

Série de TD n°1 de Chimie 2
Généralités sur la thermodynamique

Exercice 1 :

1. Définir un système ouvert, un système fermé et un système isolé. Donner deux exemples pour chaque cas.
2. Définir les variables intensives et extensives. Parmi les variables suivantes, lesquelles sont intensives et lesquelles sont extensives : Température, concentration, volume, pression, masse volumique et nombre de moles.
3. Est-ce que les propositions suivantes sont vraies ou fausses ? Justifier.
 - a. On mélange 1 litre d'eau à 25°C et 1 litre d'eau à 25°C, on obtient deux litres à 50°C.
 - b. On mélange deux gaz A et B de pressions partielles P_A et P_B , on obtient un mélange de pression totale $P_{totale}=P_A+P_B$.
 - c. On mélange 0,1 moles de N_2 et 0,2 moles de O_2 , on obtient 0,3 moles de mélange.
4. Quelle est la différence entre un système homogène et un système hétérogène ? Citer deux exemples pour chaque cas.

Exercice 2 :

1. Donner l'unité du volume, de la pression et de la température.
2. Faites les conversions suivantes : $57 \text{ m}^3 = \dots \text{ L}$, $289 \text{ K} = \dots \text{ }^\circ\text{C}$, $760 \text{ mmHg} = \dots \text{ Pa} = \dots \text{ N}\cdot\text{m}^{-2} = \dots \text{ Torr} = \dots \text{ bar} = \dots \text{ atm}$.
3. Donner l'équation d'état d'un gaz parfait et calculer la constante des gaz parfait R relative à une mole de gaz dans les conditions normales de température et de pression (en $\text{L}\cdot\text{atm}\cdot\text{k}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$, $\text{J}\cdot\text{k}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ et en $\text{cal}\cdot\text{k}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$).
4.
 - a. Calculer la quantité d'air (en mol) contenu dans une pièce fermée de dimensions $3\text{m}\times 6\text{m}\times 7\text{m}$, à la température de 25°C et à la pression atmosphérique $1,013\times 10^5 \text{ Pa}$.
 - b. En déduire la masse d'air contenu dans la pièce.
 - c. Quelle est la nouvelle pression, si la température est de 50°C ?

On donne : $M(\text{air}) = 29 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 3 :

On enferme dans un réservoir 1kg d'air (gaz supposé parfait) sous la pression de 1atm. En considérant que l'air est constitué de l'azote et de l'oxygène avec une composition massique de 76,8% de N_2 et 23,2 % de O_2 :

1. Déterminer la fraction molaire de chaque constituant.
2. En déduire la pression partielle correspondant à chaque constituant. Vérifier la loi de Dalton.
3. Si le volume du réservoir est de 1 m^3 , quelle serait la température de l'air ?

Exercice 4 :

- I. Citer les types de transformations que peut subir un système thermodynamique ? Quelles sont les lois fondamentales qui régissent ces transformations ?
- II. Une mole de gaz parfait occupe un volume initial $V_i = 450 \text{ cm}^3$ à une température de 100°C . Ce gaz subit une transformation qui le fait passer à une température finale $T_f = 25^\circ\text{C}$, en supposant que la pression du gaz reste constante. Calculer le volume final du gaz.
- III. 1 mole d'hélium (gaz parfait) monoatomique à une température initiale 298K se détend d'une pression de 7 atm à une pression de 5 atm . Calculer la température finale du gaz dans le cas d'une détente adiabatique ($\gamma = 1,6$).

Exercice supplémentaire :

Trois récipients contiennent respectivement de l'azote, de l'hydrogène et de l'oxygène pris chacun à une température 293K . Le tableau suivant résume les conditions dans lesquelles se trouvent les trois gaz.

Gaz	V (L)	P (Pa)
N_2	1,4	10^5
H_2	2,25	$0,329 \times 10^5$
O_2	5,5	$0,329 \times 10^5$

1. Calculer le nombre de moles et la masse de chaque gaz.
2. On mélange ces gaz dans un récipient de volume $V = 18,5 \text{ L}$ à la température de 273K (on suppose que le mélange est idéal). Calculer la pression totale du mélange ainsi que les pressions partielles des différents gaz puis vérifier la loi de Dalton.