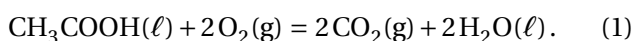


TD de thermochimie n° 1

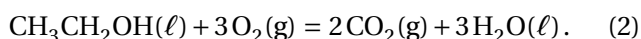
Solution

2 — Conversion de l'éthanol

1. Combustion de l'acide éthanoïque :



Combustion de l'éthanol :



2. L'équation traduisant l'oxydation de l'éthanol en acide éthanoïque se déduit des équations bilan précédentes par la combinaison linéaire

$$(3) = (2) - (1)$$

soit après simplification



On en déduit

$$\Delta_r H_3^\circ = \Delta_r H_2^\circ - \Delta_r H_1^\circ = -1368 - (-875)$$

soit $\Delta_r H_3^\circ = -493 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

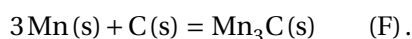
3. À partir de l'équation (3), on calcule

$$\Delta_r H_3^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{COOH}) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}).$$

On obtient $\Delta_r H_3^\circ = -492,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3 — Combinaison de réactions

1. L'enthalpie standard de formation du carbure de manganèse est l'enthalpie standard de réaction de l'équation



Cette réaction s'écrit comme combinaison linéaire des autres réactions selon

$$(\text{R}) = (\text{C}) - 3 \times (\text{B}) - (\text{A}).$$

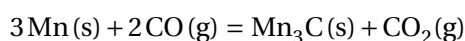
On a donc

$$\Delta_f H^\circ(\text{Mn}_3\text{C}(\text{s})) = \Delta_r H_C^\circ - 3\Delta_r H_B^\circ - \Delta_r H_A^\circ$$

soit

$$\Delta_f H^\circ(\text{Mn}_3\text{C}(\text{s})) = 358 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

2. La réaction



s'écrit comme combinaison linéaire $(\text{C}) - 3 \times (\text{B})$. On a donc

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_r H_C^\circ - 3\Delta_r H_B^\circ$$

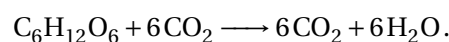
soit

$$\Delta_r H^\circ = 444 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

On a $\Delta_r H^\circ > 0$: la réaction est endothermique.

4 — Évitéons hypoglycémie en DS

Écrivons la réaction en jeu :



Son enthalpie standard de réaction est

$$\Delta_r H^\circ = 6 \times (-393,5) + 6 \times (-285,8) - (-1268),$$

soit $\Delta_r H^\circ = -2807,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La réaction de n moles de glucose libère donc l'énergie $-n\Delta_r H^\circ$.

L'énergie nécessaire pour fournir une puissance de 30 W pendant 4 heures est

$$\mathcal{E} = 30 \times 4 \times 3600 = 420 \text{ kJ}.$$

La quantité de glucose nécessaire est donc

$$n = \frac{420}{2807,8}.$$

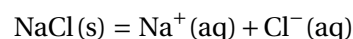
Si $M = 180 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ est la masse molaire du glucose, on en déduit la masse

$$m = 180 \times \frac{420}{2807,8}$$

soit $m = 26,9 \text{ g}$.

5 — Enthalpie standard de formation d'ions

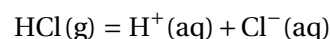
L'enthalpie standard de dissolution selon



s'écrit

$$\Delta_d H_1^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{Na}^+(\text{aq})) + \Delta_f H^\circ(\text{Cl}^-(\text{aq})) - \Delta_f H^\circ(\text{NaCl}(\text{s})).$$

De même pour



on a

$$\Delta_d H_2^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{H}^+(\text{aq})) + \Delta_f H^\circ(\text{Cl}^-(\text{aq})) - \Delta_f H^\circ(\text{HCl}(\text{g})).$$

