

Correction exercice chap C2-1

* Exercice 1.

* Systeme initial:

$$[\text{Fe}^{3+}] = 0,010 \text{ mol/L}$$

$$[\text{SCN}^-] = 0,050 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] = 0,100 \text{ mol/L}$$

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} = \frac{0,100}{0,010 \times 0,050} = \underline{200}$$

$\Rightarrow Q_{r,i} > K^0$: reaction en sens indirect

C (mol/L)	Fe^{3+}	+	SCN^-	=	$[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]$
Ei	0,010		0,050		0,100
Eg	$0,010 - x_g$		$0,050 - x_g$		$0,100 + x_g$

Loi de Guldberg et Waage

$$K^0 = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}][\text{SCN}^-]} = \frac{(0,100 + x_g)}{(0,010 - x_g)(0,050 - x_g)} = 160$$

Numériquement $x_g = -1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ < 0 car sens indirect

* Finalement :

$$[\text{Fe}^{3+}] = \underline{0,0118 \text{ mol/L}}$$

$$[\text{SCN}^-] = \underline{0,0518 \text{ mol/L}}$$

$$[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] = \underline{0,0982 \text{ mol/L}}$$

② * Systeme initial :

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n(\text{Fe}^{3+})}{V} = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-1}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{SCN}^-] = \frac{n(\text{SCN}^-)}{V} = \frac{5,0 \cdot 10^{-3}}{5,0 \cdot 10^{-1}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$C (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$	$\text{Fe}^{3+} + \text{SCN}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]$		
E_i	$2,0 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	0
E_f	$2,0 \cdot 10^{-3} - x_f$	$1,0 \cdot 10^{-2} - x_f$	x_f

* Loi de Guldberg et Waage.

$$K^0 = \frac{x_f}{(2,0 \cdot 10^{-3} - x_f)(1,0 \cdot 10^{-2} - x_f)} = 160$$

* Numeriquement : $x_f = 1,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$.

$$[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}] = 1,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \gg 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

↳ solution colorée.

* Exercice 2.

① On écrit les 3 constantes:

$$K^0 = \frac{[Fe^{3+}]^2 [Cu^{2+}]}{[Fe^{2+}]^2}$$

$$K_1^0 = \frac{[Fe^{3+}][Na^+]}{[Fe^{2+}]}$$

$$K_2^0 = \frac{[Cu^{2+}]}{[Na^+]^2}$$

On remarque que $K^0 = \frac{[Fe^{3+}]^2 \cdot [Na^+]^2 [Cu^{2+}]}{[Fe^{2+}]^2 \cdot [Na^+]^2} = K_1^{0^2} \cdot K_2^0 = 2.2 \cdot 10^{14} = K^0$

Δ Pas C car on a un solide

②

$n(\text{mol})$	$2 Fe^{3+}$	+	$Cu(s)$	=	$2 Fe^{2+}$	+	Cu^{2+}
Ei	$2.0 \cdot 10^{-3}$		excès		0		0
Ef	$2.0 \cdot 10^{-3} - 2 \xi_g$		excès		$2 \xi_g$		ξ_g

$$n(Fe^{3+}) = C \times V = 2.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

* Guldberg et Waage:

$$K^0 = \frac{(2 \xi_g)^2 \cdot \xi_g / V^3}{(2.0 \cdot 10^{-3} - 2 \xi_g)^2 / V^2} = 2.2 \cdot 10^{14}$$

* Numériquement: $\xi_g = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Finalement:

$$\left. \begin{array}{l} n(Fe^{3+}) \approx 0 \text{ mol} \\ n(Cu) = \text{excès} \\ n(Fe^{2+}) = 2.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\ n(Cu^{2+}) = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{array} \right\} K^0 \gg 1 \text{ réaction totale.}$$

* Exercice 3

① On fait un tableau d'avancement :

$n(\text{mol})$	N_2O_4	$=$	2NO_2
E_i	$1,25 \cdot 10^{-2}$		0
E_f	$1,25 \cdot 10^{-2} - \xi_f$		$2 \xi_f$

A l'état final : $p_{\text{tot}} = \frac{n_{\text{tot}} \cdot R T}{V} \Leftrightarrow n_{\text{tot}} = \frac{p_{\text{tot}} \cdot V}{R T} = (1,25 \cdot 10^{-2} + \xi_f)$

On déduit $\xi_f = \frac{p_{\text{tot}} \cdot V}{R T} - 1,25 \cdot 10^{-2} = \underline{3,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$

② On écrit à l'équilibre $K^0 = Q_r$

$$K^0 = \frac{p_{\text{NO}_2}^2 / p^0{}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4} / p^0} = \frac{y_{\text{NO}_2}^2 \cdot p}{y_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot p^0} = \frac{n_{\text{NO}_2}^2 \cdot p}{n_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot n_{\text{tot}} \cdot p^0}$$

$$= \frac{(2 \xi_f)^2 \cdot p}{(1,25 \cdot 10^{-2} - \xi_f)(1,25 \cdot 10^{-2} + \xi_f) p^0} = \underline{0,112}$$

③ Par définition $\alpha = \xi_f / n_0 = \frac{3,24 \cdot 10^{-3}}{1,25 \cdot 10^{-2}} = \underline{0,26 = 26\%}$

* Exercice 4

① On précise la température car elle influence sur la valeur de K^0 mais aussi sur la cinétique.

