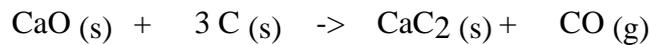


Exercice VIII-13 : Fabrication de l'acétylène***Énoncé :***

L'acétylène a longtemps été préparé à partir de carbure de calcium CaC_2 . La première étape est l'obtention, au four électrique, du carbure de calcium, selon :



La deuxième est l'hydrolyse du carbure de calcium selon :



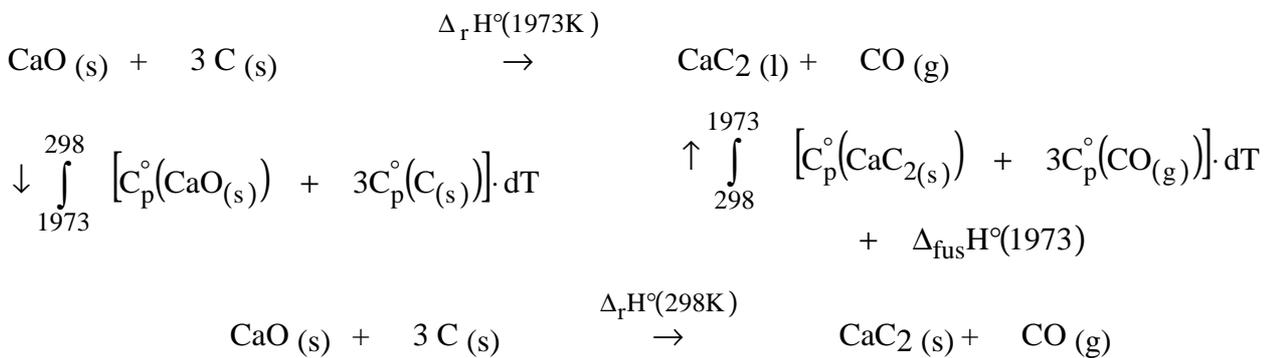
- 1- Calculer l'enthalpie standard de la première réaction à 298 K.
- 2- En fait, la température du four est de 1700 °C et le carbure de calcium est obtenu à l'état liquide. Calculer $\Delta_r H^\circ$ dans ces conditions.
- 3- Un chalumeau est alimenté, à 25°C, par un mélange constitué de 1 mol d'acétylène gazeux et de 5 mol de dioxygène O_2 gazeux.
 - a- Ecrire l'équation-bilan de la réaction de combustion à 25°C.
 - b- Calculer l'enthalpie de combustion $\Delta_{\text{comb}} H^\circ$ de l'acétylène.
 - c- Calculer la température maximale de la flamme de ce chalumeau. On fera l'hypothèse que la réaction est *totale et instantanée* et que le système peut être considéré comme étant *adiabatique*.

Correction :

- 1- L'enthalpie standard de réaction s'exprime d'après la loi de Hess à partir des enthalpies standard de réaction de formation :

$$\Delta_r H^\circ(298) = \Delta_f H^\circ(\text{CaC}_{2(s)}) + \Delta_f H^\circ(\text{CO}_{(g)}) - \Delta_f H^\circ(\text{CaO}_{(s)}) + 3\Delta_f H^\circ(\text{C}_{(s)}) = 462 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- 2- On imagine le cycle suivant :

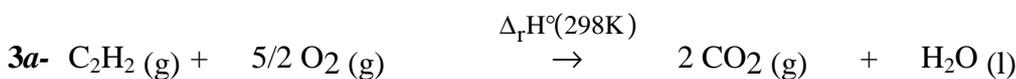


D'où :

$$\Delta_r H^\circ(1973\text{K}) = \Delta_r H^\circ(298\text{K}) + \int_{298}^{1973} \Delta_r \overset{\circ}{C}_p \cdot dT + \Delta_{\text{fus}} H^\circ(1973) = 480 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

avec :

$$\begin{aligned}
 \Delta_r \overset{\circ}{C}_p &= \overset{\circ}{C}_p(\text{CaC}_{2(s)}) + \overset{\circ}{C}_p(\text{CO}_{(g)}) - \overset{\circ}{C}_p(\text{CaO}_{(s)}) - 3\overset{\circ}{C}_p(\text{C}_{(s)}) \\
 \Delta_r \overset{\circ}{C}_p &= 40 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}
 \end{aligned}$$



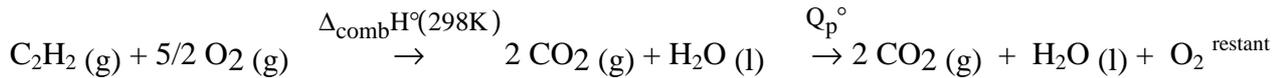
- 3b- Calcul de l'enthalpie standard de combustion de l'éthyne :

$$\Delta_{\text{comb}} H^\circ(298) = 2\Delta_f H^\circ(\text{CO}_{2(g)}) + \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) - \Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_{2(g)}) + 5/2\Delta_f H^\circ(\text{O}_{2(g)})$$

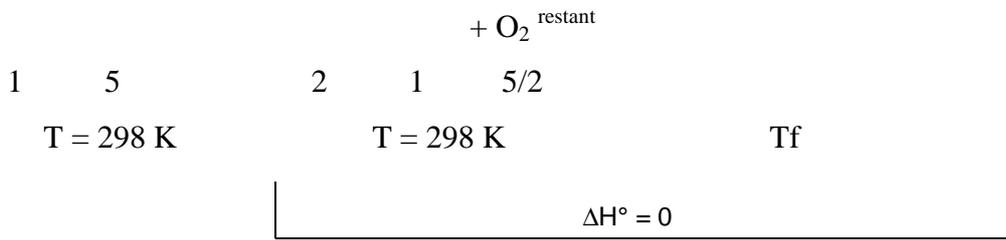
$$\text{soit } \Delta_{\text{comb}} H^\circ(298) = -1254 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

On fait l'hypothèse que la réaction est *totale et instantanée* et que le système peut être considéré *adiabatique*. Il y a un excès de dioxygène. On imagine le chemin suivant (l'enthalpie étant une fonction d'état, indépendante du chemin suivi) :

- la chaleur dégagée par la réaction sert à échauffer le dioxygène restant (5/2 mole) ainsi que le dioxyde de carbone formé (2 mole) et l'eau (1 mole) ;
- on peut faire l'hypothèse raisonnable qu'il y aura changement d'état pour l'eau



Bilan :



D'où :

$$\int_{298}^{Tf} [2C_p^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) + 5/2C_p^\circ(\text{O}_2(\text{g}))] \cdot dT + \int_{298}^{373} C_p^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) \cdot dT + \Delta_{\text{vap}}H^\circ(\text{eau}) + \int_{373}^{Tf} C_p^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) \cdot dT = -\Delta_{\text{comb}}H^\circ$$

On trouve T = 4470 K !