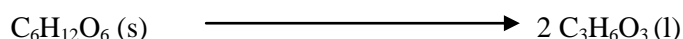


Département de chimie

LMD ST – Chimie 2 (Thermodynamique)
Série n° 4

Exercice 1

La glycolyse est la coupure enzymatique d'une molécule de glucose en deux molécules d'acide lactique selon la réaction :



1- Écrire la réaction de combustion du glucose et de l'acide lactique, sachant que l'on obtient du dioxyde de carbone gazeux et de l'eau liquide.

2- Calculer les enthalpies molaires standards de formation du glucose (solide) et de l'acide lactique (liquide).

3- Calculer l'enthalpie molaire standard de cette réaction.

Données : $\Delta H_{\text{comb}}^{\circ} 298(\text{glucose,s}) = -2816 \text{ kJ}$

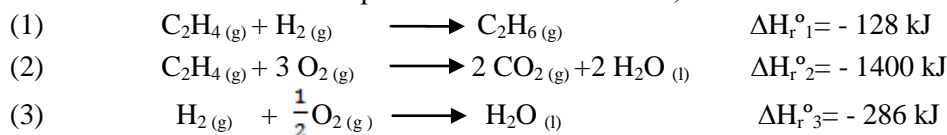
$$\Delta H_{\text{comb}}^{\circ} 298 (\text{acide lactique,liq}) = -1364 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{f}}^{\circ} 298 (\text{CO}_2, \text{g}) = -394 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{\text{f}}^{\circ} 298 (\text{H}_2\text{O}, \text{liq}) = -286 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Exercice 2

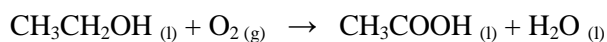
Connaissant les variations d'enthalpie des réactions suivantes, à 25°C :



Calculer la variation d'enthalpie $\Delta H_{\text{r}}^{\circ} 298\text{K}$ de la combustion d'une mole d'éthane C_2H_6 .

Exercice 3

On se propose de déterminer la variation d'enthalpie standard de la réaction de conversion du méthanol en acide méthanoïque en appliquant diverses méthodes de calcul des enthalpies de réaction :



Calculer la variation d'enthalpie standard de la réaction à 298 K à partir des :

- enthalpies standard de combustion des réactifs et des produits,
- enthalpies standard de formation des réactifs et des produits,
- enthalpies standard de liaisons.

Données :

Enthalpies standard de formation à 298K (en kJ.mol⁻¹)

$$\Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}, \text{l}) = -277.7 ; \Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{CH}_3\text{COOH}, \text{l}) = -484.5 ; \Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285.8$$

Enthalpies standard de combustion à 298 K (en kJ.mol⁻¹)

$$\Delta H_{\text{comb}}^{\circ}(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}, \text{l}) = -1368 ; \Delta H_{\text{comb}}^{\circ}(\text{CH}_3\text{COOH}, \text{l}) = -875$$

Enthalpies standard de liaison à 298 K (en kJ.mol⁻¹)

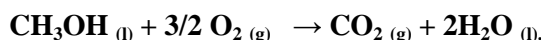
$\Delta H^\circ(\text{C-H}) = -415$; $\Delta H^\circ(\text{O=O}) = -464$; $\Delta H^\circ(\text{O-H}) = -463$; $\Delta H^\circ(\text{C=O}) = -724$; $\Delta H^\circ(\text{C-C}) = -344$;
 $\Delta H^\circ(\text{C-O}) = -350$

Chaleurs latentes de vaporisation à 298K (en kJ.mol⁻¹)

$\Delta H_{\text{vap}}^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}, \text{l}) = 37.4$; $\Delta H_{\text{vap}}^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}, \text{l}) = 24.7$; $\Delta H_{\text{vap}}^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 44.1$

Exercice 6

La combustion totale d'une mole de méthanol liquide dans les conditions standards de pression et de température, libère 725,2 kJ selon la réaction suivante :



1. Calculer l'enthalpie molaire standard de formation du méthanol liquide. On donne les enthalpies molaires standards de formations de H₂O (l) et de CO₂(g).

$\Delta H_f^\circ, 298 (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $\Delta H_f^\circ, 298 (\text{CO}_2, \text{g}) = -393,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$

2. Calculer l'enthalpie de cette réaction à 60°C.

3. Calculer la chaleur de cette réaction à 127°C et à pression d'une atmosphère sachant qu'à cette pression, le méthanol bout à 64,5°C et l'eau à 100°C et que les chaleurs de vaporisations sont :

$\Delta H_{\text{vap}}^\circ, 373 (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 44 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $\Delta H_{\text{vap}}^\circ, 337,5 (\text{CH}_3\text{OH}, \text{l}) = 35,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$

On donne les chaleurs molaires à pression constante:

$C_p (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 75,2 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ $C_p (\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = 38,2 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

$C_p (\text{CH}_3\text{OH}, \text{l}) = 81,6 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ $C_p (\text{CH}_3\text{OH}, \text{g}) = 53,5 \text{ J mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

$C_p (\text{O}_2, \text{g}) = 34,7 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$ $C_p (\text{CO}_2, \text{g}) = 36,4 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

Exercice 7

En utilisant les données thermodynamiques ci-dessous, établir le cycle de Born Haber et calculer l'énergie réticulaire d'un cristal de chlorure de sodium (NaCl).

Données à 1 bar et 25°C : Enthalpie de formation : $\Delta H_f^\circ(\text{NaCl})_s = -411 \text{ kJmol}^{-1}$

Enthalpie de sublimation : $\Delta H_{\text{sub}}^\circ(\text{Na})_s = 109 \text{ kJmol}^{-1}$; Énergie de liaison : $E_{\text{Cl-Cl}} = 242 \text{ kJ mol}^{-1}$

Énergie de 1^{ère} ionisation : $E_{i1}(\text{Na})_g = 494 \text{ kJ mol}^{-1}$

Affinité électronique : $\text{Cl} + 1\text{é} \rightarrow \text{Cl}^-$; $A_e(\text{Cl})_g = -359 \text{ kJ mol}^{-1}$

Exercice 8 (pour étudiant)

Dans les conditions standard et à 298K, l'acroléine C₃H₄O est liquide.

1- Dans ces conditions, écrire la réaction de formation et la réaction de combustion pour cette substance.

2- Déterminer l'enthalpie standard de formation de l'acroléine à partir de son énergie de combustion puis à partir des enthalpies de liaison. Comparer les deux valeurs obtenues et commenter.

Données, à 298K :

- Enthalpies standard de formation (en kJ.mol⁻¹)

$\Delta H_f^\circ, 298\text{K}(\text{H}_2\text{O}, \text{liq}) = -285,83$; $\Delta H_f^\circ, 298\text{K}(\text{CO}_2, \text{g}) = -393,5$ $\Delta H_f^\circ, 298\text{K}(\text{C}, \text{g}) = 716,7$.

- Enthalpies standard de combustion et de vaporisation de l'acroléine liquide (en kJ.mol⁻¹) :

$\Delta H_{\text{comb}}^\circ, 298\text{K}(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}, \text{liq}) = -1628,53$ $\Delta H_{\text{vap}}^\circ, 298\text{K}(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}, \text{liq}) = 20,9$.

Enthalpie de liaison (kJ/mol)

	H-H	O=O	C=C	C=O	C-C	C-H
$\Delta H^\circ, 298\text{K}$	-436	-498	-615	-799	-345	-413

