

## BTS CIRA 2004

Une usine chimique possède des bureaux qu'elle souhaite chauffer. Comme elle traite des eaux de lavage, deux solutions s'offrent à elle :

- Utilisation d'une chaudière classique au fuel,
- Utilisation d'un échangeur thermique utilisant les eaux chaudes de lavage.

### A - Combustion du fioul dans une chaudière

La première solution pour chauffer le local est d'utiliser une chaudière au fioul. Compte tenu du rendement, la puissance de la chaudière est  $P = 30 \text{ kW}$ . On admet que le fioul est assimilable à de l'heptane, de formule brute  $\text{C}_7\text{H}_{16}$ .

**1° question** : Ecrire l'équation de la réaction de combustion totale de l'heptane dans le dioxygène de l'air.

**2° question** : On donne les enthalpies standard de formation à  $25^\circ\text{C}$  suivantes :

$$\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}_{\text{vap}}) = -242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0(\text{CO}_2_{\text{vap}}) = -393 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^0(\text{C}_7\text{H}_{16_{\text{vap}}}) = -245 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) Calculer la variation d'enthalpie de cette combustion, tous les corps étant pris à l'état gazeux, l'enthalpie de combustion est supposée indépendante de la température.

b) En déduire le pouvoir calorifique inférieur (P.C.I.) de l'heptane, en  $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ .

*On donne* les masses molaires atomiques :  $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**3° question** : Le pouvoir calorifique inférieur (P.C.I.) d'un hydrocarbure est donné en  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  par la formule empirique suivante :  $\text{P.C.I.} = 220 + 606 n$ , où  $n$  représente le nombre d'atomes de carbone.

a) Calculer celui de l'heptane en  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , puis en  $\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ .

b) Comparer au résultat de la question précédente.

c) Calculer l'énergie que doit fournir la chaudière en 1 heure.

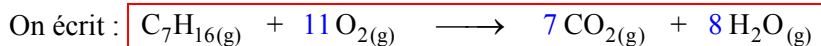
d) En déduire sa consommation horaire en fioul en kilogrammes et en moles.

e) Calculer le débit d'air d'alimentation de la chaudière en  $\text{m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$ .

On admet que l'air contient 20 % de dioxygène en volume et que le volume molaire des gaz est  $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  aux température et pression considérées ici.

## Corrigé

**1° question :** La combustion complète (\*) de l'heptane dans le dioxygène fournit du dioxyde de carbone et de l'eau (oxydation maximale des éléments chimiques carbone et hydrogène de l'heptane).

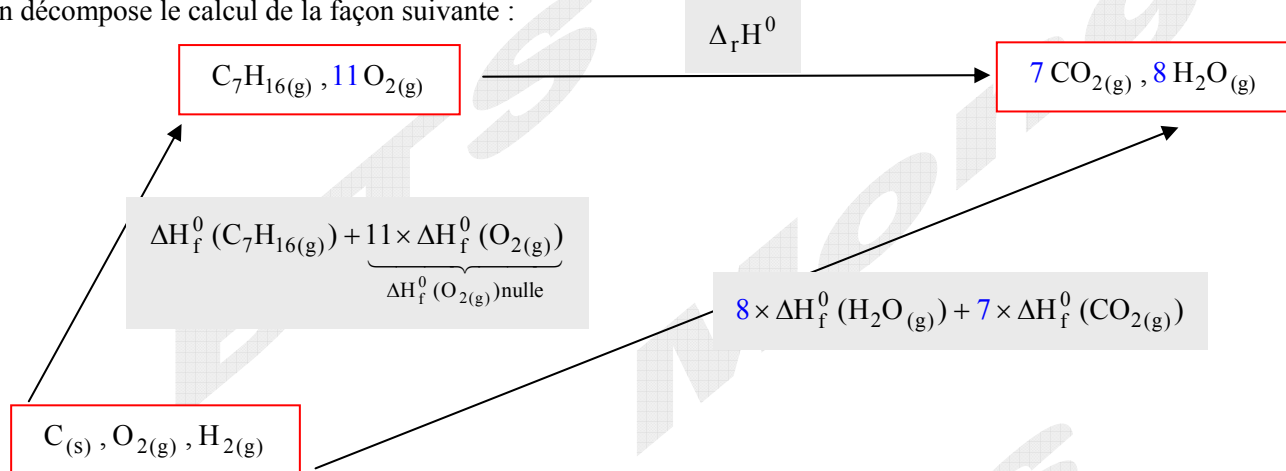


(\*) Il serait préférable d'employer l'expression « combustion complète ». La combustion *totale* suppose seulement que la totalité de l'heptane est concernée par la combustion ce qui est implicitement admis.

