

Série de TD N°4

Exercice 1 :

Calculer la variation d'entropie de 2 moles de gaz parfait qui se détend de 30 à 50litres de manière isotherme et irréversible.

b) Calculer l'entropie créée.

2. Même question que celle de 1-a, mais la détente n'est plus isotherme, la température passant de 300K à 290K.

On donne $C_v = 5 \text{ cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Exercice 2 :

Une mole d'un gaz parfait, initialement à l'état 1 ($P_1 = 1 \text{ atm}$ et $T_1 = 273 \text{ K}$), subit un cycle de 04 transformations réversibles successives suivantes :

- Une compression isotherme de l'état 1 vers l'état 2 ($V_2 = 6,2 \text{ L}$)
- Un échauffement isochore de l'état 2 vers l'état 3 ($P_3 = 4,6 \text{ atm}$)
- Une détente isobare de l'état 3 vers l'état 4
- Une détente adiabatique de l'état 4 vers l'état 1 comme le montre le schéma

Estat(1)	T. isotherme	Estat(2)	T. isochore	Estat(3)	T. isobare	Estat(4)
$T_1=273\text{K}$		$T_2=273\text{K}$		$T_3=347,8\text{K}$		$T_4=424,6\text{K}$
$P_1=1\text{atm}$		$P_2=3,61\text{atm}$		$P_3=4,6\text{atm}$		$P_4=4,6\text{atm}$
$V_1=22,38\text{l}$		$V_2=6,2\text{l}$		$V_3=6,2\text{l}$		$V_4=7,57\text{l}$

↑
T. adiabatique

1. Calculer pour chaque transformation : $\Delta S_{\text{système}}$ On donne : $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$; $\gamma = c_p/c_v = 1,4$

Exercice 3

Calculer la variation d'entropie lorsqu'une mole d'iode solide à la température $T_1 = 25^\circ\text{C}$, se vaporise à la température $T_2 = 200^\circ\text{C}$ sous une pression de 1atm.

Données: $C_p(I_2)s = 54,6 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $C_p(I_2)l = 81,5 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ $C_p(I_2)g = 93,2 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $\Delta H_{\text{fus}}=15,633 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_{\text{vap}}= 25,498 \text{ kJ/mol}$; Température de fusion de I₂ (solide) est $T_{\text{fus}}=113,6^\circ\text{C}$; température de vaporisation de I₂ (liquide) est $T_{\text{vap}}= 184^\circ\text{C}$.