

TD3 : Transformation chimique – corrigé

Exercice 1 : ÉQUILIBRER UNE RÉACTION CHIMIQUE

- $2\text{NH}_3 + \frac{5}{2}\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{NO} + 3\text{H}_2\text{O}$
- $4\text{CO} + \text{Fe}_3\text{O}_4 \longrightarrow 4\text{CO}_2 + 3\text{Fe}$
- $\text{Cu}_2\text{S} + 2\text{Cu}_2\text{O} \longrightarrow 6\text{Cu} + \text{SO}_2$
- $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO}_2 + 4\text{H}_2$
- $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Exercice 2 : ÉQUILIBRER UNE AUTRE RÉACTION CHIMIQUE

- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- $\text{Fe} + 2\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{HO}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
- $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$

Exercice 3 : CONSTANCE D'ÉQUILIBRE

- $K = \frac{p(\text{NH}_3)^2 p^\circ}{p(\text{N}_2) p(\text{H}_2)^3}$
- $K = \frac{p(\text{C}_2\text{H}_6) p^\circ}{p(\text{H}_2)^3}$
- $K = \frac{[\text{Cu}^{2+}] c^\circ}{[\text{Ag}^+]^2}$
- $K = \frac{p(\text{CO}_2) p^\circ}{p(\text{CH}_4) p(\text{O}_2)^2}$
- $K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HO}^-]}{c^\circ}$

Exercice 4 : LA CONSTANCE D'ÉQUILIBRE EST-ELLE CONSTANCE ?

La constante d'équilibre est donnée par :  $K = \frac{p(\text{PCl}_5) p^\circ}{p(\text{Cl}_2) p(\text{PCl}_3)}$

Pour les 4 expériences, on trouve  $K \simeq 4,5$ . Et on vérifie donc que la constante d'équilibre est bien une *constante* indépendante de l'expérience considérée.

Exercice 5 : DÉTERMINATION DE L'ÉQUILIBRE

- Tableau d'avancement :

	H <sub>2</sub>	+	I <sub>2</sub>	$\rightleftharpoons$	2 HI
état initial	$n_0 = 0,200 \text{ mol}$		$n_0 = 0,200 \text{ mol}$		0
état final	$n_0 - \xi_f$		$n_0 - \xi_f$		$2\xi_f$

La constante d'équilibre s'écrit :  $K = \frac{p_{\text{HI}}^2}{p_{\text{H}_2} p_{\text{I}_2}} = 49,5$

D'après la relation des gaz parfaits, on a :  $n_i = \frac{p_i V}{RT}$ , la constante d'équilibre s'écrit donc :

$$K = \frac{n_{\text{HI}}^2}{n_{\text{H}_2} n_{\text{I}_2}} = \frac{4\xi_f^2}{(n_0 - \xi_f)^2} = 49,5.$$

On a une équation du second degré :

$$45,5\xi_f^2 - 19,8\xi_f + 1,98 = 0, \text{ dont la résolution donne : } \xi_f = \frac{19,8 - \sqrt{\Delta}}{91} = 0,156 \text{ mol (on garde la solution inférieure à } 0,200 \text{ mol). D'où : } n(\text{HI}) = 2\xi = 0,312 \text{ mol et } n(\text{H}_2) = n(\text{I}_2) = 0,200 - \xi_f = 0,044 \text{ mol}$$

- À la fin de la réaction, il y a  $n(\text{N}_2\text{O}_4)_f = 0,075 \times 5 = 0,375 \text{ mol}$ . On a donc le tableau d'avancement suivant :

	N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	=	2 NO <sub>2</sub>
état initial	0,625		0,0
état final	0,375		0,500

La constante d'équilibre est donnée par :  $K = \frac{p(\text{NO}_2)^2}{p(\text{N}_2\text{O}_4) p^\circ} = \frac{n(\text{NO}_2)^2}{n(\text{N}_2\text{O}_4)} \frac{RT}{p^\circ V} \simeq 3,3$ .

