

**Exercice 1 :**

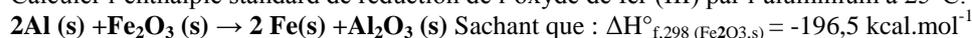
Calculer la variation d'enthalpie lorsqu'une mole d'iode passe de 300K à 500K sous la pression d'une atmosphère. On donne les chaleurs molaires des corps purs :

$$C_p (I_2, \text{solide}) = 5,4 \text{ cal. mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \quad C_p (I_2, \text{liquide}) = 19,5 \text{ cal. mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \quad C_p (I_2, \text{gaz}) = 9,5 \text{ cal. mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Les enthalpies molaires de changement de phases (chaleurs latentes) :  $\Delta H^\circ_{\text{vaporisation}, 475\text{K}} = 6,10 \text{ kcal.mol}^{-1}$   
 $\Delta H^\circ_{\text{fusion}, 387\text{K}} = 3,74 \text{ kcal.mol}^{-1}$

**Exercice 2:**

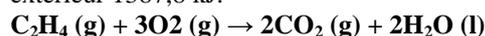
Calculer l'enthalpie standard de réduction de l'oxyde de fer (III) par l'aluminium à 25°C.



$$\Delta H^\circ_{f, 298} (\text{Al}_2\text{O}_3, \text{s}) = -399,1 \text{ kcal.mol}^{-1}$$

**Exercice 3 :**

La combustion d'une mole d'éthylène dans les conditions standards suivant l'équation fournit au milieu extérieur 1387,8 kJ.



En utilisant les enthalpies molaires standards de formation et les énergies des liaisons ainsi que l'enthalpie de sublimation du carbone  $\text{C(s)} \rightarrow \text{C(g)}$

$$\Delta h^\circ_{\text{sub}} (\text{C, s}) = 171,2 \text{ kcal mol}^{-1}, \quad \Delta h^\circ_{f, 298} (\text{CO}_2, \text{g}) = -393 \text{ kJ.mol}^{-1} \text{ et}$$

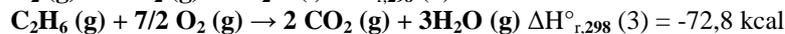
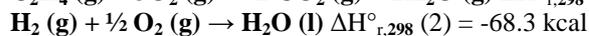
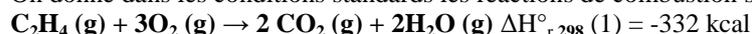
$$\Delta h^\circ_{f, 298} (\text{H}_2\text{O, l}) = -284,2 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

1. Calculer l'enthalpie molaire standard de formation de  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ .
2. Calculer l'énergie de liaison  $\text{C} = \text{C}$  dans  $\text{C}_2\text{H}_4 \text{ (g)}$

Liaison	H-H	C-H	C-C
$\Delta H^\circ_{298, \text{liaison}} \text{ (kJ.mol}^{-1}\text{)}$	- 434,7	- 413,8	- 263,3

**Exercice 4 :**

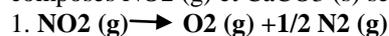
On donne dans les conditions standards les réactions de combustion suivantes :



1. Déterminer la chaleur standard  $\Delta H^\circ_{r, 298} (4)$  de la réaction suivante :  $\text{C}_2\text{H}_4 \text{ (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 \text{ (g)}$
2. Calculer la chaleur de la formation de  $\text{C}_2\text{H}_6 \text{ (g)}$ . On donne :  $\Delta H^\circ_{f, 298} (\text{C}_2\text{H}_4, \text{g}) = 8,04 \text{ kcal mol}^{-1}$
3. En utilisant le cycle de Hess, déterminer la chaleur de formation de la liaison C-C. On donne :  $\Delta H^\circ_{\text{sublimation}(\text{C, s})} = 171,2 \text{ kcal mol}^{-1}$ ,  $\Delta H^\circ_{298} (\text{H-H}) = -104 \text{ kcal mol}^{-1}$ ,  $\Delta H^\circ_{298} (\text{C-H}) = -99,5 \text{ kcal mol}^{-1}$

**Exercice n°5:**

Calculer la variation d'entropie standard à 25°C accompagnant les réactions de dissociation des composés  $\text{NO}_2 \text{ (g)}$  et  $\text{CaCO}_3 \text{ (s)}$  selon les schémas réactionnels suivants :



Comparer ces variations d'entropie et commenter. On donne :  $\Delta S^\circ_{f, 298} (\text{NO}_2, \text{g}) = -14,35 \text{ u.e}$

$$S^\circ_{298} (\text{CO}_2, \text{g}) = 51,1 \text{ u.e.}, S^\circ_{298} (\text{CaO, s}) = 9,5 \text{ u.e.}, S^\circ_{298} (\text{CaCO}_3, \text{s}) = 22,2 \text{ u.e.}$$

(Unité d'entropie :  $\text{u.e} = \text{cal.mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ )