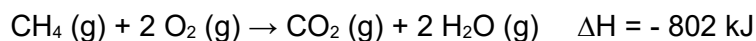
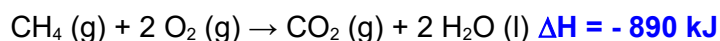
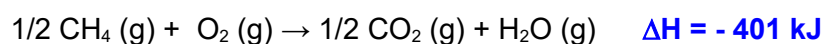


Module 4.3 : Enthalpie et réactions chimiques

4.3.1. Connaissant les équations ci-dessous :



Donnez les enthalpies des réactions suivantes :



4.3.2. La valeur énergétique d'un carburant correspond à son enthalpie de combustion par gramme. Le principal constituant de l'essence, l'octane (C_8H_{18}), dégage lors de sa combustion 5464 kilojoules par mole d'octane.

a) Donnez son équation thermochimique.



multiplier par 2 car 2 moles dans l'équation,

signe – car combustion = exothermique

b) Calculez sa valeur énergétique.

Valeur énergétique = kJ/g

MM(C_8H_{18}) = 114 g/mol

5464 kJ/mol / 114 g/mol = 47,9 kJ/g

c) Calculez la densité d'enthalpie, qui s'exprime en kJ/L sachant que la masse volumique de l'octane vaut 0,699 g/cm³ à 25°C.

1 L = 1dm³ ; 1 mL = 1 cm³

$\rho(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 0,699 \text{ g/mL} = 699 \text{ g / L}$

47,9 kJ/g · 699 g / L = 33,5 kg / L

- 4.3.3. Calculez l'enthalpie de réaction de l'hydrazine avec H_2 : $N_2H_4(l) + H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$ à partir des données suivantes et dites si la réaction est endo ou exothermique.

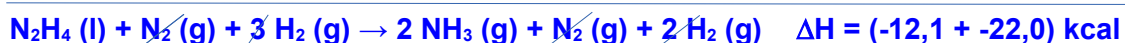


Stratégie :

Additionner les équations pour trouver la réaction de l'hydrazine avec H_2 .

Exothermique $\Delta H < 0$, endothermique $\Delta H > 0$.

Résolution :



$\Delta H < 0 \Rightarrow$ Exothermique

- 4.3.4. Calculez l'enthalpie de réaction de l'hydrazine avec H_2 : $N_2H_4(l) + H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$ à partir des enthalpies de formation. $\Delta_f H^\circ(N_2H_4) = 50,6 \text{ kJ/mol}$; $\Delta_f H^\circ(NH_3) = -46,1 \text{ kJ/mol}$

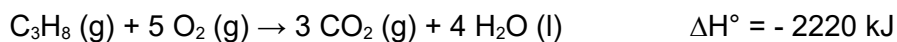
Stratégie : Appliquer $\Delta_r H^\circ = \sum n \Delta_f H^\circ(\text{produits}) - \sum n \Delta_f H^\circ(\text{réactifs})$

Résolution :

$$2 \text{ mol} \cdot (-46,1 \text{ kJ/mol}) - (1 \text{ mol} \cdot 50,6 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 0 \text{ kJ/mol}) = -142,8 \text{ kJ}$$

$$-142,8 \text{ kJ} / 4,18 \text{ kJ/kcal} = -34,1 \text{ kcal (même résultat que sous 3).}$$

- 4.3.5. Calculer l'enthalpie de formation du propane $3 C(s) + 4 H_2(g) \rightarrow C_3H_8(g)$ en utilisant les réactions suivantes :



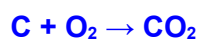
Stratégie : additionner les équations pour trouver la formation de C_3H_8 .



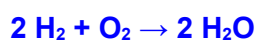
- 4.3.6. Soit la combustion du méthane. Écrivez l'équation de la réaction ainsi que les équation de formation de chacun des composés de l'équation. Démontrez que la formule proposée dans le cours $\Delta_r H^\circ = \sum n \Delta_f H^\circ(\text{produits}) - \sum n \Delta_f H^\circ(\text{réactifs})$ correspond bien à la loi de Hess (additivité des équations thermochimiques).

Stratégie : En additionnant les équations de formation de produits et en y soustrayant celle de formation des réactifs, on doit obtenir celle de combustion.

Résolution :



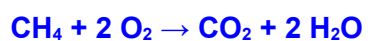
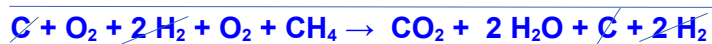
$$\Delta_f H(\text{CO}_2)$$



$$2 \Delta_f H(\text{H}_2\text{O})$$



$$- \Delta_f H(\text{CH}_4)$$



$$\Delta_c H(\text{CH}_4) = \Delta_f H(\text{CO}_2) + 2 \Delta_f H(\text{H}_2\text{O}) - \Delta_f H(\text{CH}_4)$$

ce qui correspond bien à la formule $\Delta_r H^\circ = \sum n \Delta_f H^\circ(\text{produits}) - \sum n \Delta_f H^\circ(\text{réactifs})$