

Exercice fait en classe (2/5/2025)

Soit l'équilibre suivant considéré à 600°C.



La constante d'équilibre vaut 0.01 (0.01 bar avec $P^0 = 1$ bar).

Considérer que CO₂ se comporte comme un gaz parfait.

- a) On introduit 0.1 mol CO₂, 0.1 mol CaO et 0.1 mol CaCO₃ dans un réacteur de 100 L. Calculer le nombre de mol de CO₂, CaO et CaCO₃ à l'équilibre à 600°C.
- b) Peut-on obtenir une décomposition complète (hors équilibre) du CaCO₃ dans le mélange présenté au point a en augmentant le volume sans changer la température? Si oui, calculer le plus petit volume nécessaire pour que tout le CaCO₃ soit décomposé à 600°C.

Solution

a) La pression de CO₂ à l'équilibre vaut 0.01 bar

$$n = PV/RT = 0.01 \cdot 100 / (8.314 \times 10^{-2} \times 873) = 1.38 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{CaO}} = 1.38 \times 10^{-2}$$

$$n_{\text{CaCO}_3} = 0.1 + (0.1 - 1.38 \times 10^{-2}) = 0.186 \text{ mol}$$

b) oui, si la pression de CO₂ est plus petite que la pression d'équilibre, la réaction va consommer tout le CaCO₃ présent sans jamais atteindre l'équilibre. ($Q < K$)

Lors d'une dissociation complète de CaCO₃ dans le mélange présenté on obtiendra 0.2 mol CO₂. Il faut que le volume soit tel que la pression de 0.1 mol CO₂ soit plus petite que 0.01 bar.

$$V = nRT / P = 0.2 \times 8.314 \times 10^{-2} \times 873 / 0.01 = 1452 \text{ L}$$

Le volume devrait ainsi être supérieur à 1452 L