

**Exercice 1 : Constante des gaz parfait**

Calculer la constante des gaz parfaits R pour 1 mole d'un gaz, occupant un volume de 22.4L dans les conditions normales ($P= 1\text{atm}$, $T= 0^\circ\text{C}$) ?

Donner le résultat en: $\text{L. atm. mol}^{-1}\text{K}^{-1}$, $\text{J. mol}^{-1}\text{K}^{-1}$, $\text{L.Torr. mole}^{-1}.\text{K}^{-1}$, $\text{cal.mol}^{-1}\text{K}^{-1}$

Exercice 2 : Loi des gaz parfaits

1. Un contenant est rempli d'un gaz parfait à 40,0 atm et 0°C .

a- Quelle sera la pression du gaz si on le chauffe à 45°C ?

b- A quelle température la pression sera-t-elle de $1,5 \cdot 10^2$ atm ?

c- Calculer la quantité de matière si le volume du contenant est $0,2 \text{ m}^3$.

2. Un échantillon d'azote occupe un volume de $1,75 \text{ dm}^3$, dans les conditions normales TPN.

a- Calculer le nombre de moles d'azote ?

b- Quel sera le volume si on refroidit cet échantillon jusqu'à -10°C à une pression de 2atm?

Exercice 3 : Loi de Dalton

Un mélange de gaz est constitué de 0,2 g de H_2 ; 0,21g de N_2 et 0,51g de NH_3 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.

Données : $M(\text{H}) = 1 \text{ g mol}^{-1}$ et $M(\text{N}) = 14 \text{ g mol}^{-1}$

Exercice 4 : Calorimétrie

1. Dans un calorimètre, à la température ambiante $T_a = 15,5^\circ\text{C}$ on verse une masse d'eau $m_e = 90 \text{ g}$ à $T_e = 25^\circ\text{C}$. La température d'équilibre vaut $T_1 = 24,5^\circ\text{C}$. Calculer la valeur en eau μ du calorimètre.

2. Immédiatement après, on plonge dans l'eau du calorimètre une masse de platine $m_p = 100 \text{ g}$ à $T_p = 104^\circ\text{C}$. La nouvelle température d'équilibre $T_2 = 27,7^\circ\text{C}$. Calculer la chaleur massique du platine.

3. Dans la foulée, on ajoute une masse $m = 23 \text{ g}$ d'eau à la température ambiante T_a . Calculer la température finale T_3 .