

	<b>ISTIA</b> <b>EI-1</b>	<b>Thermodynamique</b>	<b>CC-2</b> <b>Sans document, ni</b> <b>calculatrice</b>
---	-----------------------------	------------------------	--

**NB :** Pour la détermination d'une grandeur, vous posez la formule littérale puis vous indiquez les valeurs que vous utiliseriez pour le calcul, et l'unité qui en découle. Si les calculs sont réalisables sans calculatrice, vous donnez le résultat.

**Données :** Constante des GP :  $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$   
 $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 1.01325 \text{ Bar}$

**Question de cours 1 :**

Une modélisation des gaz réels (GR) a été proposée par J. Van Der Waals (1873) : Pour 1 mole, elle s'écrit :

$$\left(P + \frac{a}{V_m^2}\right)(V_m - b) = RT \quad \text{avec } V_m \text{ volume molaire}$$

Expliquer comment Van der Waals a introduit les déviations à la loi des GP dans cette modélisation, ainsi que le fait que l'énergie interne d'un gaz de Van der Waals dépende du volume molaire :

$$\left(\frac{\partial u}{\partial V_m}\right)_T = \frac{a}{V_m^2}$$

**Exercice 1 : Loi de Dalton**

Un mélange de gaz parfaits a une pression totale  $P_T = 1 \text{ bar}$  à la température  $t^0 = 27 \text{ °C}$ . Sa composition est la suivante : 0.150 g de dihydrogène ( $\text{H}_2$ ), 0.7 g de diazote ( $\text{N}_2$ ) et 0.34 g d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ )

- 1) Calculer les fractions molaires  $x_i$  de chaque gaz  $i$
- 2) Calculer les pressions partielles  $P_i$  de chaque gaz  $i$  (en bar et en Pascal)
- 3) Calculer le volume total occupé par le mélange gazeux  $V_T$
- 4) Le mélange gazeux est chauffé à volume constant jusqu'à la température  $t^f = 60 \text{ °C}$ , calculer la chaleur emmagasinée par le mélange gazeux (pas de réaction chimique entre les constituants du mélange, ni changement d'état)

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

Capacités calorifiques molaires à V constant en  $\text{J. mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$  :

$C_{v(\text{H}_2)(g)} = 28.2 \text{ (cte)}$   
 $C_{v(\text{N}_2)(g)} = 20.41 + 2.7 \cdot 10^{-3} \text{ T}^{-1} - 0.359 \cdot 10^{-5} \text{ T}^{-2}$   
 $C_{v(\text{NH}_3)(g)} = 24.3 + 2 \cdot 10^{-2} \text{ T}^{-1} - 1.89 \cdot 10^{-5} \text{ T}^{-2}$

**Exercice 2 :**

Un récipient indéformable contient  $V_0 = 5 \text{ dm}^3$  d'un gaz parfait monoatomique (GP) en équilibre avec l'atmosphère extérieure ( $P_e = 10^5 \text{ Pa}$ ), il en est séparé par un piston de masse négligeable. La température initiale du GP est  $T_0 = 20 \text{ °C}$  (Etat 0). **On suppose que le GP évolue de façon réversible.**

- 1) Le GP est comprimé de façon adiabatique réversible de sorte que la pression atteinte est  $P_1 = 2P_e$  (Etat 1). Exprimer :
  - a) le volume  $V_1$
  - b) le travail échangé  $W_1$
  - c) la variation d'énergie interne  $\Delta U_1$
  - d) la température finale  $T_1$
- 2) Le GP enfermé dans le cylindre revient lentement de façon isobare à la température initiale  $T_0$ . Exprimer :
  - a) le volume  $V_2$
  - b) le travail échangé  $W_2$
  - c) la chaleur échangée  $Q_2$
  - d) la variation d'énergie interne  $\Delta U_2$
- 3) Le GP revient lentement dans l'état 0. Caractériser la transformation et exprimer à l'issue de cette transformation:
  - a) le travail échangé  $W_3$
  - b) la chaleur échangée  $Q_3$
  - c) la variation d'énergie interne  $\Delta U_3$

- 1) Calculer le travail total et la chaleur totale échangée au cours du cycle – Conclure sur le premier principe.

**Donnée :**  $\gamma = \frac{C_p}{C_v} = \frac{5}{3}$