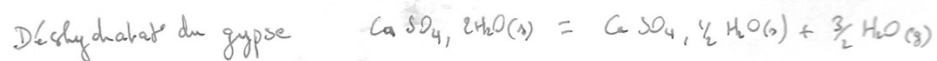


Ex 4 - Entretien d'une réact



1 - $\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{plâtre}) + \frac{3}{2} \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(g)) - \Delta_f H^\circ(\text{gypse})$
 $\Delta_r H^\circ = 83,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ à $298 \text{ K} = \Delta_r H^\circ(673 \text{ K})$ ds l'approx. d'E.
 (pas de dgT d'état)

La réact est endothermique ($\Delta_r H^\circ > 0$), il est donc nécessaire de lui apporter de l'énergie avec un réacteur chauffé.

2 - $n(\text{plâtre}) = \frac{m(\text{plâtre})}{M(\text{plâtre})} = 276 \text{ mol}$

$Q = \sum \Delta_r H^\circ = n \Delta_r H^\circ$

↳ pour la réact à 673 K

En supplément, il faut chauffer les réactifs de 298 K à 673 K soit

$Q_{\text{chauff}} = n(\text{gypse}) \times c_{p,m}(\text{gypse}) \times \Delta T$ avec $\Delta T = 375 \text{ K}$
 et $n(\text{gypse}) = n(\text{plâtre})$

$Q_{\text{TOTAL}} = n(\text{plâtre}) \times [c_{p,m}(\text{gypse}) \Delta T + \Delta_r H^\circ]$
 $153 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$Q_{\text{TOTAL}} = 42,3 \cdot 10^3 \text{ kJ}$

3 - $\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(g)) = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$[-Q_{\text{combustion}} - Q_{\text{chauff}}]_{\text{charbon}} = \frac{Q_{\text{TOTAL}}}{98}$

Chaleur apportée par la combustion de m_c mol de charbon

Chaleur nécessaire pour chauffer les réactifs de combustion du charbon et gaz imbrûlés de 25 à 400°C

Avec $Q_{\text{combustion}} < 0$

Avec $Q_{\text{chauff}} > 0$

avec $Q'_{\text{chauff}} = m_c [c_{p,m}(C) + 2c_{p,m}(O_2) + 8c_{p,m}(N_2)] \Delta T$
 nombre de mol de charbon

↳ mélange d'air avec 90% N_2 et 10% de O_2
 (4 fois + de N_2 que de O_2)

$Q'_{\text{chauff}} = m_c \times 136,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$Q_{\text{combust}} = -\sum \Delta_r H^\circ = +m_c \times 393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

donc $m_c \times (+393,5 - 136,5) = \frac{Q_{\text{TOTAL}}}{98}$

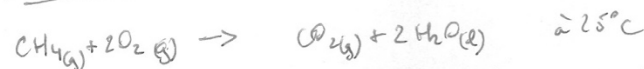
$m_c = \frac{Q_{\text{TOTAL}}}{98 \times 257,1} = \frac{Q_{\text{TOTAL}}}{2506}$

soit une masse $m_c = m_c \times M(C) =$

$m_c = m_{\text{plâtre}} \frac{M(C)}{M(\text{plâtre})} \frac{153}{206} = 2,46 \text{ kg}$

Ex 5 - Choisir son chauffage

1 - Réact de combustion du méthane



$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(g)) + 2\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(l)) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4(g))$ ds Hess

$\Delta_r H^\circ = -890,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$Q_{\text{chauff}} = -\sum \Delta_r H^\circ = -m_c(\text{CH}_4) \Delta_r H^\circ$ avec $PV = n(\text{CH}_4)RT$
 ds $Q_{\text{chauff}} > 0$ $m_c(\text{CH}_4) = \frac{PV}{RT}$ à 25°C sous $P^0 = 1 \text{ bar}$
 $= 35,37 \cdot 10^3 \text{ kJ} = 9,38 \text{ kWh} \approx 10 \text{ kWh!}$ = $60,3 \text{ mol}$
 ok!

2 - ds 1L de fioul $\rightarrow n(\text{C}_{12}\text{H}_{26}) = 0,6 \times \frac{9830 \cdot 10^3}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{26})} = 2,33 \text{ mol}$
 $\rightarrow 170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$m(\text{C}_{14}\text{H}_{30}) = 0,4 \times \frac{9830 \cdot 10^3}{M(\text{C}_{14}\text{H}_{30})} = 1,68 \text{ mol}$
 $\rightarrow 158 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

• Pour la combustion du dodécane à 25°C



$$\Delta_r H_1^\circ = 12 \Delta_f H^\circ(CO_2) + 13 \Delta_f H^\circ(H_2O) - \Delta_f H^\circ(C_{12}H_{26})$$

$$\Delta_r H_1^\circ = -9,14 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