② On calcule $Q_{r,i} = \frac{[H_2CO_3]_i [CO_3^{2-}]_i}{[HCO_3^-]^2_i} = 0$ (aucun produit)

nécessairement $Q_{r,i} < K^0$: réaction dans le sens direct.

③ * Système initial :

$$[HCO_3^-]_i = \frac{n_{HCO_3}}{V} = \frac{0,05}{0,500} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L.}$$

C (mol.L ⁻¹)	2 HCO ₃ ⁻	=	CO ₃ ²⁻	+	H ₂ CO ₃
E _i	0,10		0		0
E _g	0,10 - 2xg		xg		xg

* A l'équilibre (Goldberg et Waage) on a : $K^0 = Q_{r,eq} = 10^{-3,7}$

$$K^0 = 10^{-3,7} = \frac{[CO_3^{2-}][H_2CO_3]}{[HCO_3^-]^2} = \frac{xg^2}{(0,10 - 2xg)^2}$$

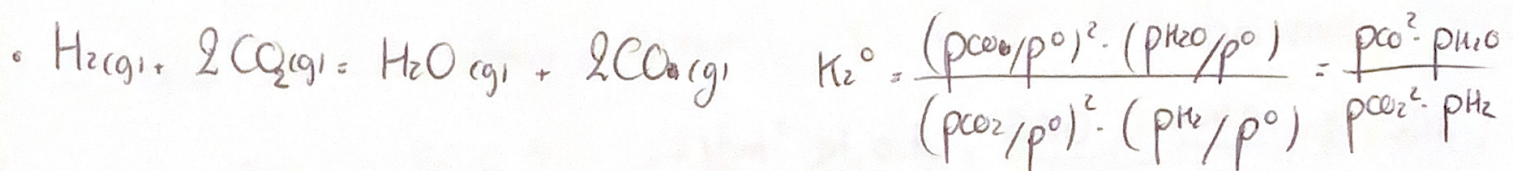
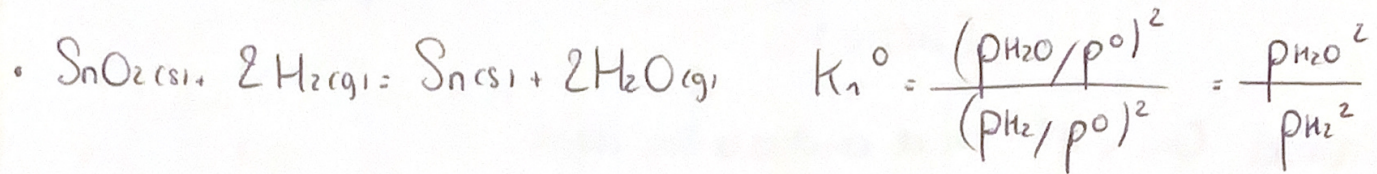
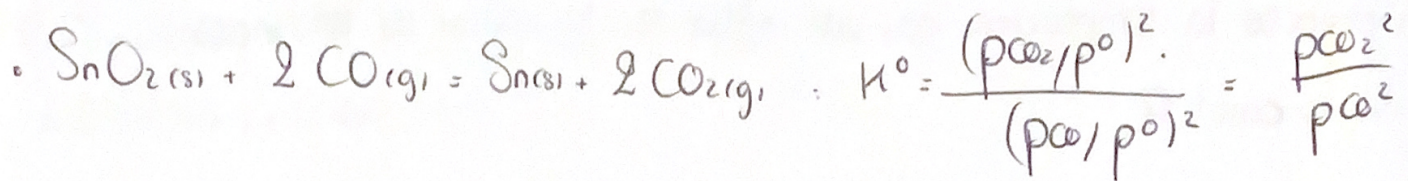
$$\Rightarrow \underline{xg = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

* Finalement :

$$[HCO_3^-] = \underline{9,86 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$[CO_3^{2-}] = [H_2CO_3] = \underline{1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}}$$

* Exercise 5:



$$K^\circ = \frac{\text{pCO}_2^2 \cdot \text{pH}_2}{\text{pCO}^2 \cdot \text{pH}_2\text{O}} = \frac{\sqrt{K_1^\circ}}{K_2^\circ} = \frac{\sqrt{8,12}}{0,771} = \underline{3,70}$$