Par convention, on a $\Delta_f H^\circ(\text{H}^+(\text{aq})) = 0$, d'où

$$\Delta_f H^\circ(\text{Cl}^-(\text{aq})) = \Delta_d H_2^\circ + \Delta_f H^\circ(\text{HCl}(\text{g})) = -74,9 - 92,3$$

soit

$$\Delta_f H^\circ(\text{Cl}^-(\text{aq})) = -167,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

On a alors

$$\Delta_f H^\circ(\text{Na}^+(\text{aq})) = \Delta_d H_1^\circ - \Delta_f H^\circ(\text{Cl}^-(\text{aq})) + \Delta_f H^\circ(\text{NaCl}(\text{s}))$$

d'où

$$\Delta_f H^\circ(\text{Na}^+(\text{aq})) = -240,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

7 — Température atteinte dans un réacteur adiabatique

1. On calcule

$$\begin{aligned}\Delta_r H^\circ &= 2\Delta_f H^\circ(\text{NO}(\text{g})) + 3\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) \\ &\quad - 2\Delta_f H^\circ(\text{NH}_3(\text{g})) - \frac{5}{2}\Delta_f H^\circ(\text{O}_2(\text{g})) \\ &= 2 \times 90,4 + 3 \times (-241,8) - 2 \times (-46,2)\end{aligned}$$

soit

$$\Delta_r H^\circ = -452,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

On a $\Delta_r H^\circ < 0$: la réaction est **exothermique**.

2.a) Pour simplifier l'écriture, on considère que l'on part de $2n_0$ moles de NH_3 .

Tableau d'avancement :

	NH_3	O_2	NO	H_2O
(i)	$2n_0$	$\frac{5}{2}n_0$	0	0
	$2n_0 - 2\xi$	$\frac{5}{2}(n_0 - \xi)$	2ξ	3ξ
(f)	0	0	$2n_0$	$3n_0$

L'avancement final est $\xi_f = n_0$.

L'enceinte étant adiabatique, on a

$$\Delta H = 0.$$

L'enthalpie étant une fonction d'état, on peut décomposer l'évolution sur un chemin fictif.

1^{re} étape : réaction isotherme.

La variation d'enthalpie est

$$\Delta H_1 = \xi_f \Delta_r H^\circ = n_0 \Delta_r H^\circ.$$

2^e étape : élévation de température du mélange final de T_0 à T_f .

$$\Delta H_2 = \left[2n_0 C_{p,m}^\circ(\text{NO}) + 3n_0 C_{p,m}^\circ(\text{H}_2\text{O}) \right] (T_f - T_0).$$

On a $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 = 0$, soit

$$n_0 \Delta_r H^\circ + \left[2n_0 C_{p,m}^\circ(\text{NO}) + 3n_0 C_{p,m}^\circ(\text{H}_2\text{O}) \right] (T_f - T_0) = 0.$$

On en déduit

$$T_f = T_0 - \frac{\Delta_r H^\circ}{2C_{p,m}^\circ(\text{NO}) + 3C_{p,m}^\circ(\text{H}_2\text{O})}.$$

On calcule $T_f = 3148 \text{ K}$.

2.b) Le nouveau tableau d'avancement est

	NH_3	O_2	NO	H_2O
(i)	$2n_0$	$\frac{5}{2}n_0$	0	$2n_0 x$
	$2n_0 - 2\xi$	$\frac{5}{2}(n_0 - \xi)$	2ξ	$3\xi + 2n_0 x$
(f)	0	0	$2n_0$	$3n_0 + 2n_0 x$

L'avancement final est toujours $\xi_f = n_0$ et l'expression de ΔH_1 est inchangée.

Pour la deuxième étape, on a maintenant

$$T_f = T_0 - \frac{\Delta_r H^\circ}{2C_{p,m}^\circ(\text{NO}) + (3 + 2x)C_{p,m}^\circ(\text{H}_2\text{O})}.$$

Pour $x = 2$, on calcule $T_f = 1842 \text{ K}$.