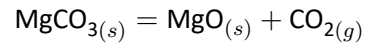


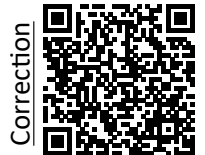
Carbonate de magnésium

On s'intéresse à l'équilibre :



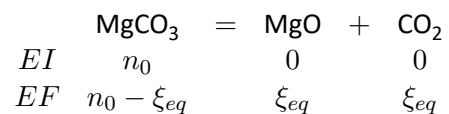
À 820 °C, sa constante d'équilibre vaut $K = 0,4$.

- 1) Dans un récipient initialement vide de volume $V = 200 \text{ L}$ à 820 °C on place $n_0 = 5 \text{ mol}$ de $\text{MgCO}_{3(s)}$. Déterminer la composition à l'équilibre ainsi que la pression.
- 2) En augmentant légèrement la température, on constate une légère diminution de la pression. Déterminer le signe de l'enthalpie standard de réaction.
- 3) On place cette fois $n_0 = 0,5 \text{ mol}$ de $\text{MgCO}_{3(s)}$ dans le même récipient. Déterminer la composition finale ainsi que la pression.



Correction

1) Tableau d'avancement :



Si l'équilibre ξ_{eq} est atteint (ce qui n'est pas sûr car le réactif limitant est un solide), alors :

$$K = \frac{P}{P^\circ} \Rightarrow P = 0,4 \text{ bar} \Rightarrow n_{\text{CO}_2} = \xi_{eq} = \frac{PV}{RT} = 0,88 \text{ mol}$$

Comme $\xi_{eq} < \xi_{max} = n_0$, alors l'équilibre est atteint : $\xi_f = \xi_{eq}$.

2) La chute de pression indique qu'une augmentation de température déplace l'équilibre en sens inverse, qui est donc le sens endothermique d'après la loi de van't Hoff. On en déduit que la réaction écrite en sens direct est exothermique, soit :

$$\Delta_r H^\circ < 0$$

En effet, loi de van't Hoff :

$$\frac{d \ln(K^\circ)}{dT} = \frac{d P/P^\circ}{dT} = \frac{\Delta_r H^\circ}{RT^2} < 0$$

car augmenter T diminue P .

3) On a cette fois $\xi_{eq} > \xi_{max}$ donc il y a rupture d'équilibre : $\xi_f = \xi_{max}$. La pression finale vaut :

$$P = \frac{\xi_{max} RT}{V} = 91 \text{ mbar}$$