* Exercice 6

① Systeme initial

$$n(\text{CaCO}_3) = 0,030 \text{ mol}$$

$n(\text{mol})$	$\text{CaCO}_3(\text{s})$	$=$	$\text{CaO}(\text{s})$	$+ \text{CO}_2(\text{g})$
E_i	0,030		0	0
E_f	$0,030 - \xi_f$		ξ_f	ξ_f

A l'équilibre (Guldberg et Waage) $K^\circ = 0,20 = Q_{ri}$

$$K^\circ = \frac{p_{\text{CO}_2}}{p^\circ} = \frac{\xi_f \cdot R \cdot T}{p^\circ \cdot V} = 0,20 \Leftrightarrow \xi_f = K^\circ \cdot \frac{p^\circ \cdot V}{RT} = \underline{0,022 \text{ mol}}$$

On a bien $\xi_f < \xi_{\text{max}}$: équilibre (on vérifie car on a un système hétérogène)

* Finalement :

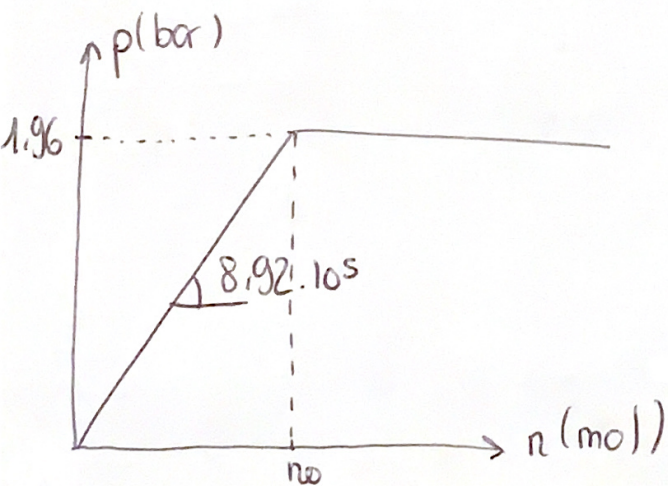
$$n(\text{CaCO}_3) = 8,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{CaO}) = 2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = n(\text{CO}_2)$$

② Comme vu précédemment, à l'équilibre $\xi_{\text{eq}} = 0,022 \text{ mol}$, il faut donc au minimum $n_0 = 0,022 \text{ mol}$ de CaCO_3 pour avoir un équilibre

③ Si $n > n_0$: $\xi_f = 0,022 \text{ mol}$ et $p = \frac{\xi_f \cdot RT}{V} = 1,96 \text{ bar}$

Si $n < n_0$: tout le CaCO_3 est consommé et $\xi_f = n$: $p = \frac{nRT}{V} = 8,92 \cdot 10^5 \cdot n$



* Exercice 7: $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{HCOOH} = \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{HCOO}^-$

① * Système initial:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = [\text{HCOO}^-] = [\text{HCOOH}] = \frac{1,28 \cdot 10^{-1}}{4} = 3,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$Q_{r,0} = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}{[\text{HCOOH}][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]} = 1 < 10^{0,4} = 2,51 = K^0$$

↳ evolution dans le sens direct

② C (mol/L) | $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{HCOOH} = \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{HCOO}^-$

E_i	$3,2 \cdot 10^{-2}$	$3,2 \cdot 10^{-2}$	$3,2 \cdot 10^{-2}$	$3,2 \cdot 10^{-2}$
E_f	$3,2 \cdot 10^{-2} - x_f$	$3,2 \cdot 10^{-2} - x_f$	$3,2 \cdot 10^{-2} + x_f$	$3,2 \cdot 10^{-2} + x_f$

$$K^0 = \frac{(3,2 \cdot 10^{-2} + x_f)^2}{(3,2 \cdot 10^{-2} - x_f)^2} = 2,51 \Rightarrow \underline{x_f = 7,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}$$

* Finalement:

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] = [\text{HCOOH}] = \underline{2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = [\text{HCOO}^-] = \underline{3,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}}$$

③ Comme $K^0 > 1$: réaction en faveur des produits

$K^0 < 10^4$: réaction ni quantitative ni totale

④ * Système initial

$$n(\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-) = n \text{ mol}$$

$$n(\text{HCOOH}) = 0,010 \text{ mol}$$

n (mol) | $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{HCOOH} = \text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{HCOO}^-$

E_i	n	$0,010$	0	0
E_f	$n - \xi_f$	$0,010 - \xi_f$	ξ_f	ξ_f

A l'éq (Guldberg et Waage)

$$K^0 = 2,51 = \frac{\xi_f^2}{(n - \xi_f)(0,010 - \xi_f)} \Rightarrow \text{par } \xi_f = 0,0099 \text{ on a } n = \underline{4,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}$$