

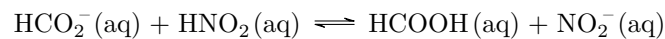
**Exercice Chapitre B – Avancement et constante d'équilibre**

## I Taux d'avancement

Dans un litre d'eau, on mélange initialement :

$$\left\{ \begin{array}{l} 0,02 \text{ mol d'ions méthanoate } \text{HCO}_2^- \\ 0,02 \text{ mol d'acide nitreux } \text{HNO}_2 \\ 0,01 \text{ mol d'acide méthanoïque } \text{HCOOH} \\ 0,01 \text{ mol d'ions nitrite } \text{NO}_2^- \end{array} \right.$$

L'équation-bilan qui symbolise la réaction chimique qui modélise les transformations chimiques dans le système est :

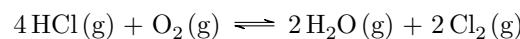


il s'agit d'une réaction acido-basique entre les couples  $\text{HCOOH}/\text{HCOO}^-$  et  $\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-$  dont la constante thermodynamique d'équilibre est  $K^\circ(T) = 2,80$  à  $T = 25^\circ\text{C}$ .

1. Établir un tableau d'avancement *littéral* pour cette réaction avec deux lignes : état initial et état final.
2. Déterminer le sens d'avancement de la réaction.
3. Déterminer l'avancement final  $\xi_f$ .
4. Déterminer la composition finale de la solution, c'est-à-dire les quantités de matière de chaque espèce.
5. Déterminer le taux d'avancement final de la réaction, noté  $\tau$ , tel que  $\tau = \frac{\xi_f}{\xi_{\max}}$ .

## II Calcul de constante

On considère une réaction dont l'équation-bilan est :



À la température  $T$ , et à la pression totale  $p = 4,0 \text{ bar}$ , on mesure, à l'équilibre :

$$\left\{ \begin{array}{l} n_{\text{HCl},\text{éq}} = 0,30 \text{ mol} \\ n_{\text{O}_2,\text{éq}} = 0,012 \text{ mol} \\ n_{\text{H}_2\text{O},\text{éq}} = 0,45 \text{ mol} \\ n_{\text{Cl}_2,\text{éq}} = 0,72 \text{ mol} \end{array} \right.$$

1. Déterminer les pressions partielles à l'équilibre de chaque espèce.
2. Déterminer la valeur de  $K^\circ(T)$ .