

DEVOIR DE CONTROLE DE CHIMIE GENERALE
(2^{ème} SEMESTRE)
DUREE 1 H

-Il sera tenu compte de la clarté et du soin apportés à la rédaction de la copie

Exercice N°1

On étudie la réaction suivante :



A partir des données thermodynamiques ci-dessous, calculer :

- 1- L'enthalpie de formation de $\text{CS}_{2(\text{liq})}$ à 298K.
- 2- La variation d'énergie interne qui accompagne la réaction de combustion de $\text{CS}_{2(\text{liq})}$ à 298 K sachant que tous les gaz sont parfaits.
- 3- L'enthalpie de combustion $\Delta_c H^\circ_{(498\text{K})}$ de $\text{CS}_{2(\text{g})}$ à 498K, sachant qu'entre 298K et 498K les capacités calorifiques molaires sont considérées constantes.
- 4- L'enthalpie de vaporisation $\Delta_{\text{vap}} H^\circ$ de CS_2 à 298K.
- 5- L'énergie de la liaison C=S dans CS_2 à 298K sachant que la molécule a la structure suivante : S=C=S.

On donne : A 298K :

A l'état standard le CS_2 est liquide, le carbone est solide (graphite) et le soufre est solide.

Constituant	$\text{CS}_{2(\text{liq})}$	$\text{CS}_{2(\text{g})}$	$\text{O}_{2(\text{g})}$	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	$\text{SO}_{2(\text{g})}$
$\Delta_f H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$?	117.4	0	-393.1	-296.6
$C_p (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$	75.8	45.4	29.4	37.1	39.9

Enthalpie standard de la réaction de combustion de $\text{CS}_{2(\text{liq})}$: $\Delta_c H^\circ_{(298\text{K})} = -1076 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Enthalpie standard de sublimation du soufre : $\Delta_{\text{sub}} H^\circ(\text{S}) = 278.8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Enthalpie standard de sublimation du carbone : $\Delta_{\text{sub}} H^\circ(\text{C}) = 716.7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La température d'ébullition de $\text{CS}_{2(\text{liq})}$ est de 319K sous une pression de 1 bar.

L'enthalpie standard de vaporisation de CS_2 à 319K est $\Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{CS}_2) = 26.75 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$R = 8.32 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Exercice N°2

On se propose de calculer l'enthalpie standard de dissociation du difluor en utilisant le cycle de Born Haber relatif à $\text{LiF}_{(s)}$.

- 1- Rappeler la définition de l'énergie réticulaire E_r .
- 2- Calculer l'enthalpie standard de dissociation du difluor $\Delta_{\text{diss}}H^\circ_{(\text{F-F})}$.

Données :

Enthalpie standard de formation de $\text{LiF}_{(s)}$:	$\Delta_f H^\circ(\text{LiF}_{(s)}) = -606 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
Energie réticulaire de $\text{LiF}_{(s)}$:	$E_r(\text{LiF}_{(s)}) = 1036 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
Enthalpie standard de sublimation de $\text{Li}_{(s)}$:	$\Delta_{\text{sub}} H^\circ(\text{Li}_{(s)}) = 159.4 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
Energie de première ionisation de $\text{Li}_{(s)}$:	$E_{i1} = 520 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
Attachement électronique du fluor:	$A_E = -328 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

Exercice N°3

On étudie la réaction suivante en phase gazeuse :



- 1- Déterminer l'enthalpie standard de la réaction à la température $T_0 = 500 \text{ K}$.
- 2- Déterminer la température de flamme T_f atteinte par le mélange réactionnel en fin de réaction, sachant que les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques à la température initiale $T_0 = 500 \text{ K}$ dans une enceinte adiabatique maintenue à la pression standard P° et que la réaction est totale.

Données :

Constituant	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$
$\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}(\text{kJ.mol}^{-1})$	-110.5	0	-241.8	-393.5
$C_p(\text{J. mol}^{-1}.\text{K}^{-1})$	28.9	27.8	33.6	46.7