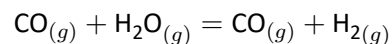


Gaz à l'eau

Le dihydrogène nécessaire à la synthèse de l'ammoniac est obtenu à partir du gaz à l'eau ($\text{CO} + \text{H}_2\text{O}$) selon la réaction homogène gazeuse (1) :



Données : à 298 K

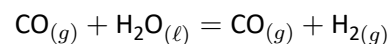
- Enthalpie standard de formation en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$:

Entité	$\text{CO}_{(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
$\Delta_f H^\circ$	-110	-394	-242

- Enthalpie standard de vaporisation de l'eau liquide : $\Delta_{vap} H^\circ = 44 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1) Calculer l'enthalpie standard de la réaction (1) à 298 K.

2) En déduire celle de la réaction suivante (2) à 298 K :



L'équilibre (1) est réalisé à $T_0 = 800 \text{ K}$, sous $P^\circ = 1 \text{ bar}$ à partir d'un mélange équimolaire gazeux en CO et H_2O . Une trempe du système, parvenu à l'état d'équilibre, montre qu'il ne reste que 30 % de la quantité d'eau initialement présente.

3) Préciser le taux de conversion ($\tau = \xi_f / \xi_{max}$) et les valeurs de pressions partielles à l'équilibre.



Correction

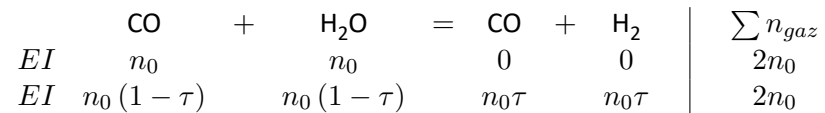
1) D'après la loi de Hess,

$$\Delta_r H_1^\circ = \Delta_f H_{\text{CO}_2}^\circ + \underbrace{\Delta_f H_{\text{H}_2}^\circ}_{=0} - \Delta_f H_{\text{CO}}^\circ - \Delta_f H_{\text{H}_2\text{O}}^\circ = -42 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

2) La réaction (2) correspond à la vaporisation de l'eau suivie de la réaction (1). On a donc :

$$\Delta_r H_2^\circ = \Delta_{\text{vap}} H^\circ + \Delta_r H_1^\circ = 2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

3) En remarquant que $\xi_f = n_0 \tau$, on peut écrire le tableau d'avancement :



Puisque la quantité totale de matière en phase gazeuse reste constante, la pression reste également constante. On en déduit les pressions partielles :

$$P_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}} P_{\text{tot}} \Rightarrow \begin{cases} P_{\text{CO}_2} = P_{\text{H}_2} = \frac{\tau P^\circ}{2} = 0,35 \text{ bar} \\ P_{\text{CO}} = P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{(1-\tau) P^\circ}{2} = 0,15 \text{ bar} \end{cases}$$