- Tableau d'avancement :

	CO <sub>2</sub>	+	H <sub>2</sub>	=	CO	+	H <sub>2</sub> O
état initial	$n_0 = 1,00 \text{ mol}$		$n_0 = 1,00 \text{ mol}$		0.0		0.0
état final	$n_0 - \xi_f$		$1,00 - \xi_f$		$\xi_f$		$\xi_f$

On calcule la constante d'équilibre :

$$K = \frac{p(\text{CO}) p(\text{H}_2\text{O})}{p(\text{CO}_2) p(\text{H}_2)} = \frac{\xi_f^2}{(n_0 - \xi_f)^2}$$

Il est possible de résoudre l'équation du second degré, ou bien de procéder de la façon suivante :

$$K = \frac{\xi_f^2}{(n_0 - \xi_f)^2} \Leftrightarrow K(n_0 - \xi_f)^2 = \xi_f^2 \Leftrightarrow \sqrt{K}(n_0 - \xi_f) = \pm \xi_f$$

et donc on a :  $\xi_f = \frac{n_0 \sqrt{K}}{\sqrt{K} \pm 1}$ .  $\sqrt{K}$  étant plus petit que 1 nous gardons la valeur positive de  $\xi_f$

On obtient :  $\xi_f = \frac{n_0 \sqrt{K}}{\sqrt{K} + 1} = 4,68 \times 10^{-1} \text{ mol}$

- Le tableau d'avancement est :

	2 H <sub>2</sub> O	=	2 H <sub>2</sub>	+	O <sub>2</sub>
état initial	$n_0 = 2 \text{ mol}$		0,0		0,0
état final	$n_0 - 2\xi_f$		$2\xi_f$		$\xi_f$

où la constante d'équilibre est  $K = 6,00 \times 10^{-28}$ .

La valeur de la constante d'équilibre nous permet de dire que la réaction est très limitée, nous pouvons considérer que l'eau ne se décomposera quasiment pas, soit :  $2 - 2\xi_f \simeq 2$ . On a donc :

$$K = \frac{p(\text{H}_2)^2 p(\text{O}_2)}{p(\text{H}_2\text{O})^2 p^\circ} = \frac{n(\text{H}_2)^2 n(\text{O}_2)}{n(\text{H}_2\text{O})^2} \frac{RT}{V p^\circ} = \frac{4\xi_f^3}{(n_0 - 2\xi_f)^2} \frac{RT}{V p^\circ} \simeq \frac{4\xi_f^3}{n_0^2} \frac{RT}{p^\circ V}.$$

$$\text{Soit : } \xi_f = \left( \frac{5 \times 10^{-3} \times 2^2 K}{4 \times 8,31 \times 773} \right)^{1/3} = 3,60 \times 10^{-10} \text{ mol}$$

Donc :  $n(\text{O}_2) = 3,60 \times 10^{-10} \text{ mol}$ ;  $n(\text{H}_2) = 7,20 \times 10^{-10} \text{ mol}$  et  $n(\text{H}_2\text{O}) = 2,00 \text{ mol}$

La résolution numérique de l'équation donne  $\xi_f = 3,601\,197\,269\,939\,443\,6 \times 10^{-10} \text{ mol}$  contre  $\xi_f = 3,601\,197\,270\,804\,8 \times 10^{-10} \text{ mol}$  lorsque l'on considère la réaction comme très limitée, ce qui montre que l'approximation faite est tout à fait justifiée.

Exercice 6 : OXYDATION DU FER

- On commence par établir un tableau d'avancement

	3 Fe(s)	+	4 H <sub>2</sub> O(g)	$\rightleftharpoons$	Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (s)	+	4 H <sub>2</sub> (g)
État initial	$n_0$		$n_1$		0		0
État initial	$n_0 - 3\xi$		$n_1 - 4\xi$		$\xi$		$4\xi$

La constante d'équilibre s'écrit

$$K = \frac{(p_{\text{H}_2})^4}{(p_{\text{H}_2\text{O}})^4} = \frac{(n_{\text{H}_2} RT/V)^4}{(n_{\text{H}_2\text{O}} RT/V)^4} = \frac{(n_{\text{H}_2})^4}{(n_{\text{H}_2\text{O}})^4} \quad (1)$$

En utilisant  $n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}}$  et  $n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}$ , on trouve

$$K = \left( \frac{m_{\text{H}_2} M_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{H}_2\text{O}} M_{\text{H}_2}} \right)^4 \approx 2,94 \times 10^{-3} \quad (2)$$

2. Pour que l'état final soit un état d'équilibre, il faut que la quantité de matière de Fe(s) à l'équilibre soit positive ,donc  $n_0 > 3\xi_f$ . On peut déterminer  $\xi_f$  à partir de la quantité de matière de  $\text{H}_2$  à l'équilibre calculée dans la question précédente (on suppose que l'état d'équilibre est atteint) :

$$\xi_f = \frac{n(\text{H}_2)}{4} = \frac{m(\text{H}_2)}{4M(\text{H}_2)} \quad (3)$$

