

Travaux Dirigés de Thermodynamique II *
Proposés par : H. Chaib
Filière : SMP, Semestre : 3, Année : 2018/2019, Série : 05

Exercice 1

On considère $n = 1$ mol d'un gaz réel satisfaisant à l'équation d'état $p(V - nb) = nRT$ avec $b = 5 \times 10^{-6} \text{ m}^3$.

1. Exprimer les coefficients thermoélastiques α et χ_T de ce gaz.

Ce gaz est situé dans le compartiment (a) de volume V_a d'un cylindre rigide à deux compartiments inégaux à parois adiabatiques. Dans le compartiment (b) du cylindre, qui a pour volume V_b , règne le vide. On perce un trou entre les deux compartiments. Le gaz passe de l'état initial (1) caractérisé par la pression $p_1 = 500$ bar, le volume $V_1 = V_a$ et la température T_1 à l'état final (2) caractérisé par la pression $p_2 = 50$ bar, le volume $V_2 = V_a + V_b = 4,57 \times 10^{-4} \text{ m}^3$ et la température T_2 .

On note que ce gaz satisfait la première loi de Joule.

2. Rappeler la première loi de Joule.
3. Calculer la variation d'énergie interne ΔU_{12} accompagnée à cette détente.
4. Calculer le volume V_1 .

Exercice 2

Une quantité $n = 2$ mol de gaz d'azote N_2 est enfermée dans un récipient R_1 de volume $V_1 = 21$ l à la température $T_1 = 300$ K. Ce récipient est ensuite brusquement mis en contact avec un autre récipient R_2 initialement vide de volume $V_2 = 18$ l. Après l'équilibre, la température finale du système constitué des deux récipients est T_2 . Les parois de tout le système sont adiabatiques et indéformables. Cette détente est dite de Joule-Gay-Lussac.

1. Quelle est la variation ΔU de l'énergie interne du système entier ?

On suppose que le gaz est un gaz parfait.

2. Calculer la variation de température $\Delta T = T_2 - T_1$ du système.

Maintenant on considère que le gaz est un gaz de Van der Waals dont l'énergie interne a pour expression $U = C_V T - \frac{n^2 a}{V} + U_0$.

3. Calculer la variation de température $\Delta T = T_2 - T_1$ du système.

On donne : la constante universelle des gaz parfaits $R = 8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, la constante a de Van der Waals pour le gaz d'azote $a = 0,139 \text{ J m}^3 \text{ mol}^{-2}$ et la capacité calorifique molaire du gaz N_2 à volume constant $C_{V,m} = 20,8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

*La version électronique de ces travaux dirigés et des épreuves relatives à la même matière sont disponibles, avec leurs corrections, sur le site Web : <http://www.fpo.ma/chaib/teaching/>.

Exercice 3

On considère une quantité de matière n d'un gaz de Van der Waals qui a pour équation d'état $\left(p + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$ où a , b et R sont des constantes. La différentiation des deux membres de cette équation, permet d'aboutir à une équation sous la forme : $A dp + B dV + C dT = 0$.

1. Trouver les expressions de A , B et C .
2. Exprimer, en fonction de A , B et C , les dérivées partielles $\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_p$, $\left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_V$ et $\left(\frac{\partial V}{\partial p}\right)_T$.
3. En déduire les expressions des coefficients thermoélastiques α , β et χ_T en fonction de p , V et éventuellement n , a , b et R .
4. En déduire les expressions de ces coefficients dans le cas d'un gaz parfait.
5. La fameuse relation liant ces trois coefficients est elle vérifiée par les expressions obtenues dans les deux questions précédentes ?

Exercice 4

L'énergie interne U et l'entropie S d'un système monophasé sont des fonctions d'état dont les formes différentielles s'écrivent :

$$dU = C_V dT + (l - p) dV \quad \text{et} \quad dS = \frac{C_V}{T} dT + \frac{l}{T} dV$$

où C_V est la capacité thermique isochore du système et l sa chaleur latente de dilatation. Ces deux coefficients calorimétriques dépendent des variables d'état p , V , T et n .

1. Expliciter les relations imposées par le fait que dU et dS sont des différentielles totales exactes.
2. En déduire les relations donnant l et $\left(\frac{\partial C_V}{\partial V}\right)_T$ en fonction des grandeurs thermiques et éventuellement leurs dérivées partielles.

On considère un système fermé constitué de n moles d'un gaz parfait.

3. Déterminer l'expression de l pour ce système.
4. Montrer que la capacité thermique isochore C_V de ce gaz ne dépend pas de V .
5. Trouver les expressions des fonctions d'état U et S de ce gaz en supposant que C_V ne dépend pas de T .

Considérons maintenant un système fermé constitué de n moles d'un gaz de Van der Waals dont l'équation d'état s'écrit $\left(p + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$ où a et b sont des constantes dites de Van der Waals et R est la constante universelle des gaz parfaits.

6. Déterminer, pour ce gaz, l'expression de l .
7. La capacité calorifique à volume constant C_V de ce gaz dépend-elle de V ? Justifier.
8. Trouver, pour ce gaz, les expressions des fonctions d'état U et S en supposant que C_V ne dépend pas de T .