

TD2 – Mélanges de gaz parfaits

1 Étude de divers modes de compression d'un gaz parfait idéal

On considère une masse $m = 10$ kg de dioxygène initialement à la pression $P_0 = 1$ bar et à la température $T_0 = 18$ °C. On souhaite comprimer cette masse jusqu'à la pression $P_1 = 2.5$ bar. Pour ce faire, on considère les quatre transformations suivantes :

1. la compression est isotherme ;
2. la compression est adiabatique et réversible ;
3. la compression est réalisée au moyen d'une pression extérieure constante égale à 2.5 bar :
 - a. de façon adiabatique ;
 - b. de façon monotherme.

Déterminer pour chacun de ces modes de compression :

1. s'il est réversible ou irréversible ;
2. la température et le volume du système dans l'état final ;
3. la variation d'énergie interne du dioxygène ;
4. le travail et la chaleur échangés.

Données :

- le dioxygène est un gaz parfait de masse molaire $M_{O_2} = 32$ g mol⁻¹ ;
- les capacités calorifiques molaires du dioxygène seront prises constantes et égales à $c_v = 5R/2$ et $c_p = 7R/2$.

2 Mélange idéal de deux gaz

Soit une masse $m = 80$ g d'un mélange gazeux de diazote N₂ et de méthane CH₄, formé de 30 % en masse de diazote. Ce mélange occupe un volume $V = 9.95$ L à $T = 150$ °C. Il est considéré comme un mélange idéal de gaz parfaits.

1. Calculer la pression totale du mélange gazeux.
2. Calculer les pressions partielles de chacun des gaz.

Données :

- Masse molaire du diazote : $M_{N_2} = 28$ g mol⁻¹ ;
- Masse molaire du méthane : $M_{CH_4} = 16$ g mol⁻¹.

3 Cuve à eau

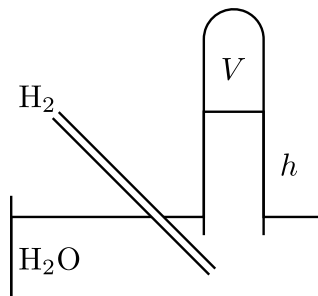


Figure 1: Cuve à eau

On recueille dans une cuve à eau (fig. 1) un mélange de dihydrogène (H_2) et de vapeur d'eau (H_2O) qui occupe un volume $V = 150 \text{ cm}^3$. La pression atmosphérique vaut 1 bar et la température 20°C . La dénivellation d'eau est $h = 5 \text{ cm}$. Évaluer la masse d'hydrogène.

Données : la pression de vapeur saturante de l'eau vaut $P_{\text{H}_2\text{O}}(20^\circ\text{C}) = 0.023 \times 10^5 \text{ Pa}$.

4 Dissociation du dibrome

On néglige dans un premier temps la dissociation du dibrome ($\text{Br} + \text{Br} \rightleftharpoons \text{Br}_2$).

1. Quel est le volume V_0 occupé par $m_0 = 1 \text{ g}$ de dibrome (Br_2) à $T_0 = 900 \text{ K}$ sous la pression normale ?
2. Que deviendrait ce volume (noté V_1) à $T_1 = 1800 \text{ K}$, toujours sous la pression normale ?

L'expérience montre que ce volume est en fait $V'_1 = 1.2 \text{ L}$.

3. Montrer que ce résultat peut s'expliquer en admettant qu'une partie des molécules Br_2 s'est dissociée en atomes de brome Br .
4. Calculer le coefficient de dissociation (c'est-à-dire la proportion des molécules dissociées).

Données : la masse molaire du dibrome vaut $M_{\text{Br}_2} = 80 \text{ g mol}^{-1}$.