Et on doit avoir

$$n_0 - 3\xi_f > 0 \quad \text{soit} \quad n_0 > 3\xi_f \quad \text{donc} \quad n_0 > \frac{3}{4} \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} \approx 0,413 \text{ mol} \quad (4)$$

Ce qui correspond à une masse de fer minimale de  $m_{\text{Fe}} = M_{\text{Fe}}n_0 \approx 23,1 \text{ g}$

**Exercice 7 : FLUORATION DU DIOXYDE D'URANIUM**

1. Tableau d'avancement

	$\text{UO}_2(\text{s})$	+	$4\text{HF}(\text{g})$	=	$\text{UF}_4(\text{s})$	+	$2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
état initial	$n_0$		$n_0$		0,0		0,0
état final	$n_0 - \xi_f$		$n_0 - 4\xi_f$		$\xi_f$		$2\xi_f$

où  $\xi$  est l'avancement et  $\xi_f$  l'avancement à l'état final.

La constante d'équilibre s'écrit :  $K = \frac{(p_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{eq}})^2 p^{\circ 2}}{(p_{\text{HF}}^{\text{eq}})^4}$ , avec  $p_i$  la pression partielle qui s'exprime comme :  $p_i = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}^g} p_0$

(car la pression totale est maintenue à  $p_0$ )

À l'équilibre on a :  $n_{\text{tot}}^g = (n_0 - 4\xi_f) + 2\xi_f = n_0 - 2\xi_f$ .

Soit :  $p_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{eq}} = \frac{2\xi_f}{n_0 - 2\xi_f} p_0$  et  $p_{\text{HF}}^{\text{eq}} = \frac{n_0 - 4\xi_f}{n_0 - 2\xi_f} p_0$ .

La constante d'équilibre s'écrit alors :  $K = \frac{(2\xi_f)^2 (n_0 - 2\xi_f)^4}{(n_0 - 2\xi_f)^2 (n_0 - 4\xi_f)^4} = \frac{(2\xi_f)^2 (n_0 - 2\xi_f)^2}{(n_0 - 4\xi_f)^4} = 6,8 \times 10^4$

La constante d'équilibre étant élevée, on peut supposer que la réaction est presque totale. Le fluorure d'hydrogène étant ici le réactif limitant, on peut approximer la valeur de  $\xi_f$  à 0,25 mol (on considère alors que HF est totalement consommé). De même, on peut supposer que la quantité de gaz total est d'environ  $n_0/2$  car pour deux moles de HF consommées on a une mole de  $\text{H}_2\text{O}$  créée.

On a alors :

$$\frac{(2\xi_f)^2 (n_0 - 2\xi_f)^2}{(n_0 - 4\xi_f)^4} \simeq \frac{(2 \times 0,25)^2 (0,50)^2}{(n_0 - 4\xi_f)^4} \simeq 6,8 \times 10^4 \Leftrightarrow (n_0 - 4\xi_f)^4 = \frac{(0,50)^4}{6,8 \times 10^4}.$$

Soit  $\xi_f \simeq 0,242 \text{ mol}$ .

On en déduit les quantités de matières finales :

$n(\text{UO}_2) = n_0 - \xi_f = 0,76 \text{ mol}$  ;  $n(\text{HF}) \simeq 0,03 \text{ mol}$  ;  $n(\text{UF}_4) \simeq 0,24 \text{ mol}$  ;  $n(\text{H}_2\text{O}) \simeq 0,48 \text{ mol}$

2. La différence est qu'ici, le réactif limitant n'est plus HF mais  $\text{UO}_2$ . On suppose alors que  $\xi_f \simeq 0,10 \text{ mol}$  et on obtient :  $n(\text{UO}_2) = 0,00 \text{ mol}$  ;  $n(\text{HF}) = 0,60 \text{ mol}$  ;  $n(\text{UF}_4) = 0,10 \text{ mol}$  et  $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,20 \text{ mol}$

**Exercice 8 : ACIDE ÉTHANOÏQUE ET IONS FLUORURE**

1. L'équilibre (1) étudié est une combinaison des bilans (2) et (3).

$$\text{On a : } K_1 = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{HF}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{F}^-]} = \underbrace{\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}}_{K_2} \times \underbrace{\frac{[\text{HF}]}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}}_{1/K_3} = \frac{K_2}{K_3} = 10^{-1,6}$$

2. Tableau d'avancement :

	$\text{CH}_3\text{COOH}$	+	$\text{F}^-$	=	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	+	HF
état initial	$c_1 V$		$c_2 V$		0		0
état final	$c_1 V - \xi_f$		$c_2 V - \xi_f$		$\xi_f$		$\xi_f$

