

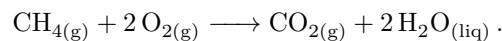


Thermochimie

Comparaison entre gaz naturel et pétrole

On s'intéresse au potentiel du gaz naturel utilisé comme combustible comparativement au pétrole. On appelle « tonne équivalent pétrole » (symbole TEP) l'énergie libérée par la combustion d'une tonne de pétrole à 298 K sous 1 bar : $1\text{TEP} = 42\text{GJ}$.

Le gaz naturel sera modélisé par un gaz parfait de méthane CH_4 pur, dont on considère la combustion d'un volume $V_0 = 1,00\text{m}^3$ à la pression $P_0 = 1,00\text{bar}$ et à la température $T_0 = 298\text{K}$. La combustion dans le dioxygène s'écrit



Données :

- ▷ Masse molaire du méthane : $16,0\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- ▷ Enthalpies standard de formation à 298 K, exprimées en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$:

Espèce	$\text{CH}_{4(\text{g})}$	$\text{O}_{2(\text{g})}$	$\text{CO}_{2(\text{g})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{liq})}$
$\Delta_f H^\circ$	-74,4	0	-393,5	-285,8

- 1 - Justifier précisément que l'enthalpie standard de formation du dioxygène est nulle à la température considérée.
- 2 - Déterminer l'enthalpie de réaction de combustion du méthane, notée $\Delta_r H^\circ$.
- 3 - Calculer la quantité de matière n_0 de méthane contenue dans l'enceinte.
- 4 - Calculer l'énergie libérée par la combustion isotherme isobare de cette quantité de méthane en la supposant totale.
- 5 - Rappeler les deux principaux constituants de l'air sec et leurs proportions. En déduire le volume d'air nécessaire à la combustion de cette quantité de méthane.
- 6 - Calculer la masse de méthane dont la combustion dans les mêmes conditions peut libérer une énergie de 1 TEP.
- 7 - Conclure : à masse égale, le méthane est-il un combustible plus ou moins efficace que le pétrole ?

Outre la densité d'énergie disponible, les émissions de CO_2 constituent un critère essentiel dans le choix d'un combustible : elles sont d'environ 2900 kg équivalent CO_2 par TEP dans le cas du gaz naturel, contre 3300 kg équivalent CO_2 par TEP pour le pétrole.

(Source : <http://www.bilans-ges.ademe.fr>)

Éléments de correction

1 Le dioxygène est le corps pur simple de plus faible atomocité formé avec de l'oxygène, pris dans son état standard.

2 D'après la loi de Hess :

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) + 2 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) - 2 \Delta_f H^\circ(\text{O}_2) = -891 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3 D'après l'équation d'état des gaz parfaits,

$$n_0 = \frac{P_0 V_0}{RT_0} = 40,4 \text{ mol}.$$

4 Comme le méthane a un nombre stoéchiométrique de 1, l'avancement de la réaction est égal à la quantité de matière de méthane consommée. Ainsi,

$$Q = n_0 \Delta_r H^\circ = 3,6 \cdot 10^4 \text{ kJ}.$$

5 L'air est constitué de diazote à 78 %, de dioxygène à 21 % et d'autres choses, en particulier de l'argon, à 1 %. Pour brûler n_0 mol de méthane il faut $2n_0$ mol de dioxygène. Les deux espèces étant des gaz parfaits à la même pression et à la même température, il faut donc un volume $2V_0$ de dioxygène. Sachant que le dioxygène n'occupe que $1/5$ du volume d'air, on en déduit qu'il faut $10V_0 = 10 \text{ m}^3$ d'air pour assurer la combustion totale.

6 On cherche la masse m de méthane telle que $Q = 1 \text{ TEP}$:

$$Q = \frac{m}{M_{\text{CH}_4}} \Delta_r H^\circ \quad \text{soit} \quad m = \frac{M_{\text{CH}_4} Q}{\Delta_r H^\circ} = 750 \text{ kg}.$$

7 Le méthane est plus efficace : on dit que la densité volumique d'énergie libérable est plus élevée pour le méthane que pour le pétrole.