenue dans cette bouteille.
- Quelle est la masse volumique de l'air comprimé dans ces conditions ?
- Sachant que l'air peut être assimilé au mélange (en mol) 21 % O_2 ($M_{\text{O}} = 16\text{ g.mol}^{-1}$), 78 % N_2 ($M_{\text{N}} = 14\text{ g.mol}^{-1}$) et 1 % de gaz noble (Ar), Calculer les quantités de matière de diazote et de dioxygène contenues dans la bouteille.
- En déduire les masses de diazote et de dioxygène correspondantes.
- On chauffe à $T_2 = 100^\circ\text{C}$ l'air contenu dans la bouteille fermée. Quelle grandeur physique se trouve également changée ? Calculer sa nouvelle valeur.

On donne : $R = 8,31\text{ J. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ et $M_{\text{air}} = 29\text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice 5 : Trois récipients contiennent respectivement du dihydrogène H_2 ($V_1 = 2,25\text{L}$; $P_1 = 250\text{ mmHg}$, $T_1 = 20^\circ\text{C}$), du diazote N_2 ($V_2 = 1,45\text{ L}$; $P_2 = 760\text{ mmHg}$, $T_2 = 0^\circ\text{C}$) et de l'hélium He ($V_3 = 3,5\text{ L}$; $P_3 = 350\text{ mmHg}$, $T_3 = 20^\circ\text{C}$).

- 1) Calculer la quantité de matière et la masse de chaque gaz supposé parfait.
- 2) On introduit les 3 gaz dans un même récipient de volume $V = 6\text{ L}$ à la température 285 K , on suppose le mélange idéal. Pour chaque gaz, calculer ;
 - a) le nombre de mole total présent dans le mélange ;
 - b) la fraction molaire de chaque gaz dans le mélange ;
 - c) la pression partielle de chaque gaz dans le mélange ;
 - d) la pression totale du mélange ;
 - e) La masse molaire moyenne du mélange.

Exercice 6 (exercice facultatif):

100 g de mélange gazeux, à une température de 150°C occupent un volume de 0,995 litres. Le mélange est composé d'azote (N_2) et de méthane (CH_4) avec 31,04% en masse de N_2 . En supposant que le mélange gazeux se comporte comme un gaz parfait. Calculer :

- 1- Les fractions molaires.
- 2- La pression totale du mélange.
- 3- Les pressions partielles de chacun des constituants du mélange.
- 4- La pression totale du mélange.