

Thermochimie

Bilan carbone de la production de ciment

L'industrie cimentière est aujourd'hui responsable de 5 à 7% des émissions de CO_2 à l'échelle mondiale. La fabrication d'une tonne de ciment rejette en moyenne l'équivalent de 0,6 tonne de CO_2 dans l'atmosphère. Cet exercice a pour objectif de retrouver cet ordre de grandeur en procédant à un (rapide) bilan carbone de la production.

L'élaboration des ciments se fait à haute température dans un four à partir d'un mélange de 80% de calcaire CaCO_3 et de 20% d'argile, composé d'alumine Al_2O_3 et de silice SiO_2 . Le composé majoritaire obtenu est le silicate de calcium Ca_3SiO_5 , noté C_3S par les cimentiers.

- 1 - Écrire l'équation de réaction notée (R_1) qui modélise la formation de Ca_3SiO_5 solide à partir des seuls réactifs silice et calcaire. Quel autre produit est formé pendant la réaction ?
- 2 - Rappeler en quoi consiste l'approximation d'Ellingham. Pourquoi est-elle nécessaire pour utiliser la table thermodynamique donnée ? On se place dans ce cadre pour la suite.
- 3 - Calculer l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H_1^\circ$ de la réaction (R_1). Est-elle endo ou exothermique ?
- 4 - Calculer la masse de calcaire CaCO_3 nécessaire pour obtenir une tonne de $\text{Ca}_3\text{SiO}_{5(s)}$ par la réaction (R_1) et la chaleur qu'il faut lui fournir à pression constante et température constante.

Les fours utilisés sont généralement des fours à gaz, dans lesquels l'énergie est apportée par la combustion du méthane $\text{CH}_{4(g)}$. On donne l'enthalpie standard de la réaction (R_2) de combustion du méthane, écrite conventionnellement avec un nombre stœchiométrique -1 pour le méthane : $\Delta_r H_2^\circ = -690 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- 5 - Écrire l'équation bilan de la réaction (R_2).
- 6 - Quelle masse de méthane faut-il brûler pour apporter l'énergie nécessaire à la transformation d'une tonne de $\text{CaCO}_{3(s)}$ en $\text{Ca}_3\text{SiO}_{5(s)}$ à la pression p° et à température constante ?
- 7 - Quelle est la masse totale de dioxyde de carbone produite au cours du processus ?

Données :

▷ Extrait de table thermodynamique à 298 K :

	$\text{CaCO}_{3(s)}$	$\text{SiO}_{2(s)}$	$\text{Ca}_3\text{SiO}_{5(s)}$	$\text{CO}_{2(g)}$
$\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	-1206	-910,0	-2876	-393,1

▷ Masses molaires :

$$M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_{\text{Si}} = 28,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \quad M_{\text{Ca}} = 40,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Éléments de correction

1 L'équation de la réaction s'écrit



Elle forme également du CO_2 .

2 L'approximation d'Ellingham consiste à supposer que **l'enthalpie (et l'entropie) standard d'une réaction ne dépend pas de la température** à laquelle elle a lieu. Ainsi, on peut calculer l'enthalpie de réaction avec la table à 298 K et utiliser sa valeur quelle que soit la température.

Attention, cette approximation devient franchement fautive dès qu'un des réactifs ou produits change d'état.

3 D'après la loi de Hess,

$$\Delta_r H_1^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{Ca}_3\text{SiO}_5) + 3 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) - 3 \Delta_f H^\circ(\text{CaCO}_3) - \Delta_f H^\circ(\text{SiO}_2) \quad \text{soit} \quad \Delta_r H_1^\circ = 473 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Comme $\Delta_r H_1^\circ > 0$, la réaction (R_1) est **endothermique**

4 Une masse $m = 1$ tonne de silicate de calcium correspond à une quantité de matière

$$n = \frac{m}{M_{\text{Ca}_3\text{SiO}_5}} = 4,4 \cdot 10^3 \text{ mol}.$$

Calculon maintenant la quantité de matière de calcaire nécessaire à partir d'un tableau d'avancement. Comme on s'intéresse à la consommation du calcaire, on suppose la silice en excès.

	3CaCO_3	+	SiO_2	=	Ca_3SiO_5	+	$3 \text{CO}_{2(g)}$
État initial	n_0		excès		0		0
État final	$n_0 - 3\xi_1 = 0$		excès		$\xi_1 = n$		$3\xi_1$

Ainsi, la quantité de matière minimale de calcaire requise vaut

$$n_0 = 3n = 1,3 \cdot 10^4 \text{ mol},$$

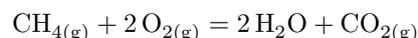
ce qui correspond à une masse

$$m_0 = n_0 M_{\text{CaCO}_3} = 1,3 \text{ tonne}.$$

Le transfert thermique à fournir à la réaction vaut

$$Q = \xi_1 \Delta_r H_1^\circ = 2,0 \cdot 10^9 \text{ J}.$$

5 L'énoncé sous-entend une écriture avec nombres stœchiométriques algébriques potentiellement fractionnaires, mais il vaut mieux toujours commencer par une écriture avec nombres entiers qui distingue réactifs et produits,



soit

$$0 = -\text{CH}_{4(g)} - 2 \text{O}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_{2(g)}$$

6 Comme le nombre stœchiométrique est pris égal à -1 pour le méthane, alors la quantité de méthane consommée est égale à l'avancement ξ_2 de la réaction (R_2). On veut ainsi

$$\xi_2 \Delta_r H_2^\circ = Q \quad \text{soit} \quad \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} \Delta_r H_2^\circ = Q$$

d'où on déduit

$$m_{\text{CH}_4} = \frac{Q M_{\text{CH}_4}}{\Delta_r H_2^\circ} = 48 \text{ kg}.$$

7 Les deux réactions (R_1) et (R_2) produisent du CO_2 . Au total, la masse de CO_2 produite vaut

$$m_{\text{CO}_2} = (3\xi_1 + \xi_2) M_{\text{CO}_2} = 7,1 \cdot 10^2 \text{ kg}.$$