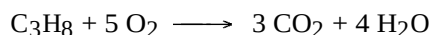


EXERCICE 1 : Enthalpie de combustion du propane dans le dioxygène

1.1 - La réaction est :



1.2 - La loi de Hess indique :

$$\Delta_f H^\circ = \sum_{\text{Produits}} (\nu_i \cdot \Delta_f H^\circ_i) - \sum_{\text{Réactifs}} (\nu_i \cdot \Delta_f H^\circ_i) \quad \text{où les } \nu_i \text{ sont les coeff. stoechiométriques.}$$

$$\Delta_f H^\circ = 3 \cdot \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2, \text{vap}) + 4 \cdot \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{vap}) - 1 \cdot \Delta_f H^\circ(\text{C}_3\text{H}_8, \text{vap}) - 5 \cdot \Delta_f H^\circ(\text{O}_2, \text{gaz})$$

A.N. $\Delta_f H^\circ = 3 \cdot (-393) + 4 \cdot (-242) - 1 \cdot (-104) - 5 \cdot (0) = -2,04 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

1.3. D'après le tableau : $\Delta_f H^\circ(\text{C}_3\text{H}_8, \text{vap}) = -46353 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} = -46353 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$.

or $M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

donc : $\Delta_f H^\circ(\text{C}_3\text{H}_8, \text{vap}) = -46353 \cdot 44 = -2,04 \text{ MJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Les deux valeurs sont identiques.

1.4. On a : $p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{101300 \cdot 1}{8,314 \cdot 273,15} = 44,6 \text{ mol}$ pour un normo-mètre cube de gaz parfait.

D'où $\text{PCI} = 2,04 \cdot 44,6 \approx 91 \text{ MJ}$ (cette valeur est positive, car c'est l'énergie dégagée).

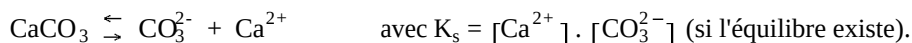
EXERCICE 2 : Dureté d'une eau

1 - les dépôts de carbonate de calcium et magnésium. Ces dépôts bouchent les filtres et les canalisations et sont à l'origine de fuites sur les vannes et les robinets.
De plus, en se déposant sur les parties chaudes, ils réduisent la conductivité thermique et font baisser les rendements des chaudières.

- une eau dure réduit les propriétés des savons et lessives. Ceci entraîne une surconsommation de détergents. Pour contrer ce problème on ajoute des phosphates aux lessives, ce qui pose des problèmes pour l'environnement.

2.1 - La réaction est : $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+}$

2.2 - La solubilité est la quantité de CaCO_3 que l'on peut dissoudre dans un litre d'eau pure.



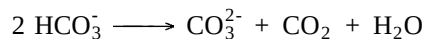
E.I. : $n \quad 0 \quad 0$

E.F. : $n-s \quad s \quad s$

d'où : $K_s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s} = \sqrt{10^{-8,4}} = 10^{-4,2} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2.3 - D'après les données du texte on voit qu'entre 25°C et 85°C, la quantité de CaCO_3 que l'on peut dissoudre est réduite d'un tiers. La température est donc importante pour les dépôts calcaires.

Remarque : en plus de ce que nous venons de voir, les ions hydrogénocarbonates présent dans l'eau se décomposent suivant la réaction suivante quand la température augmente:



Cette réaction donne des ions carbonates qui favorisent la précipitation.

3.1 - La réaction entre l'EDTA et les ions calcium et magnésium se fait mole à mole ce qui veut dire que l'on atteint l'équivalence quand :

$$n(\text{Ca}^{2+}) + n(\text{Mg}^{2+}) = n(\text{EDTA})$$

soit : $\{[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}]\} \cdot V_{\text{eau}} = [\text{EDTA}] \cdot V_{\text{EDTA}}$

d'où : $[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = \frac{[\text{EDTA}]}{V_{\text{EDTA}}} \cdot V_{\text{eau}}$

A.N. $[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = \frac{1 \cdot 10^{-2}}{100} \cdot 22 = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3.2 La concentration est de : $22 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ soit une dureté de 22°. Cette eau n'est pas dure.

Remarques : Pour une dureté comprise entre 15° et 25°, on dit que l'eau est demi dure.

Pour les eaux potables il vaut mieux avoir THT < 30, sans dépasser 50, l'idéal étant de 12 à 15.