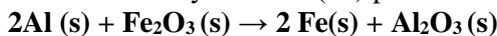


Série de TD N° 5 de Chimie 2

EXERCICE 1 :

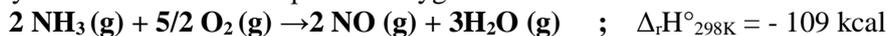
Calculer l'enthalpie standard de réduction de l'oxyde de fer (III) par l'aluminium à 25°C :



Sachant que : $\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}(\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{s}) = -196,5 \text{ kcal.mol}^{-1}$; $\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}(\text{Al}_2\text{O}_3, \text{s}) = -399,1 \text{ kcal.mol}^{-1}$

EXERCICE 2 :

On considère l'oxydation de l'ammoniac par le dioxygène selon le schéma réactionnel :



Calculer l'enthalpie molaire standard de formation de $\text{NH}_3\text{(g)}$ connaissant celles de NO(g) et $\text{H}_2\text{O(g)}$ qui sont respectivement égales à 21,5 et -58,0 kcal. mol⁻¹.

EXERCICE 3 :

L'enthalpie de combustion du méthane à 25°C et 1 bar est égale à -121,8 kcal. mol⁻¹.

Connaissant les enthalpies des réactions suivantes :



a. Calculer l'enthalpie molaire standard de formation du méthane gazeux $\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}(\text{CH}_4, \text{g})$.

b. Calculer l'enthalpie molaire de combustion du méthane sous 1 bar et à la température de 1273 K. Utiliser la méthode du cycle thermodynamique.

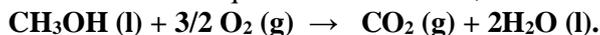
Données à 1 bar :

	$\text{CH}_4\text{(g)}$	$\text{O}_2\text{(g)}$	$\text{CO}_2\text{(g)}$	$\text{H}_2\text{O(g)}$	$\text{H}_2\text{O(l)}$
C_p° (cal.mol ⁻¹ .K ⁻¹) ; C_p° constantes entre 298 et 1273 K	13,2	7,6	11,2	9,2	18,0

Enthalpie de vaporisation de l'eau à 373K et 1 bar : $\Delta H^\circ_{\text{vap}}(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 9,7 \text{ kcal. mol}^{-1}$

EXERCICE 4 :

La combustion totale d'une mole de méthanol liquide à 25°C et 1 bar, libère 725,2 kJ :



Calculer :

- L'enthalpie molaire standard de formation du méthanol liquide.
- L'enthalpie de cette réaction à 60°C.
- La chaleur de cette réaction à 127°C et 1 bar sachant qu'à cette pression, le méthanol bout à 64,5°C et l'eau à 100°C.

Données à 1 bar :

	$\text{CH}_3\text{OH(l)}$	$\text{CH}_3\text{OH(g)}$	$\text{O}_2\text{(g)}$	$\text{CO}_2\text{(g)}$	$\text{H}_2\text{O(l)}$	$\text{H}_2\text{O(g)}$
$\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}$ (kJ. mol ⁻¹)				-393,5	-285,2	
C_p° (J. mol ⁻¹ .K ⁻¹)	81,6	53,5	34,7	36,4	75,2	38,2
$\Delta_{\text{vap}} H^\circ$ (kJ. mol ⁻¹)	35,4 à 64,5°C				44 à 100°C	

EXERCICE 5

1. Compléter les phrases suivantes :

Une réaction chimique totale et rapide est considérée comme Dans ce cas, on peut définir deux particulières:

- La température de.....qui est la température maximale atteinte par une réactionà
- La température d'.....qui est la température maximale atteinte par une réactionà

2. On envisage de réaliser la réaction de combustion complète de l'octane gazeux (C_8H_{18}) dans l'air.

- Calculer d'abord l'enthalpie standard de formation de $\text{C}_8\text{H}_{18(g)}$ à 298 K.
- Déterminer ensuite l'enthalpie standard de la réaction de combustion complète de l'octane (Les constituants de cette réaction sont tous gazeux).
- Quelle est la température finale de cette réaction si elle s'effectue rapidement à volume constant ?

