

Cheminée au bioéthanol

Les cheminées au bioéthanol constituent une alternative aux cheminées à bois traditionnelles. La combustion de l'éthanol $C_2H_5OH_\ell$ dans l'air produit des flammes d'une trentaine de centimètres de haut.

Données : à 298 K

- Masse volumique en $kg \cdot m^{-3}$;
- Enthalpie standard de formation en $kJ \cdot mol^{-1}$;
- Capacité thermique molaire standard à pression constante en $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$:

Entité	$C_2H_5OH_{(\ell)}$	$H_2O_{(g)}$	$CO_{2(g)}$	$O_{2(g)}$	$N_{2(g)}$
ρ	789	0,60	1,80	1,31	1,25
$\Delta_f H^\circ$	-277,0	-241,8	-393,5	0	0
C_p°	111	33,6	37,1	29,4	29,1

- Masses molaires en $g \cdot mol^{-1}$:

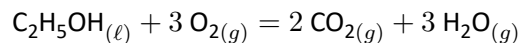
$$M_H = 1,0 \quad M_C = 12,0 \quad M_N = 14,0 \quad M_O = 16,0$$

- 1) Écrire l'équation de combustion de l'éthanol. Les produits sont formés à l'état gazeux. Mettre un coefficient stœchiométrique 1 pour l'éthanol.
- 2) Calculer l'enthalpie standard de cette réaction, $\Delta_r H^\circ$. Commenter son signe.
- 3) Calculer la masse d'air nécessaire à la combustion de 1,5 L d'éthanol.
- 4) Déterminer la température de flamme T_{fl} , c'est-à-dire la température atteinte par le milieu réactionnel en négligeant tout transfert thermique avec l'extérieur. La température initiale vaut $T_i = 298$ K.
- 5) En hiver, une pièce de 30 m^2 doit être chauffée avec une puissance $\mathcal{P} = 3$ kW. Quel volume V_0 de bioéthanol faudrait-il brûler par heure pour chauffer la pièce par ce seul moyen ? Commenter.



Correction

1) Par définition, une combustion est une transformation chimique avec le dioxygène de l'air, conduisant (lorsqu'elle est complète) uniquement à la formation de dioxyde de carbone et d'eau :



2) D'après la loi de Hess,

$$\Delta_r H^\circ = 2 \Delta_f H_{\text{CO}_2}^\circ + 3 \Delta_f H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ - 3 \Delta_f H_{\text{O}_2}^\circ - \Delta_f H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^\circ = -1240 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

L'enthalpie de réaction est négative, signe que la transformation est exothermique ... et heureusement puisqu'on cherche à réchauffer la pièce !

3) Un volume $V = 1,5 \text{ L}$ d'éthanol liquide à 298 K contient une quantité de matière :

$$n = \frac{\rho V}{M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}} = 25,7 \text{ mol}$$

Compte tenu de la stœchiométrie de la réaction, la combustion exige une quantité de dioxygène d'au moins $3n$. En tenant compte du diazote, la masse d'air correspondante est :

$$m_{\text{air}} = 3n (M_{\text{O}_2} + 4M_{\text{N}_2}) = 11,1 \text{ kg}$$

4) On se place dans les conditions stœchiométriques et on raisonne sur la transformation suivante fictive en deux temps : d'abord la réaction à $T_i = 298 \text{ K}$ puis le chauffage des produits de T_i à T_{fl} ... sans oublier le diazote qui est bel et bien présent même s'il est inerte. Le bilan d'enthalpie s'écrit :

$$\Delta H = 0 = n \Delta_r H^\circ + \left[2nC_{p,\text{CO}_2}^\circ + 3nC_{p,\text{H}_2\text{O}}^\circ + 12nC_{p,\text{N}_2}^\circ \right] (T_{fl} - T_i)$$

On en déduit :

$$T_{fl} = 2,6 \cdot 10^3 \text{ K}$$

5) Supposons maintenant la transformation isotherme à la température de la pièce. On raisonne sur une transformation de durée $\Delta t = 1 \text{ heure}$, qui nécessite n_0 mol de butane pour fournir à la pièce la puissance \mathcal{P} . Le bilan d'enthalpie s'écrit :

$$\Delta H = 0 = -\mathcal{P} \Delta t = n_0 \Delta_r H^\circ \Rightarrow n_0 = -\frac{\mathcal{P} \Delta t}{\Delta_r H^\circ}$$

Attention : \mathcal{P} est la puissance **fournie** par la combustion à la pièce à chauffer, d'où le signe « - ».

En introduisant la masse volumique et la masse molaire, on en déduit le volume requis

$$n_0 = \frac{\rho V_0}{M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}} \Rightarrow V_0 = \frac{\mathcal{P} \Delta t M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}}{\rho \Delta_r H^\circ} = 0,5 \text{ L}$$

C'est un volume qui semble tout à fait raisonnable pour une utilisation domestique, sous réserve d'un bon renouvellement de l'air de la pièce.