**2° question :**

a) L'enthalpie de cette réaction de combustion dans les conditions standard est notée  $\Delta_r H^0$ .

On décompose le calcul de la façon suivante :



L'enthalpie est une fonction d'état : 
$$\Delta_r H^0 = 8 \times \Delta H_f^0 (\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}) + 7 \times \Delta H_f^0 (\text{CO}_{2(\text{g})}) - \Delta H_f^0 (\text{C}_7\text{H}_{16(\text{g})})$$

**Application numérique :**  $\Delta_r H^0 \cong -4442 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

b) Le P.C.I. de l'heptane se calcule en considérant l'eau sous forme de vapeur ce qui est le cas, ici. Le P.C.I. correspond à l'énergie *libérée* lors de la combustion ! On écrit :

$$\text{P.C.I. (en kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = - \Delta_r H^0 \cong +4442 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

On a donc : 
$$\text{P.C.I. (en kJ} \cdot \text{kg}^{-1}) = \frac{\text{P.C.I. (en kJ} \cdot \text{mol}^{-1})}{M(\text{C}_7\text{H}_{16}) \text{ (en kg} \cdot \text{mol}^{-1})}$$
  $\text{P.C.I.} \cong +44,4 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$

**3° question :**

a) et b)  $\text{P.C.I. (en kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = 220 + 606 \times 7 \cong 4,46 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  ; les deux résultats coïncident.

c) L'énergie horaire que doit fournir la chaudière est désignée par  $Q$  :  $Q = P \times \Delta t$  ( $\Delta t = 1 \text{ h} = 3600 \text{ s}$ )

**Remarque :** Cette énergie peut s'exprimer en kWh :  $Q \cong 30 \text{ kWh}$  si  $\Delta t = 1 \text{ h}$

Cette énergie horaire peut s'exprimer aussi en joules :  $Q \cong 108 \text{ MJ}$  avec  $\Delta t = 3600 \text{ s}$

d) Soient  $d_m$  et  $d_{\text{mol}}$  les consommations horaires massique et molaire.

On reprend les mêmes indices pour les P.C.I. :  $\text{P.C.I.}_m \cong +44,4 \text{ MJ} \cdot \text{kg}^{-1}$  et  $\text{P.C.I.}_{\text{mol}} \cong 4442 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

On a donc :  $Q = P.C.I._m \times d_m$  et  $Q = P.C.I._{mol} \times d_{mol}$

On en déduit :

$$d_m \cong 2,43 \text{ kg} \cdot \text{h}^{-1} \text{ et } d_{mol} \cong 24,3 \text{ mol} \cdot \text{h}^{-1} \text{ ; (les calculs sont faits sur une durée de une heure)}$$

Remarque :

$$\frac{d_m}{\underbrace{M(C_7H_{16})}_{\text{en kg} \cdot \text{mol}^{-1}}} = d_{mol}$$

e) On désigne par :

►  $V_{hept}$  le volume horaire d'heptane gazeux consommé :  $V_{hept} = d_{mol} \times V_m$

►  $V_{O_2}$  le volume de dioxygène horaire nécessaire pour assurer la combustion complète de  $V_{hept}$ . Le bilan de la réaction de combustion complète indique que ce volume est 11 fois plus important que celui de l'heptane :  $V_{O_2} = 11 \times V_{hept}$ .

►  $V_{air}$  le volume horaire d'air nécessaire :  $V_{O_2} = \frac{20}{100} V_{air} = \frac{1}{5} V_{air}$  soit :  $V_{air} = 5 V_{O_2}$

On a donc, au final :  $V_{air} = 5 \times 11 \times d_{mol} \times V_m$

$$\text{A.N. : } V_{air} \cong 32 \text{ m}^3 \cdot \text{h}^{-1}$$