

TD (thermodynamique chimique)
Série 2

Exercice 1:

Calculer ΔH lors du passage de 180g de vapeur d'eau de 120°C à l'état solide à -10°C, sous $P=1\text{atm}$. On suppose que la vapeur d'eau est un gaz parfait.

$$L_f(\text{glace}) = 1440 \text{ cal.mol}^{-1}$$

$$L_v(\text{eau}) = 9700 \text{ cal.mol}^{-1}$$

$$c_p(\text{glace}) = c_p(\text{eau vapeur}) = 9 \text{ cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$c_p(\text{eau liquide}) = 18 \text{ cal.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

Exercice 2:

A 400°C, on réalise la combustion à volume constant du butane C_4H_{10} . Tous les composés sont gazeux. A la pression atmosphérique et à 25°C, on a :

	C_4H_{10}	O_2	CO_2	H_2O
$\Delta H^\circ_{\text{formation}}$ (Kcal/mole)	-30,2		-94,1	-57,8
c_p (cal.mol ⁻¹ .K ⁻¹)	22,97	7,03	8,87	8,04

- 1) Calculer l'enthalpie de la réaction à la température 400°C ?
- 2) Calculer la chaleur à volume constant à cette température ?

Exercice 3:

En présence de l'oxygène, la combustion du méthanol entraîne une formation de CO_2 gazeux et de l'eau liquide. L'enthalpie standard de la réaction de combustion de CH_3OH liquide est

$$\Delta H_{\text{com}(298\text{K})} = -167,65 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

Calculer l'énergie de liaison $E(\text{O-H})$

Données :

$$E(\text{C-H}) = -98,7 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

$$E(\text{C-O}) = -85,5 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

$$E(\text{C=O}) = -192 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

$$E(\text{O=O}) = -119,1 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}) = 585 \text{ cal.g}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{vap}}(\text{CH}_3\text{OH}) = 280 \text{ cal.g}^{-1}$$

Exercice 4:

Calculer la variation d'entropie lorsqu'une mole d'iode solide à 25°C se vaporise à 184°C, la pression égale à 1 atm.

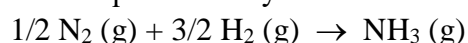
$$c_p(\text{I}_2, \text{s}) = 54,6 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}; c_p(\text{I}_2, \text{l}) = 81,5 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$$

Température de fusion 113,6°C ; Température de vaporisation 184°C

$$\Delta H_{\text{fus}} = 15\,633 \text{ J.mol}^{-1}; \Delta H_{\text{vap}} = 25\,498 \text{ J.mol}^{-1}$$

Exercice 5:

Soit l'équilibre de synthèse de l'ammoniac à 25°C :



Calculer pour la formation d'une mole de NH_3 dans les conditions standards, l'enthalpie libre ΔG° à 80°C. Interpréter le résultat obtenu.

$$\text{Données : } \Delta G^\circ(25^\circ\text{C}) = -16,645 \text{ kJ.mol}^{-1}; \Delta H = -41,33 - 16,75 \cdot 10^{-3}T \text{ (kJ.mol}^{-1}\text{)}$$