On exprime la constante d'équilibre  $K_1$  :

$$K_1 = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{HF}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{F}^-]} = \frac{(\xi_f/V)^2}{(c_1 - \xi_f/V)(c_2 - \xi_f/V)}$$

En isolant  $\xi_f/V$ , on a une équation du second degré dont on garde la solution positive et on trouve :  $\xi/V = 9,58 \times 10^{-3} \text{ mol } \ell^{-1}$

D'où :  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{HF}] \simeq 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol } \ell^{-1}$  ;  $[\text{CH}_3\text{COOH}] \simeq 9,0 \times 10^{-2} \text{ mol } \ell^{-1}$  et  $[\text{F}^-] = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol } \ell^{-1}$

**Exercice 9 : SYNTHÈSE DE L'AMMONIAC**

1. Tableau d'avancement

	$3\text{H}_2$	+	$\text{N}_2$	$\rightleftharpoons$	$2\text{NH}_3$	$n_{\text{gaz}}$
État initial	$3n_0$		$n_0$		0	$4n_0$
État final	$3(n_0 - \xi)$		$n_0 - \xi$		$2\xi$	$4n_0 - 2\xi$

2. On écrit l'expression de la constante d'équilibre :

$$K = \frac{\left(\frac{p(\text{NH}_3)}{p^\circ}\right)^2}{\left(\frac{p(\text{H}_2)}{p^\circ}\right)^3 \left(\frac{p(\text{N}_2)}{p^\circ}\right)} = \frac{(2\xi)^2 (4n_0 - 2\xi)^2}{27(n_0 - \xi)^4} \left(\frac{p^\circ}{P}\right)^2 \quad (1)$$

Or, on a  $\alpha = \frac{n_0 - \xi}{n_0}$ , donc  $\xi = n_0(1 - \alpha)$ . On remplace  $\xi$  par cette expression dans (1) et on obtient :

$$K = \frac{4}{27} \frac{(1 - \alpha)^2 (1 + \alpha)^2}{\alpha^4} \left(\frac{p^\circ}{P}\right)^2 = \frac{4}{27} \left(\frac{p^\circ}{P}\right)^2 \left(\frac{1 - \alpha^2}{\alpha^2}\right)^2 \quad (2)$$

La résolution de cette équation donne

$$\alpha = \sqrt{\frac{1}{1 + A}} \quad \text{avec} \quad A = \frac{\sqrt{27K} P}{2 p^\circ} \quad \text{soit} \quad \alpha \approx 0,43 \quad (3)$$

3. Le taux de conversion de  $\text{N}_2$  est  $\beta = 1 - \alpha = 0,57$ . Pour une pression de  $P = 1 \text{ bar}$ , on trouve  $\beta = 0,02$ , ce qui est beaucoup plus faible et qui justifie que l'on effectue la réaction sous une forte pression.

**Exercice 10 : LE BÉTON**

1. On établit le tableau d'avancement en considérant l'excès d'hydroxyde de calcium.

	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	=	$\text{Ca}^{2+}$	+	$2\text{HO}^-$
état initial	excès		0		0
état final	excès		$\xi_f$		$2\xi_f$

et la constante d'équilibre s'écrit :

$$K_3 = \frac{1}{c^{\circ 3}} [\text{Ca}^{2+}][\text{HO}^-]^2 = \frac{1}{c^{\circ 3}} \frac{\xi_f}{V} \times \left(\frac{2\xi_f}{V}\right)^2 = \frac{1}{c^{\circ 3}} \times 4 \left(\frac{\xi_f}{V}\right)^3$$

On en déduit la valeur de l'avancement volumique final :

$\xi_f/V = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol } \ell^{-1}$ . D'où :  $[\text{Ca}^{2+}] = 1,2 \times 10^{-2} \text{ mol } \ell^{-1}$  et  $[\text{HO}^-] = 2,4 \times 10^{-2} \text{ mol } \ell^{-1}$

2. L'équation de carbonatation du béton est :  $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{s})} + \text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{CaCO}_{3(\text{s})} + 2\text{H}_2\text{O}$

On peut l'écrire comme une combinaison linéaire des autres équations et en déduire l'expression de sa constante d'équilibre (6) = (3) + (1) + (4) - (2) - 2 × (5), d'où :  $K_6 = \frac{K_3 K_1 K_4}{K_2 (K_5)^2} = 10^{14,5}$