

Correction d'exercices de la feuille 6 : équilibres chimiques

Exercice 4 :

Faisons tout d'abord un tableau d'avancement (directement sur les concentrations, en notant x_{eq} l'avancement à l'équilibre) :

Equation bilan	CH_3COOH	+	H_2O	=	CH_3COO^-	+	H_3O^+
Concentrations initiales	$c_0 = 0,1 mol/L$		excès		0		0
Concentrations à l'équilibre	$c_0 - x_{eq}$		excès		x_{eq}		x_{eq}

Ensuite, on sait que, d'après la loi d'action de masse, le quotient réactionnel à l'équilibre est égal à la constante d'équilibre K , soit :

$$\frac{[H_3O^+]_{eq}[CH_3COO^-]_{eq}}{[CH_3COOH]_{eq}} = K$$

ou encore :

$$\frac{x_{eq}^2}{(c_0 - x_{eq})} = K$$

Ainsi, x_{eq} est solution de l'équation du second degré :

$$x_{eq}^2 + Kx_{eq} - Kc_0 = 0$$

La résolution de cette équation (à la main ou à la calculatrice) conduit à une seule solution acceptable : $x_{eq} \simeq 1,25 \cdot 10^{-3} mol/L$.

On a donc à l'équilibre : $[H_3O^+]_{eq} = [CH_3COO^-]_{eq} \simeq 1,25 \cdot 10^{-3} mol/L$ et $[CH_3COOH]_{eq} = c_0 - x_{eq} \simeq 0,1 mol/L$.

Le pH à l'équilibre vaut donc, par définition :

$$pH = -\log([H_3O^+]_{eq}) \simeq 2,9$$

et le taux de dissociation de l'acide éthanoïque :

$$\alpha = \frac{\text{quantité d'acide dissocié}}{\text{quantité d'acide initiale}} = \frac{x_{eq}}{c_0} \simeq 1,25\%$$

Ainsi, l'acide est très peu dissocié.

Exercice 5 :

1) Commençons par faire un tableau d'avancement :

Equation bilan	$COBr_2$	=	CO	+	Br_2
Quantités initiales	$n_0 = 0,5 mol$		0		0
Quantités à l'équilibre	$n_0 - \xi_{eq}$		ξ_{eq}		ξ_{eq}

Il suffit ensuite d'appliquer la loi d'action de masse : $Q_{r,eq} = K$, soit :

$$\frac{\left(\frac{p_{Br_2}}{P^0}\right) \left(\frac{p_{CO}}{P^0}\right)}{\left(\frac{p_{COBr_2}}{P^0}\right)} = K \Leftrightarrow \frac{p_{Br_2} p_{CO}}{p_{COBr_2} P^0} = K \Leftrightarrow \frac{x_{Br_2} x_{CO} P_{tot}}{x_{COBr_2} P^0} = K$$

en notant p_i les pressions partielles et $x_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$ les fractions molaires (on a $p_i = x_i P_{tot}$).

On a donc :

$$\frac{n_{Br_2} n_{CO} P_{tot}}{n_{COBr_2} n_{tot} P^0} = K$$

Or, d'après la loi des gaz parfaits, $\frac{P_{tot}}{n_{tot}} = \frac{RT}{V}$, où n_{tot} est la quantité de matière totale d'espèces sous forme gazeuse, donc :

$$\frac{n_{Br_2} n_{CO}}{n_{COBr_2}} \times \frac{RT}{VP^0} = K \Leftrightarrow \frac{\xi_{eq}^2}{n_0 - \xi_{eq}} \times \frac{RT}{VP^0} = K \Leftrightarrow \frac{\xi_{eq}^2}{n_0 - \xi_{eq}} = \frac{KVP^0}{RT} \simeq 0,38$$

Remarque : attentions aux unités lors de l'application numérique : V en m^3 , P en Pa , T en K .

ξ_{eq} est donc solution de l'équation du second degré :

$$\xi_{eq}^2 = 0,38 \times (0,5 - \xi_{eq})$$

dont la résolution donne pour unique solution acceptable : $x_{eq} \simeq 0,29 mol$.

On a donc à l'équilibre les quantités de matière suivantes : $n_{Br_2} = n_{CO} \simeq 0,29 mol$ et $n_{COBr_2} \simeq 0,21 mol$.

2) Le pourcentage de $COBr_2$ décomposé à l'équilibre vaut donc :

$$\alpha = \frac{0,29}{0,5} \simeq 58\%$$

3) On a établi à la question précédente que le quotient réactionnel à un instant quelconque s'écrit :

$$Q_{r,eq} = \frac{n_{Br_2} n_{CO}}{n_{COBr_2}} \times \frac{RT}{VP^0}$$

Avec l'ajout de 2 moles de monoxyde de carbone par rapport à l'équilibre, on aura : $n_{Br_2} \simeq 0,29 mol$, $n_{CO} \simeq 2,29 mol$ et $n_{COBr_2} \simeq 0,21 mol$, d'où une valeur du quotient réactionnel juste après l'ajout de :

$$Q_r \simeq \frac{0,29 \times 2,29}{0,21} \times \frac{8,31 \times 346}{2 \cdot 10^{-3} \times 10^5} \simeq 45,5$$

On a donc $Q_r > K$, ce qui implique que la réaction va évoluer dans le sens "inverse" : $CO + Br_2 \rightarrow COBr_2$.

Remarque : ceci était intuitivement prévisible grâce au principe de déplacement d'équilibre de "Le Chatelier", qui stipule que, quand on perturbe un équilibre (comme on l'a fait ici en ajoutant du CO) la réaction va avoir lieu de manière à s'opposer à la perturbation (donc ici dans le sens de la consommation du CO , c'est à dire dans le sens inverse).