

Série de TD N° 04 (deuxième principe de la thermodynamique)

Exercice 01

1. Soit 2 moles de gaz parfait qui se détend de 30 à 50 litres de manière isotherme et irréversible.
a) Calculer la variation d'entropie b) Calculer l'entropie créée.
2. Dans le cas où la détente n'est plus isotherme, la température passant de 300K à 290 K, calculer la variation d'entropie. On donne $C_v = 5 \text{ cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

Exercice 02

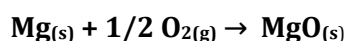
- Calculer la variation d'entropie lorsqu'une mole d'iode solide à la température $T_1 = 25^\circ\text{C}$, se vaporise à la température $T_2 = 200^\circ\text{C}$ sous une pression de 1atm.

Données : $C_p(\text{I}_2)_{\text{solide}} = 54,6 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $C_p(\text{I}_2)_{\text{liquide}} = 81,5 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $C_p(\text{I}_2)_{\text{gaz}} = 93,2 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$;

$\Delta H^\circ_{\text{fus}} = 15,633 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_{\text{vap}} = 25,498 \text{ kJ/mol}$; Température de fusion de $\text{I}_2(\text{s})$ $T_{\text{fus}} = 113,6^\circ\text{C}$; Température de vaporisation de $\text{I}_2(\text{l})$ $T_{\text{vap}} = 184^\circ\text{C}$.

Exercice 03

Considérons la réaction de formation d'une mole de MgO (solide) :

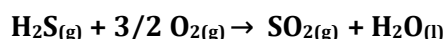


On suppose que $\Delta H^\circ_r = -602 \text{ kJ}$ et $\Delta S^\circ_r = -108 \text{ J.K}^{-1}$ sont indépendantes de la température

- a) Calculer ΔG°_r pour la formation de MgO(s) à 0°C . la réaction est-elle possible ou impossible à cette température ?
- b) À quelle température la formation de MgO passe de possible à impossible ou vice versa ?

Exercice 4

On considère la réaction suivante à $T = 298 \text{ K}$ et $P = 1 \text{ atm}$:



- 1- Calculer, à 298 K, les variations d'enthalpie et d'entropie standards de la réaction.
- 2- Calculer ΔH°_r , ΔS°_r à $T = 500 \text{ K}$.
- 3- Calculer la variation d'enthalpie libre standard de la réaction ΔG°_r à 298 K et à 500 K.

Données à 298 K : $\Delta H^\circ_{\text{vap}} \text{H}_2\text{O(l)} = 10,53 \text{ kcal.mol}^{-1}$

	$\Delta H^\circ_f (\text{kcal.mol}^{-1})$	$S^\circ (\text{cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1})$	$C_p (\text{cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1})$
$\text{H}_2\text{S(g)}$	- 4,82	49,16	6,96
$\text{O}_{2(\text{g})}$	0	49,01	6,15
$\text{SO}_{2(\text{g})}$	- 70,96	59,30	6,80
$\text{H}_2\text{O(l)}$	- 68,32	16,79	18,07
$\text{H}_2\text{O(g)}$	- 57,82	45,11	7,22

Exercices supplémentaires

Exercice 1

Soit la réaction suivante à 298 K :



1. La réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

2. Calculer la variation d'entropie de cette réaction.
3. Calculer l'enthalpie libre standard ΔG° , accompagnant cette réaction.
4. Dans quel sens cette réaction est favorisée.

Données :

Composé	Al_2O_3 (s)	COCl_2 (g)	CO_2 (g)	AlCl_3 (s)
$\Delta H_{f,298}^\circ$ (kJ.mol ⁻¹)	1669,8	233,0	393,1	695,4
ΔS_{298}° (JK ⁻¹ .mol ⁻¹)	51,0	298,2	213,6	167,4

Exercice 2

Un kilogramme de glace sorti du réfrigérateur à -5°C , est transporté dans une salle à 25°C . Il se met en équilibre.

Calculer l'entropie créée.

On donne : $\Delta H^\circ_{\text{fusion}} (\text{H}_2\text{O}, \text{s}) = 334 \text{ J.g}^{-1}$

Les chaleurs spécifiques massiques sont : $C_p (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 18 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$; $C_p (\text{H}_2\text{O}, \text{s}) = 9 \text{ J.g}^{-1}.\text{K}^{-1}$