

Exercice 1

A l'aide des équations suivantes, calculez l'enthalpie de la combustion complète de la cire à chandelle $C_{25}H_{52}$. L'eau formée est à l'état gazeux.

- a) $H_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ $\Delta H^\circ_a = -285,5 \text{ kJ}$
 b) $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ $\Delta H^\circ_b = -393 \text{ kJ}$
 c) $25 C(s) + 26 H_2(g) \rightarrow C_{25}H_{52}(s)$ $\Delta H^\circ_c = -827 \text{ kJ}$
 d) $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$ $\Delta H^\circ_d = 44 \text{ kJ}$

Exercice 2

A partir des enthalpies standards de formation, calculez les enthalpies standards des réactions suivantes :

- a) $2 NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO_2(g)$
 b) $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$
 c) $2 Al(s) + Fe_2O_3(s) \rightarrow 2 Fe(s) + Al_2O_3(s)$

Données : $\Delta H^\circ_f(NO_2) = 34 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(NO) = 90 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(CO_2) = -394 \text{ kJ/mol}$;
 $\Delta H^\circ_f(H_2O(l)) = -286 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(CH_4) = -75 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(Al_2O_3) = -1670 \text{ kJ/mol}$;
 $\Delta H^\circ_f(Fe_2O_3) = -822 \text{ kJ/mol}$.

Exercice 3

A l'aide des énergies de liaisons, calculer les enthalpies standards de réaction pour les réactions suivantes :

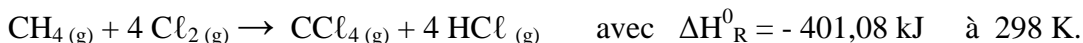
- a) $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2 HCl(g)$
 b) $CH_4(g) + Cl_2(g) \rightarrow CH_3Cl(g) + HCl(g)$
 c) $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(g)$

Données :

Liaison	H-H	Cl-Cl	H-Cl	C-Cl	C-H	O=O	C=O	H-O
E (kJ·mol ⁻¹)	-436	-243	-431	-330	-414	-498	-803	-463

Exercice 4

Il est possible d'obtenir du tétrachlorure de carbone (CCl_4) à partir du méthane et du chlore selon la réaction suivante :



- Calculer l'enthalpie standard de cette réaction à 650 K.
- Calculer l'enthalpie standard molaire de formation de $CCl_4(g)$ à 298 K.
- En déduire l'énergie de la liaison C-Cl.

Données : Les capacités calorifiques molaires c_p (en $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$) pour $CH_4(g)$; $Cl_2(g)$; $CCl_4(g)$ et $HCl(g)$ sont respectivement égales à 35,71 ; 33,93 ; 83,51 et 29,12.

$\Delta H^\circ_f(CH_4(g)) = -74,6 \text{ kJ} \cdot mol^{-1}$; $\Delta H^\circ_f(HCl(g)) = -92,3 \text{ kJ} \cdot mol^{-1}$; $\Delta H^\circ_{sub}(C) = 716,7 \text{ kJ} \cdot mol^{-1}$;
 $\Delta H^\circ_{diss}(Cl_2(g)) = 242,6 \text{ kJ} \cdot mol^{-1}$.