

L'oxysoudage est un procédé de soudage de métaux via la combustion de l'acétylène ($C_2H_2(g)$) avec le dioxygène pur. La température de la flamme peut atteindre jusqu'à $3100^\circ C$. Un artiste désire souder deux pièces d'un bijou en utilisant 1,97 g d'or. On considère que l'enthalpie de vaporisation de l'eau est égale à $46,9 \text{ kJ/mol}$ et que la combustion se déroule dans les conditions standards, à $25^\circ C$.

Données à 298 K

Espèce	$\Delta_f H^\circ \text{ kJ/mol}$	$C_p \text{ J/K/mol}$	$s^\circ \text{ J/K/mol}$
$H_2O(l)$	-285,83	75,47	69,91
$H_2O(g)$	-241,60	$30,01 + 1,07 \cdot 10^{-2} T$	
CO_2	-393,50	$32,20 + 22 \cdot 10^{-3} T$	213,7
N_2	0,00	$27,88 + 4,27 \cdot 10^{-3} T$	191,61
O_2	0,00	$28,80 + 4,2 \cdot 10^{-3} T$	205,15
C_2H_2	226,75		200,93
Au (s)	0,00	$25,69 - 7,32 \cdot 10^{-4} T + 4,56 \cdot 10^{-6} T^2$	47,4

Remarque : s° n'est pas l'entropie de formation (donc pas de f en indice).

1. Quelle quantité d'énergie sera nécessaire afin d'amener ce morceau d'or à sa température de fusion de $1064,2^\circ C$?
2. Si cette quantité d'énergie n'est que 55% de l'énergie totale libérée par la combustion de l'acétylène (avec l'eau produite lors de la combustion sous forme liquide), que vaut cette énergie totale?
3. Quelle quantité d'acétylène (en nombre de moles) sera nécessaire pour libérer une telle énergie?
4. Quelle température finale atteignent les produits de la combustion en considérant que la réaction s'est déroulée dans les proportions stœchiométriques?

$$1. Q = 296,71 \text{ J}; n = \frac{1,97}{197} = 0,01 \text{ mol}$$

$$\Delta H = n \int_{298}^{1337} (a + bT + cT^2) dT = n \left[aT + \frac{b}{2} T^2 + \frac{c}{3} T^3 \right]_{298}^{1337} \text{ donne } 296,6 \text{ J}$$

$$2. Q_{\text{tot}} = 539,47 \text{ J}; = \frac{296,71}{0,55} \text{ OK.}$$

Mais comment avec des données à 2 chiffres significatifs (55%) peut-on obtenir des résultats avec 5 chiffres?

$$3. n(C_2H_2) = 4,15 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Pour la combustion de } C_2H_2 \text{ (avec } H_2O \text{ liquide), on a : } \Delta_r H = -1300 \text{ kJ/mol, } n = \frac{Q_{\text{tot}}}{\Delta_r H} = 4,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$4. T_f = 3137,13 \text{ K}$$

Peut-être faut-il interpréter température de sortie après échauffement de l'or, dans ce cas $0,55 \cdot \Delta_r H = \Delta_r H + (T_f - T_i)(C_p(H_2O) + 2C_p(CO_2))$. Ajout données :

$$C_p(CO_2) \approx C_p(H_2O) \approx 35,1 \text{ J/mol/K ce qui conduit à } \Delta T = \frac{0,45 \times 125310^3}{3 \times 35,1} = 5355 \text{ K très}$$

loin de 3137 K. Ceci étant ce calcul n'a pas grand sens, c'était juste pour se rattraper aux branches. On utilise l'enthalpie de réaction avec H_2O vapeur $\Delta_r H = -1255 \text{ kJ/mol}$

Le calcul direct donne $0 = \Delta_r H + (T_f - T_i) (C_p(H_2O) + 2C_p(CO_2))$

$$\text{soit } \Delta T = \frac{125310^3}{3 \times 35,1} = 11900 \text{ K!}$$

Le calcul avec de l'air et donc, d'après $C_2H_2 + \frac{5}{2}O_2 = 2CO_2 + H_2O$, avec $10N_2$ de $C_p = 29,1 \text{ J/mol/K}$ donne $0 = \Delta_r H + (T_f - T_i) (C_p(H_2O) + 2C_p(CO_2) + 10C_p(N_2))$ soit $\Delta T = \frac{125510^3}{3 \times 35,1 + 10 \times 29,1} = 3161 \text{ K}$ soit 3434 K. On se rapproche ...

Pour la combustion de C_2H_2 (avec H_2O vapeur), on a : $\Delta_r H = -1255 \text{ kJ/mol}$

Calcul complet avec de l'air

$$C_p = C_p(H_2O) + 2C_p(CO_2) + 10C_p(N_2) = a + bT \text{ avec } a = 373,21 \text{ et } b = 97,4 \cdot 10^{-3}$$

$$0 = \Delta_r H + \int_{T_i}^{T_f} (a + bT) dT = \Delta_r H + \left[aT + \frac{b}{2}T^2 \right]_{T_i}^{T_f} \text{ donne } T_f = 2712 \text{ K} = 2414^\circ \text{C}$$

Donc toujours pas ...

Conclusion : difficile d'aller plus loin et de trouver les résultats du texte ...

Après recherche la température annoncée de 3100°C correspondrait à la zone réductrice bleue avec comme réaction $C_2H_2 + O_2 = 2CO + H_2$ de $\Delta_r H = 443 \text{ kJ/mol}$