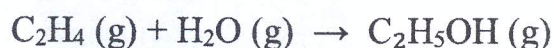


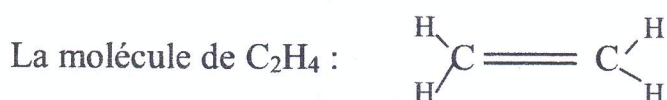
DEVOIR SURVEILLE DE CHIMIE
2^{eme} SEMESTRE

Exercice N°1

On se propose d'étudier thermodynamiquement la réaction d'hydratation de l'éthylène suivante :



- 1) Calculer pour cette réaction réalisée à 298 K :
 - a) La variation d'enthalpie $\Delta_r H^\circ_{298}$;
 - b) La variation d'énergie interne $\Delta_r U^\circ_{298}$;
 - c) La variation d'entropie $\Delta_r S^\circ_{298}$;
 - d) La variation d'enthalpie libre $\Delta_r G^\circ_{298}$.
- 2) Pour cette réaction effectuée maintenant à 450 K, calculer et interpréter les valeurs des grandeurs thermochimiques suivantes :
 - a) La variation d'enthalpie $\Delta_r H^\circ_{450}$;
 - b) La variation d'entropie $\Delta_r S^\circ_{450}$;
 - c) La variation de l'enthalpie libre $\Delta_r G^\circ_{450}$.
- 3) A partir de l'enthalpie standard de formation de $\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})$, déterminer la valeur de l'énergie de liaison $E_l (\text{C}=\text{C})$.



Données thermochimiques :

$$R = 8,32 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

$$E_l (\text{C-H}) = 410 \text{ kJ.mol}^{-1} ; E_l (\text{H-H}) = 430 \text{ kJ.mol}^{-1} ; L_{\text{sub}} (\text{C}_{\text{gr}}) = 719 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Molécule	$\text{C}_2\text{H}_4 (\text{g})$	$\text{H}_2\text{O} (\text{g})$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{g})$
$\Delta_f H^\circ_{298} (\text{kJ.mol}^{-1})$	52	-245	-235
$S^\circ_{298} (\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1})$	220	189	283
$C^\circ_p (\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1})$	44	34	65

Exercice N°2

- 1) L'éthanol liquide C_2H_5OH peut être obtenu par fermentation du glucose solide $C_6H_{12}O_6$ selon la réaction (1) suivante :



$$\Delta_r H^\circ_{298} (1) = -81,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- a) Déterminer l'enthalpie molaire standard de formation du glucose solide à 298 K sachant que :

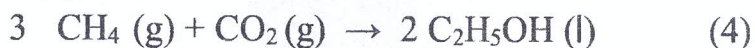
$$\Delta_f H^\circ_{298} (CO_2 (g)) = -393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\circ_{298} (C_2H_5OH (l)) = -277,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

- b) Déduire la chaleur de sublimation du glucose à 298 K, sachant que l'enthalpie de formation du glucose gazeux vaut $-1134 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
c) Calculer le volume de $CO_2 (g)$ dégagé lors de la fermentation de 1,8 kg de glucose solide à 25 °C et sous une pression de 1 bar.

- 2) A 25°C et sous une pression de 1 bar, la combustion d'une mole d'éthanol liquide dégage 1367 kJ.

- a) Déterminer l'état physique (liquide ou gazeux) de l'eau formée lors de cette combustion, sachant que la variation d'énergie interne standard est $\Delta_{comb} U^\circ_{298} (C_2H_5OH (l)) = -1372 \text{ kJ.mol}^{-1}$.
b) Déduire l'équation de la réaction (2) de combustion de l'éthanol liquide.
c) Sachant que les enthalpies molaires standard de formation de l'eau liquide et gazeux sont de -286 et -245 kJ mol^{-1} , respectivement et que celle de combustion du méthane gazeux (réaction (3)) est de $-890,5 \text{ kJ mol}^{-1}$, Calculer la variation d'enthalpie standard $\Delta_r H^\circ_{298} (4)$ de la réaction (4) suivante :



Données :

Masse molaire moléculaire du glucose : $M (C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ g.mol}^{-1}$

Volume molaire d'un gaz à 25°C et sous une pression de 1 bar : $V_M = 24,8 \text{ l.mol}^{-1}$

Constante des gaz parfaits $R = 0,082 \text{ l.atm.mol}^{-1}.K^{-1}$

Bon Courage