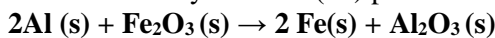


Série de TD N° 5 de Chimie 2

**EXERCICE 1 :**

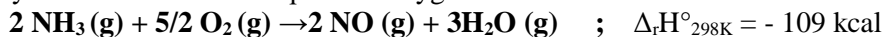
Calculer l'enthalpie standard de réduction de l'oxyde de fer (III) par l'aluminium à 25°C :



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 :

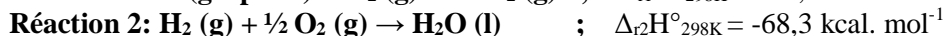


Calculer l'enthalpie molaire standard de formation de  $\text{NH}_3\text{(g)}$  connaissant celles de  $\text{NO(g)}$  et  $\text{H}_2\text{O(g)}$  qui sont respectivement égales à 21,5 et -58,0 kcal. mol<sup>-1</sup>.

**EXERCICE 3 :**

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

Connaissant les enthalpies des réactions suivantes :



- Calculer l'enthalpie molaire standard de formation du méthane gazeux  $\Delta_f H^\circ_{298\text{K}}(\text{CH}_4, \text{g})$ .
- Calculer l'enthalpie molaire de combustion du méthane sous 1 bar et à la température de 1273 K. Utiliser la méthode du cycle thermodynamique.

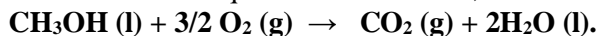
**Données à 1 bar :**

	$\text{CH}_4\text{(g)}$	$\text{O}_2\text{(g)}$	$\text{CO}_2\text{(g)}$	$\text{H}_2\text{O(g)}$	$\text{H}_2\text{O(l)}$
$C_p^\circ$ (cal.mol <sup>-1</sup> .K <sup>-1</sup> ) ; $C_p^\circ$ 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 <sup>-1</sup> )				-393,5	-285,2	
$C_p^\circ$ (J. mol <sup>-1</sup> .K <sup>-1</sup> )	81,6	53,5	34,7	36,4	75,2	38,2
$\Delta_{\text{vap}} H^\circ$ (kJ. mol <sup>-1</sup> )	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 réaction .....à .....
- La température d'.....qui est la température maximale atteinte par une réaction .....à .....

2. On envisage de réaliser la réaction de combustion complète de l'octane gazeux ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) 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<sup>-1</sup>) : C-C : 345 ; C-H : 415 ; H-H : 436 ; O=O : 495

Enthalpie standard de formation (kJ.mol<sup>-1</sup>):  $\text{C}_{(g)}$  : 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<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>) :  $\text{CO}_2\text{(g)}$  : 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  $\text{N}_2$  et 20% de  $\text{O}_2$ .

## 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

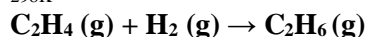
Soient les réactions de combustion suivantes, réalisées à 1 bar et 25 °C:

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

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

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

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:

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

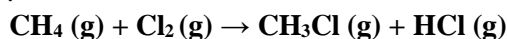
$\Delta_{\text{Sub}}H^\circ(\text{C}, \text{s}) = 171,2 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

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

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

## 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