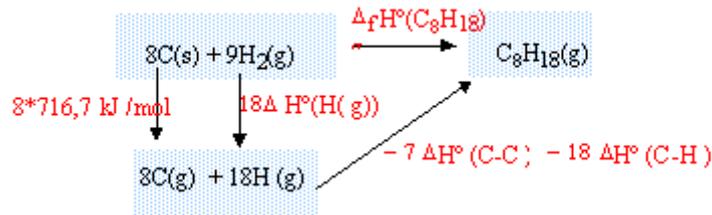


enthalpie formation standard de l'octane :

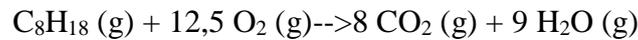
réaliser un cycle thermochimique :



$$\Delta_f H^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \cdot 716,7 + 18 \Delta_f H^\circ (\text{H}(\text{g})) - 7 \Delta_f H^\circ (\text{C}-\text{C}) - 18 \Delta_f H^\circ (\text{C}-\text{H})$$

$$\Delta_f H^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}) = 5733,6 + 18 \cdot 218 - 7 \cdot 345 - 18 \cdot 415 = \underline{\underline{-227,4 \text{ kJ/mol}}}.$$

combustion de l'octane :



$$\Delta_r H^\circ \text{ comb} = 9 \Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O}(\text{g})) + 8 \Delta_f H^\circ (\text{CO}_2 (\text{g})) - \Delta_f H^\circ (\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{g}))$$

$$\Delta_f H^\circ (\text{O}_2(\text{g})) = 0 \text{ corps pur simple dans son état de référence}$$

$$\Delta_r H^\circ \text{ comb} = 9 \cdot (-241,83) + 8 \cdot (-393,5) + 227,4 = \underline{\underline{-5097 \text{ kJ/mol}}}.$$

température finale :

la combustion étant totale et rapide le système peut être considéré comme adiabatique.

l'énergie libérée par la combustion chauffe les produits de la combustion :

la combustion se fait avec l'air, $12,5 \cdot 4 = 50$ mol de diazote sont présentes dans les produits.



Le volume est constant, il faut chercher l'énergie interne de la combustion.

$$\text{pour une réaction en phase gazeuse : } \Delta_r U^\circ = \Delta_r H^\circ - \Delta_r \nu(\text{g}) RT$$

$$\Delta_r \nu(\text{g}) = 8 + 9 - 12,5 - 1 = +3,5 \text{ mol}$$

$$\Delta_r U^\circ = -5,097 \cdot 10^6 - 3,5 \cdot 8,31 \cdot 298 = \underline{\underline{-5,105 \cdot 10^6 \text{ J/mol}}}.$$

$$\text{capacité calorifique à volume constant : } C_v = C_p - R$$

capacité calorifique molaire ($\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$) : $\text{CO}_2 (\text{g}) : 37,1$; $\text{H}_2\text{O}(\text{liq}) : 75,47$; $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) : 33,5$; $\text{N}_2(\text{g}) : 29,1$;

composé	$\text{H}_2 \text{O}(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{N}_2(\text{g})$
$C_v (\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$	25,19	28,79	20,79

$$-\Delta_r U^\circ_{\text{comb}} = \int_{298}^{T_f} (50C_v(\text{N}_2) + 8C_v(\text{CO}_2) + 9C_v(\text{H}_2\text{O}))dT$$

$$5,10510^6 = [(50 * 20,79 + 8 * 28,79 + 9 * 25,19)T]_{298}^{T_f} = 1496,53(T_f - 298)$$

$$T_f = \underline{3709 \text{ K.}}$$

pression finale :

loi des gaz parfaits : $P_f V = n RT_f$.

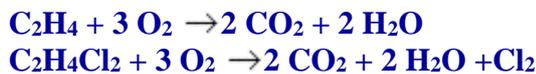
$T_f = 3709 \text{ K}$; $V = 0,05 \text{ m}^3$; $n = 50+8+9 = 67 \text{ mol}$ de gaz après combustion

$$P_f = 67 * 8,31 * 3709 / 0,05 = \underline{413 \text{ bars.}}$$

On trouve dans les tables de constantes, les données suivantes :

à 298K, 1 atm	C_2H_4	$\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$
enthalpies de combustion	-1387,4 kJ.mol ⁻¹	-1539,65 kJ.mol ⁻¹
enthalpies standard de formation	-393,3 kJ.mol ⁻¹	-286,2 kJ.mol ⁻¹

- Ecrire les réactions de combustion de C_2H_4 et de $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ (le chlore se retrouve sous forme Cl_2) :



- En déduire les enthalpies de formation de C_2H_4 et de $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$.

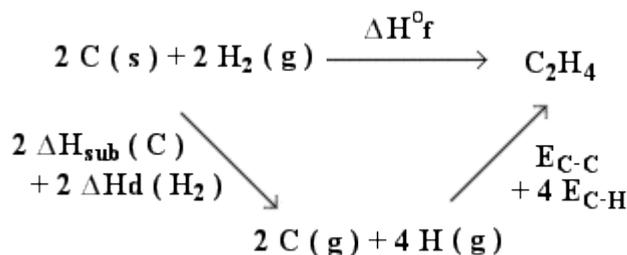
28,4 K.J.mol⁻¹ pour C_2H_4
180,65 K.J.mol⁻¹ pour $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$
 (Voir le cours sur la Loi de Hess)

- Calculer la variation d'enthalpie mise en jeu dans la réaction: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$

152,25 K.J.mol⁻¹
 (Voir le cours sur la Loi de Hess)

- Sachant que l'énergie de la liaison C-C est de - 347.3 kJ.mol⁻¹ , l'énergie de la liaison C-H est de - 410.9 kJ.mol⁻¹ et que l'enthalpie de sublimation du carbone C(s) est égale à 718.4 kJ.mol⁻¹. Ecrire l'équation de formation de C_2H_4 . En déduire l'enthalpie de liaison H-H.

Enthalpie de liaison = - Enthalpie de dissociation



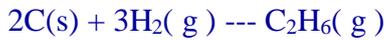
D'après le schéma réactionnel, on a :

$$\Delta H_{(H-H)} = 1/2 (\Delta H^{\circ}f (C_2H_4)) + \Delta H_{sub} + 2 \Delta H_{(C-H)} + 1/2 (\Delta H_{(C-C)})$$

Soit -286,25 K.J.mol⁻¹

Exercice 2:

L'équation de formation de l'éthane (C₂H₆) s'écrit :



Calculer l'enthalpie de formation de l'éthane à 200°C.

Voir l'exercice 15 du TD Cycle 4 ([Cliquez ICI pour accéder à cet exercice](#))

En déduire la chaleur de formation à volume constant à cette même température.

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT \text{ soit } 100,3 \text{ K.J.mol}^{-1}$$

Remarque : Δn est obtenu uniquement à partir de composés gazeux.

 On donne :

- Enthalpie standard de formation de C₂H₆ : -84,60 kJ.mol⁻¹.
- Capacité calorifique de C(s) : 11.3 J.mol⁻¹.K⁻¹
- Capacité calorifique de H₂(g) : 28.8 J.mol⁻¹.K⁻¹
- Capacité calorifique C₂H₆(g) : 64.4 J.mol⁻¹.K⁻¹