



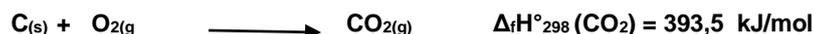
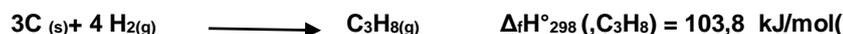
### Fiche de TD N°3

#### Exercice 01:

I/ Déterminer l'enthalpie standard  $\Delta H_r^\circ(298)$  de la réaction d'oxydation du propane suivante :



Si on connaît les enthalpies standards des réactions suivantes:



II/ Le gaz naturel, d'abord désulfuré, subit les réactions de reformage qui s'effectuent en deux étapes, le reformage primaire et le reformage secondaire. Une des réactions essentielles impliquée dans le reformage primaire est :



- Calculez l'enthalpie standard de formation de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  à 298 K, ainsi que la variation de l'énergie interne à la même température
- Calculez l'enthalpie standard de réaction à 298 K de la réaction (1). La réaction est-elle endo ou exothermique

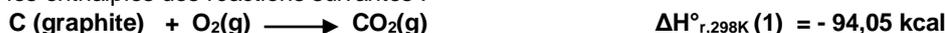
Données :  $\Delta_{\text{vap}} H^\circ(\text{H}_2\text{O}) = 40.7 \text{ KJ/mol}$

	CO g	H <sub>2</sub> O liq	H <sub>2</sub> g	CH <sub>4</sub> g
$\Delta_f H^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-110.6	-285.8	0	-74.9

#### Exercice 02 :

L'enthalpie molaire de combustion de méthane à 25 °C et sous une atmosphère est égale à -212,8 kcal.

Connaissant les enthalpies des réactions suivantes :



- Calculer l'enthalpie molaire standard de formation du méthane gazeux  $\Delta H_{r,298\text{K}}^\circ(\text{CH}_4, \text{g})$ .
- Calculer l'enthalpie molaire de combustion du méthane sous une atmosphère et à la température de 1273 K, en utilisant la méthode du cycle et la loi de Kirchhoff.

On donne les chaleurs molaires (supposées constantes entre 298 et 1273 K) des corps suivants :

$C_p(\text{CH}_4, \text{g}) = 13.2 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$ ,  $C_p(\text{O}_2, \text{g}) = 7.6 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$ ,  $C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = 9.2 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$ ,  $C_p(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 18.0 \text{ cal/mol}\cdot\text{K}$

L'enthalpie de vaporisation de l'eau est :  $L_{\text{vap}} = 9.7 \text{ kcal/mol}$

#### Exercice 03:

Calculez à 298 K, l'enthalpie de la réaction de synthèse du méthanol :



- à partir des enthalpies de formation ;
- à partir des énergies de liaisons .
- Pour quelle raison trouve-t-on un écart entre les deux résultats ? on donne :  $\Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{OH}(\text{liq})) = -238.7 \text{ kJ/mol}$

liaison	C-H	H-H	C=O	C-O	O-H
$\Delta H^\circ_{\text{liaison}}(\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	415	436	1080	350	463