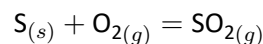


Autour du soufre

On introduit dans un creuset à combustion une masse $m = 0,30$ g de fleur de soufre (soufre pur solide se présentant sous forme d'une poudre jaune). On enflamme le soufre avec un bec bunsen et on place immédiatement le creuset dans un flacon de volume $V = 1,0$ L contenant de l'air sous pression initialement de $P_0 = 1,0$ bar. On referme hermétiquement le flacon. On observe alors une combustion lente du soufre dans l'air avec une flamme bleue caractéristique.

On modélise cette transformation par une réaction chimique d'équation bilan :



On rappelle que l'air est un mélange constitué de 80 % de diazote et 20 % de dioxygène (les pourcentages correspondent aux fractions molaires). Bien qu'étant présent dans le flacon, le diazote n'est ni un réactif ni un produit de la transformation.

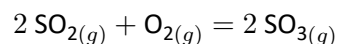
Même si la température augmente légèrement pendant la combustion avant de redescendre ensuite, on admet pour simplifier qu'elle est toujours voisine de $T = 25$ °C. À cette température, la constante d'équilibre de la réaction de combustion vaut $K = 10^{52,6}$.

Données :

Masses molaires $M_O = 16,0$ g·mol⁻¹ et $M_S = 32,1$ g·mol⁻¹

- 1) Calculer les quantités de matière initiales de soufre, de dioxygène et de diazote contenues dans le flacon.
- 2) Construire le tableau d'avancement de la réaction. Identifier le réactif limitant.
- 3) Que peut-on dire de la quantité de matière totale de gaz au cours de la transformation ? Qu'en déduit-on pour la pression ?
- 4) Déterminer la composition finale du système : masse restante de soufre et pression partielle des différents gaz. Conclure.

Le dioxyde de soufre produit par la transformation précédente peut ensuite être valorisé en trioxyde de soufre. On considère l'équilibre suivant :



se produisant dans un réacteur maintenu à $T = 800$ K et $P_0 = 1,0$ bar. La constante d'équilibre à cette température est $K = 10^{10,08}$. À l'entrée du réacteur, on envoie un gaz de composition 7 mol de SO₂, 10 mol de O₂ et 83 mol de N₂ pour un total de 100 mol.

- 5) Exprimer K en fonction des quantités de matière de chaque gaz et ξ_{eq} .

6) Calculer, à l'aide d'une approximation logique, la quantité restante de SO₂ à l'équilibre.



Correction

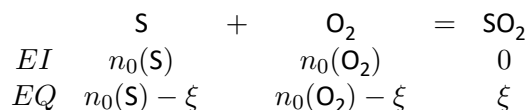
1) Pour le soufre solide :

$$n_0(\text{S}) = \frac{m}{M} = 0,93 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Pour les gaz :

$$\begin{cases} P_0(\text{O}_2) = P_0 \times 0,20 \\ P_0(\text{N}_2) = P_0 \times 0,80 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} n_0(\text{O}_2) = \frac{P_0(\text{O}_2) V}{RT} = 8,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ n_0(\text{N}_2) = \frac{P_0(\text{N}_2) V}{RT} = 32,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{cases}$$

2) Tableau d'avancement :



Le dioxygène O₂ est le réactif limitant.

3) La quantité de gaz :

$$n_{\text{gaz}} = n(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) + n(\text{SO}_2) = n_0(\text{O}_2) - \xi + n_0(\text{N}_2) + \xi = \text{cte}$$

On a : $n_{\text{gaz}} = \text{cte}$ donc la pression est constante (car T et V aussi constants).

4) Loi d'action de masse (LAM) :

$$K = \frac{P_{\text{SO}_2}}{P_{\text{O}_2}} \Bigg|_{\xi=\xi_{eq}} = \frac{n(\text{SO}_2)}{n(\text{O}_2)} \Bigg|_{\xi=\xi_{eq}} = \frac{\xi_{eq}}{n_0(\text{O}_2) - \xi_{eq}}$$

On fait l'hypothèse d'une réaction quantitative :

$$\xi_{eq} \simeq n_0(\text{O}_2) = 8,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Donc :

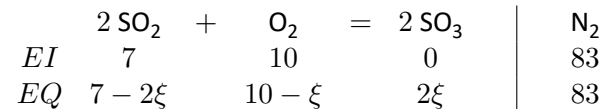
$$n_{eq}(\text{S}) \simeq 0,93 \text{ mol} \quad \text{et} \quad n_{eq}(\text{SO}_2) \simeq 8,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

On en déduit finalement O₂ par la LAM :

$$n_{eq}(\text{O}_2) \simeq \frac{\xi_{eq}}{K} = 2 \cdot 10^{-55} \text{ mol}$$

Il ne reste plus de O₂ car : $2 \cdot 10^{-55} \text{ mol} \simeq 10^{-31}$ entités de O₂.

5) Tableau d'avancement :



Loi d'action de masse :

$$K = \frac{P_{\text{SO}_3}^2 P^\circ}{P_{\text{SO}_2}^2 P_{\text{O}_2} P^\circ} \Bigg|_{\xi=\xi_{eq}}$$

Or,

$$P_i = \frac{n_i RT}{V} = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} \frac{n_{\text{tot}} RT}{V} = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} P_{\text{tot}}$$

De plus, la pression est maintenue constante : $P_{\text{tot}} = 1 \text{ bar}$. Donc :

$$K = \frac{n_{\text{SO}_3}^2 n_{\text{tot}} P^\circ}{n_{\text{SO}_2}^2 n_{\text{O}_2} P_{\text{tot}}} \Bigg|_{\xi=\xi_{eq}} = \frac{(2\xi_{eq})^2 (100 - \xi_{eq})}{(7 - 2\xi_{eq})^2 (10 - \xi_{eq})}$$

On suppose la réaction quantitative : $\xi_{eq} \simeq 3,2 \text{ mol}$. On en déduit grâce à la LAM la quantité de SO₂ restante :

$$n_{eq}(\text{SO}_2) \simeq \sqrt{\frac{(2\xi_{eq})^2 (100 - \xi_{eq})}{K (10 - \xi_{eq})}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$