

Série N°06

Thermochimie

Exercice N°01

L'hydrolyse du saccharose (réaction catalysée par une enzyme) peut s'écrire :



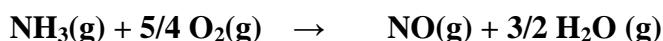
Calculer la variation d'enthalpie standard qui accompagne cette réaction.

Données:

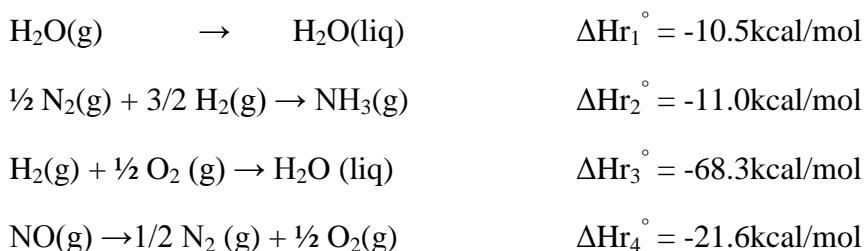
Composé / Formule brute	Saccharose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)	Glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)	Fructose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)	Eau (H_2O)
ΔH_f° (kJ/mol)	-2236.9	-1268.9	-1258.0	-285.8

Exercice N°02

Soit la réaction suivante à pression constante (1 atm) et à 298K.

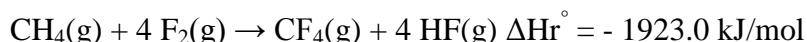


Calculer la chaleur de cette réaction, en utilisant la méthode du cycle, et celle de la combinaison linéaire des réactions, en se basant sur les chaleurs des réactions ci-dessous.



Exercice N°03

Calculer l'énergie de la liaison C–F dans le composé $\text{CF}_4\text{(g)}$ à l'aide des données suivantes, dans les mêmes conditions de température et de pression.



Données:

Liaison	C–H	H–F	F–F
ΔH_f° (kJ/mol)	-412.6	-562.6	-153.0

Exercice N°04

1. Ecrire la réaction de formation du méthanol $\text{CH}_3\text{OH(laq)}$ à 298K.
2. Calculer l'enthalpie standard de vaporisation du méthanol.



Liaison	H–H	O=O	C–O	C–H	O–H
ΔH_f° (kJ/mol)	-436.0	-498.0	-351.0	-414.0	-456.0

3. Déterminer la chaleur à volume constant de la réaction de la question 1 ($R = 8.32 \text{ J/mol.K}$)
4. Calculer la capacité calorifique de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{liq})$

Données: $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH})\text{liq} = -238 \text{ kJ/mol à } 328\text{K}$

Elément	C(s)	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{O}_2(\text{g})$
C_p (J/mol.K)	8.56	20.59	20.93

Exercice N°05

On considère la réaction de formation de l'eau: $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ pour laquelle $\Delta H^\circ = -241.8 \text{ KJ/mol à } 298\text{K}$.

- a. Déterminer ΔS° et ΔG° à 298K.
- b. Déterminer ΔH° , ΔS° , ΔG° à 1000K. Conclure

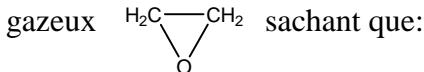
Données:

Elément	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{O}_2(\text{g})$	H_2O
S° (J/mol.K)	130.6	205.0	188.7
C_p (J/mol.K)	28.3	31.2	33.6

Exercice N°06

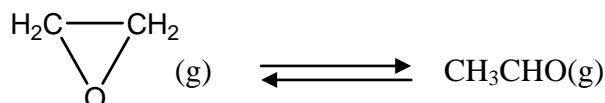
La réaction de combustion de l'éthanal (CH_3CHO)liq, à 298K, dégage une énergie de 1156 kJ/mol à pression constante.

1. Ecrire la réaction de combustion.
2. Calculer les enthalpies standards de formation de l'éthanal gazeux et de l'oxyde d'éthylène gazeux



$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)\text{g} = -393 \text{ kJ/mol}$	$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})\text{liq} = -285.5 \text{ kJ/mol}$
$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{CHO})\text{liq} = +30.4 \text{ kJ/mol}$	$\Delta H_f^\circ(\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} \text{---} \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array})\text{liq} = -94 \text{ kJ/mol}$
$\Delta H_v^\circ(\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} \text{---} \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array}) = +28.5 \text{ kJ/mol}$	

3. On considère la réaction d'isomérisation à 298K



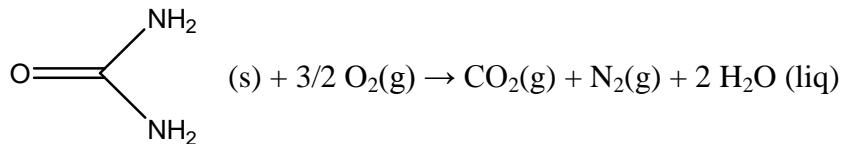
Dans quel sens la réaction d'isomérisation se produit-elle spontanément?

Données:

Composé	$\text{CH}_3\text{CHO(g)}$	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} \text{---} \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array}$
ΔS_f° (J/mol.K)	-108.3	-130.8

Exercice N°07

Soit la réaction de combustion de l'urée solide à 298K



1. Calculer l'enthalpie standard de formation ΔH_f° de l'urée solide, sachant que les enthalpies standards de combustion dégagées sont les suivantes:

Elément	Urée (s)	C(s)	H ₂ (g)
$\Delta H_{\text{comb}}^\circ$ (kJ/mol)	-634	-395	-286

2. Calculer l'entropie de formation de l'urée solide à 298K, sachant que l'enthalpie libre de combustion de l'urée solide a pour valeur $\Delta G_{\text{comb}}^\circ$ (urée) s = -677 kJ/mol.

On donne les entropies de formation :

Corps	CO ₂ (g)	N ₂ (g)	H ₂ O(laq)	O ₂ (g)
S _f [°] (J/mol.K)	-213	+191	+70	+205

- 3.Calculer l'enthalpie de sublimation de l'urée solide.
4. Déterminer l'enthalpie standard de formation de l'urée gazeuse, sachant que l'enthalpie standard de sublimation du carbone solide, $\Delta H_{\text{sub}}^\circ$ (C)_{graphite} = + 718 kJ/mol.

On donne :

Liaison	N-H	C-N	H-H	O=O	N≡N	C=O
ΔH_f° (kJ/mol)	-391	-304	-435	-497	-946	-744