

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⁻¹. mol⁻¹
- L.atm.K⁻¹.mol⁻¹
- Cal. K⁻¹.mol⁻¹

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 = 10⁵ Pa.

Exercice 02 :

Un gaz obéit à l'équation de Van 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⁻¹ se trouve à 25 °C sous une pression de 1,8×10⁵ 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 : N₂ (78 %), O₂ (21 %), Ar (0,94 %), CO₂ (0,03 %), H₂ (0,01 %), Ne (0,0012 %) et He (0,0004 %).

Calculer les masses d'O₂ et de CO₂ 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 H₂ ; 0,21 g de N₂ et 0,51 g de NH₃ 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 Cl₂ 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⁻¹ :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⁻¹