Données à 1 bar et 298 K:

Enthalpie standard de liaison (kJ.mol⁻¹) : C-C : 345 ; C-H : 415 ; H-H : 436 ; O=O : 495

Enthalpie standard de formation (kJ.mol⁻¹): $\text{C}_{(g)}$: 716,6 ; $\text{H}_{(g)}$: 218 ; $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$: 241,8 ; $\text{CO}_2\text{(g)}$: -393,5

Capacité thermique molaire (J.K⁻¹.mol⁻¹) : $\text{CO}_2\text{(g)}$: 37,1 ; $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$: 33,5 ; $\text{N}_2\text{(g)}$: 29,1

L'air est approximativement composé (en fraction molaire) de : 80% de N_2 et 20% de O_2 .

EXERCICE 6

I. La combustion d'une mole d'éthylène à 1 bar et 298 K, suivant la réaction suivante, fournit au milieu extérieur 1387,8 kJ : $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

1. Calculer l'enthalpie standard de formation de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$.

2. Déterminer l'énergie de liaison C = C dans $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$.

II. Cet hydrocarbure est considéré comme une source pour la formation de l'éthanol selon la réaction suivante, réalisée à 550 K et 70 bars : $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})$

On se propose de déterminer l'enthalpie de cette réaction de deux manières différentes :

1. À partir des enthalpies de formation supposées dépendre uniquement de la température

a. Calculer alors l'enthalpie de formation de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$, de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})$ et de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ à 550 K et 70 bars.

b. Quelle est l'enthalpie de cette réaction dans ces mêmes conditions de température et de pression ?

2. À partir des énergies de liaison considérées comme constantes entre 298 et 550 K et entre 1 et 70 bars.

3. Peut-on comparer ces deux résultats entre eux ? Justifier.

Données :

Enthalpies de changement d'état ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) :

$\Delta_{\text{Sub}}H^\circ(\text{C})_{\text{s}} = 171 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\Delta_{\text{Vap}}H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = 41 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ à $T_{\text{Vap}} = 373 \text{ K}$;

$\Delta_{\text{Vap}}H^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})) = 39 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ à $T_{\text{Vap}} = 352 \text{ K}$.

1 bar, 298 K	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{C}(\text{s})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{O}_2(\text{g})$
$\Delta_f H^\circ (\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-393	-284	-277						
$C^\circ_P (\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$		75	112	44	66	34	8	29	29

1 bar, 298 K	H - H	C - H	C - C	O - H	C - O
Energie de liaison ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	435	412	263	460	313

EXERCICE 7

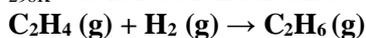
Soient les réactions de combustion suivantes, réalisées à 1 bar et 25 °C:

$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$; $\Delta_r H^\circ_{298\text{K}} = -332,0 \text{ kcal}$

$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\Delta_r H^\circ_{298\text{K}} = -68,3 \text{ kcal}$

$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + \frac{7}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$; $\Delta_r H^\circ_{298\text{K}} = -72,8 \text{ kcal}$

1. Déterminer la chaleur standard $\Delta_r H^\circ_{298\text{K}}$ de la réaction suivante:



2. Calculer la chaleur à pression constante de la formation de $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$.

3. En utilisant le cycle de Hess, déterminer l'énergie de formation de la liaison C-C.

On donne à 1 bar et 298 K:

$\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}(\text{C}_2\text{H}_4, \text{g}) = 8,04 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$

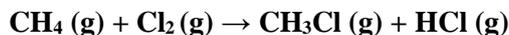
$\Delta_{\text{Sub}}H^\circ(\text{C}, \text{s}) = 171,2 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}(\text{H-H}) = -104 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}(\text{C-H}) = -99,5 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$.

EXERCICE 8 (Pour l'étudiant)

Soit la réaction suivante à 298 K :



Calculer à cette température et à l'état standard :

1. Son enthalpie.

2. L'énergie de formation de la liaison C-H.

3. L'enthalpie molaire de sublimation du carbone.

On donne à 1 bar et 298 K, les enthalpies de formation des composés et des liaisons en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$:

$\text{CH}_4(\text{g})$: -74,82 ; $\text{CH}_3\text{Cl}(\text{g})$: -83,60 ; $\text{HCl}(\text{g})$: -91,96
 $\text{Cl}-\text{Cl}$: -242,44 ; $\text{C}-\text{Cl}$: -326,04 ; $\text{H}-\text{Cl}$: -430,54 ; $\text{H}-\text{H}$: -434,72