

TD Système chimique - Correction

Exercice 1 : Pile à combustible (134, 137)

- On a : $H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$. La transformation est une transformation chimique car il y a réorganisation des atomes d'une ou plusieurs substances. On observe la rupture et la formation de nouvelles liaisons entre atomes.
- On a : $CH_3OH(l) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow 2H_2O(l) + CO_2(g)$.
- On a : $CH_4(g) + H_2O(g) \rightarrow 3H_2(g) + CO(g)$.
- On a donc : $CH_4(g) + H_2O(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow 3H_2O(l) + CO(g)$.

Exercice 2 : Activité (135, 139, 140)

- En tenant compte du volume de 2,5 L on a $[HNO_3] = 0,10 \text{ mol/L}$, $n(Fe(NO_3)_3, 9 H_2O) = 0,025 \text{ mol}$ soit $[Fe(NO_3)_3, 9 H_2O] = 10^{-2} \text{ mol/L}$. On a $n(Fe_2(SO_4)_3) = 0,05 \text{ mol}$ soit $[Fe_2(SO_4)_3] = 2.10^{-2} \text{ mol/L}$. Si on suppose les espèces totalement dissociées en ions, on a donc :
 $[H^+] = 10^{-1} \text{ mol/L}$ soit $a(H^+) = 10^{-1}$
 $[NO_3^-] = 10^{-1} + 3 \times 10^{-2} = 0,13 \text{ mol/L}$ soit $a(NO_3^-) = 0,13$
 $[Fe^{3+}] = 10^{-2} + 2 \times 2.10^{-2} = 0,05 \text{ mol/L}$ soit $a(Fe^{3+}) = 0,05$
 $[SO_4^{2-}] = 3 \times 2.10^{-2} = 0,06 \text{ mol/L}$ soit $a(SO_4^{2-}) = 0,06$
- On a $a(Ar) = 0,42$; $a(He) = 2,10$ et $a(Ne) = 0,19$. En effet, l'énoncé parle déjà de pressions partielles, inutile de les calculer !

Exercice 3 : Quotient de réaction (140, 141)

$$Q = \frac{p_{CO_2} c^\circ}{[CO_2] p^\circ}, Q = \frac{[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]}{c^{\circ 2}}, Q = \frac{p_{H_2O}^2 p^\circ}{p_{H_2}^2 p_{CO_2}}, \text{ et } Q = \frac{[NH_4^+][HO^-]}{[NH_3]c^\circ}$$

Exercice 4 : Production d' H_2 (141, 142, 143, 144)

- La constante d'équilibre s'exprime par : $K^\circ = \frac{p_{CO} p_{H_2}^3}{p_{CH_4} p_{H_2O} (p^\circ)^2}$ avec les pressions partielles à l'équilibre.
- Le quotient de réaction Q prend une forme analogue à la constante d'équilibre, mais ne fait pas intervenir les pressions à l'équilibre (il fait intervenir les pressions instantanées, lors du calcul du quotient de réaction). En exprimant chaque pression instantanée sous la forme :

$$p_i = \frac{n_i}{n_{tot}} p$$

$$\text{Il vient } Q = \frac{n_{CO} n_{H_2}^3}{n_{CH_4} n_{H_2O} (n_{CO} + n_{H_2} + n_{CH_4} + n_{H_2O})^2} \left(\frac{p_{tot}}{p^\circ} \right)^2$$

- Le système n'est pas à l'équilibre thermodynamique car $Q \neq K^\circ$.
- Comme $Q < K^\circ$, l'évolution a lieu dans le sens de formation des produits (sens \rightarrow).
- Nous dressons le tableau d'avancement relatif à la réaction étudiée, avec $n_0 = 10 \text{ mol}$:

	CH_4	+	H_2O	=	CO	+	$3 H_2$
EI/mol	n_0		n_0		0		0
EF/mol	$n_0 - \xi$		$n_0 - \xi$		ξ		3ξ

et nous exprimons la constante d'équilibre K° vérifiée dans l'état final (observation de l'équilibre chimique) :

$$K^\circ = \frac{p_{CO} p_{H_2}^3}{p_{CH_4} p_{H_2O} (p^\circ)^2} = \frac{27\xi^4}{(10 - \xi)^2 (20 + 20\xi)^2} \left(\frac{p_{tot}}{p^\circ} \right)^2$$

Cette équation du second degré conduit à la solution $\xi = 3,6 \text{ mol}$. La composition à l'équilibre est donc : $6,4 \text{ mol}$ de méthane et d'eau, $3,6 \text{ mol}$ de monoxyde de carbone et $10,8 \text{ mol}$ de dihydrogène.

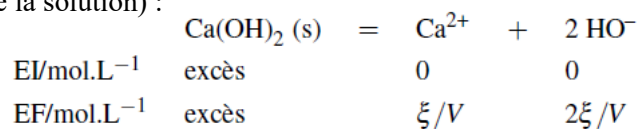
- Après ajout de monoxyde de carbone, nous calculons le quotient de réaction (juste après l'ajout) :

$$Q = \frac{n_{CO} n_{H_2}^3}{n_{CH_4} n_{H_2O} (n_{CO} + n_{H_2} + n_{CH_4} + n_{H_2O})^2} \left(\frac{p_{tot}}{p^\circ} \right)^2$$

avec $n_{CO} = 4,6 \text{ mol}$ (les autres quantités de matière restent inchangées par rapport à l'état d'équilibre obtenu à la question précédente). Nous calculons ainsi $Q = 17,8$, qui est supérieur à la constante d'équilibre. L'évolution a lieu dans le sens de formation des réactifs (sens \leftarrow).

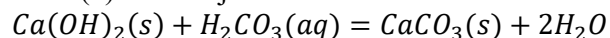
Exercice 5 : Le béton (141, 142, 143, 144)

1. Nous dressons le tableau d'avancement relatif à la réaction étudiée (tableau en avancement volumique ou en concentration, V désigne le volume de la solution) :



et nous exprimons la constante d'équilibre K_1° vérifiée dans l'état final (observation de l'équilibre chimique) : $K_1^\circ = 4 \left(\frac{\xi}{V} \right)^3$. Cette équation permet le calcul de l'avancement volumique : $\frac{\xi}{V} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. L'état final d'équilibre est donc décrit par les concentrations : $[\text{Ca}^{2+}] = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{HO}^-] = 2,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

2. La réaction (2) mise en jeu dans la carbonatation du béton s'écrit :



La réaction (2) est une combinaison des réactions (1) et (3) à (6) :

$$(2) = (1) + (4) + (5) - (3) - 2 \times (6)$$

$$K_5^\circ = \frac{1}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{K_1^\circ K_4^\circ K_5^\circ}{K_3^\circ (K_6^\circ)^2} = 10^{14,5}.$$