• Pour la combustion du tétradécane



$$\Delta_r H_2^\circ = -9,46 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Donc pour un L → $Q_{libérée} = -m(C_{12}H_{26}) \times \Delta_r H_1^\circ - m(C_{14}H_{30}) \times \Delta_r H_2^\circ$
 $= 39,74 \cdot 10^3 \text{ kJ}$

prix à 0,68 €/litre → $0,0171 \text{ €} / 10^3 \text{ kJ}$ pour le mazout

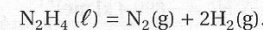
Pour le méthane (gaz de ville) → $Q_{libérée} = 35,37 \cdot 10^3 \text{ kJ}$
 pour un L

prix à 0,976 €/litre → $0,0276 \text{ €} / 10^3 \text{ kJ}$ (= $\frac{0,976}{35,37}$)

Le mode de chauffage le + économique est le mazout!

CS MP 2018

1. L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



Les gaz formés sont éjectés pour obtenir la propulsion.

2. (a) Calculons l'enthalpie de réaction par la loi de Hess :

$$\Delta_r H^\circ = -\Delta_f H_{N_2, H_2}^\circ = -50,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Le résultat étant négatif, la réaction est exothermique.

(b) On réalise un tableau d'avancement de la réaction :

Équation de la réaction		: $N_2H_4(l) \rightarrow N_2(g) + 2H_2(g)$		
État du système	avancement	$n(N_2H_4)(\text{mol})$	$n(N_2)(\text{mol})$	$n(H_2)(\text{mol})$
État initial	0	n	0	0
État d'avancement à ξ	ξ	$n - \xi$	ξ	2ξ
État final à ξ_f	ξ_f	0	n	2n

On a donc dans un réacteur monobare et adiabatique : $0 = \Delta H_{\text{chimie}} + \Delta H_{\text{chauffage}}$. Ainsi, nous pouvons écrire que :

$$0 = n\Delta_r H^\circ + (n \cdot C_p^\circ(N_2) + 2 \cdot n \cdot C_p^\circ(H_2)) \cdot (T_f - T_i)$$

Ainsi :

$$T_f = T_i - \frac{\Delta_r H^\circ}{C_p^\circ(N_2) + 2n C_p^\circ(H_2)} = 584 \text{ K}$$

(c) On pourrait prendre en compte :

- les fuites thermiques du réacteur vers l'extérieur;
- la variation de C_p° avec la température.

TSI

1. En utilisant la loi de Hess :

$$\Delta_r H^\circ = \Delta_f H^\circ(SO_2) + \Delta_f H^\circ(ZnO) - \frac{3}{2} \Delta_f H^\circ(O_2) - \Delta_f H^\circ(ZnS) = -442 \text{ kJ mol}^{-1}$$

2. On dresse le tableau d'avancement en introduisant une colonne « gaz inerte » :

Équation de la réaction		: $ZnS + \frac{3}{2} O_2 \rightarrow ZnO + SO_2$				
État du système	avancement	$n(ZnS)$	$n(O_2)$	$n(ZnO)$	$n(SO_2)$	$n(N_2)$
État initial	0	1	$\frac{3}{2}$	0	0	6
État d'avancement à ξ	ξ	$1 - \xi$	$\frac{3}{2} - \frac{3}{2}\xi$	ξ	ξ	6
État final à ξ_f	ξ_f	0	0	1	1	6

Le réacteur étant supposé monobare et adiabatique :

$$1 \times \Delta_r H^\circ + (C_p^\circ(ZnO) + C_p^\circ(SO_2) + 6 \cdot C_p^\circ(N_2)) \times (T_f - 298) = 0$$

Cela donne alors, après résolution, $T_f = 1840 \text{ K}$. Cette température étant supérieure à 1350 K, la réaction peut s'autoentretenir.

3. Il y a désormais dans le milieu réactionnel α moles de SiO_2 accompagnant 1 mole de ZnS avec

$x = \frac{\alpha}{1 + \alpha}$. Ainsi :

$$\Delta_r H^\circ + \left(C_p^\circ(\text{ZnO}) + C_p^\circ(\text{SO}_2) + 6 \cdot C_p^\circ(\text{N}_2) + \alpha \cdot C_p^\circ(\text{SiO}_2) \right) \times (T_f' - 298) = 0.$$

On obtient alors une condition sur T_f' , en effet $T_f' > 1350 \text{ K}$ si :

$$\alpha < \frac{1}{C_p^\circ(\text{SiO}_2)} \cdot \left(-\frac{\Delta_r H^\circ}{1350 - 298} - C_p^\circ(\text{ZnO}) - C_p^\circ(\text{SO}_2) - 6 \cdot C_p^\circ(\text{N}_2) \right).$$

On trouve alors $\alpha < 1,83 \text{ mol}$, soit $x < 0,65$.