

# CHIMIE INDUSTRIELLE

## Exercice 1 - Enthalpie de combustion du propane (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) dans le dioxygène

- 1.1 - Écrire l'équation bilan de la combustion complète du propane dans le dioxygène.
- 1.2 - Calculer la variation d'enthalpie, de cette combustion, tous les corps étant à l'état gazeux.  
*Données numériques : enthalpies standard de formation à 25 °C.*  
 $\Delta H_f^0(\text{C}_3\text{H}_8, \text{vap}) = -104 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}, \text{vap}) = -242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  
 $\Delta H_f^0(\text{CO}_2, \text{vap}) = -393 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- 1.3 - A l'aide de la table de valeurs fournie ci-dessous, déterminer la variation d'enthalpie (en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) de la combustion du propane gazeux à 25 °C, l'eau formée étant en phase vapeur. Comparez les valeurs obtenues en 1.2 et 1.3.
- 1.4 - L'énergie dégagée par la combustion complète à pression constante d'un normo-mètre cube de gaz (un mètre cube pris à 0 °C sous la pression de 101 300 Pa), l'eau formée étant sous forme de vapeur, s'appelle *pouvoir calorifique inférieur (PCI)*. Calculer le PCI du propane.  
*Données numériques :*  
 Le propane gazeux sera considéré comme un gaz parfait.  
 Constante des gaz parfaits :  $R = 8,32 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .  
 $C = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $H = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$   $O = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### Enthalpies de combustion de quelques hydrocarbures à 25 °C

Hydrocarbure	Formule	H <sub>2</sub> O liquide dans les produits		H <sub>2</sub> O gazeux dans les produits	
		Hydrocarbure liquide kJ/kg	Hydrocarbure gazeux kJ/kg	Hydrocarbure liquide kJ/kg	Hydrocarbure gazeux kJ/kg
<i>Famille des alcanes</i>					
Méthane	CH <sub>4</sub>		- 55 496		- 50 010
Ethane	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>		- 51 875		- 47 484
Propane	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	- 49 975	- 50 345	- 45 938	- 46 353
Butane	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	- 49 130	- 49 500	- 45 344	- 45 714
Pentane	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	- 48 071	-48 436	- 44 557	- 44 922

## CAE3C1

### Exercice 2 - Dureté d'une eau

On appelle dureté d'une eau (degré hydrotimétrique français) la grandeur définie en fonction des concentrations molaires des ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  par la formule :

$$([\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}]) \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

On considère qu'une eau est dure si la dureté est supérieure à 25.

- 1 - Citez quelque(s) inconvénient(s) de l'usage industriel ou domestique d'une eau dure.
- 2 - Influence de la température sur les dépôts de carbonate de calcium.
  - 2.1 - Écrire l'équation de dissolution du carbonate de calcium ( $\text{CaCO}_3$ ) dans l'eau.
  - 2.2 - Calculer la solubilité du carbonate de calcium à 25 °C si  $\text{pKs} = 8.4$
  - 2.3 - La solubilité du carbonate de calcium est égale à  $4,1 \times 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$  à la température de 85 °C. Peut-on affirmer que l'importance des dépôts calcaires dépend beaucoup de la température ?
- 3 - Détermination de la dureté d'une eau.

La détermination de la dureté s'effectue usuellement à partir d'une grande quantité d'eau dans laquelle on ajoute une solution tampon  $\text{pH} = 9$  et un indicateur coloré (NET).

En présence d'ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$ , la coloration est rouge due à la formation d'un complexe.

En l'absence d'ions, la couleur de l'indicateur est bleue.

On verse une solution d'EDTA de concentration  $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , dans un volume de 100 mL d'eau. On observe le changement de couleur du rouge au bleu pour un volume d'EDTA versé de 22 mL. La réaction se fait mole à mole.

  - 3.1 - Calculer la concentration totale en ions  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$ .
  - 3.2 - Calculer la dureté de l'eau. Conclusion ?