

Correction IE2 - 17 décembre 2018

	EXERCICE 1	
question	Réponse	
1.1	<ul style="list-style-type: none"> <li>- nom des courbes (ébullition / rosée)</li> <li>- 4 domaines</li> <li>- Azéotrope (point identifié et nommé)</li> <li>- points d'ébullition des deux corps purs</li> <li>- identification de la variance aux points particuliers</li> </ul>	
1.2.	La solution n'est pas idéale (présence de l'azéotrope).	
1.3	<p>Composition du mélange en fraction molaire d'éthanol :</p> $x_{EM} = \frac{w_{EM} M_E}{w_{EM} + (1-w_E) M_B}$ (ou toute autre méthode) AN : $x_E = 0,906$ <p>A 75°C, deux phases en présences, phase liquide de composition <math>x_E = 0,950</math> et une phase vapeur de composition <math>y_E = 0,842</math>.</p> <p>Règle des moments : <math>\frac{n_V}{n_T} = \frac{x_E - x_{EM}}{x_E - y_E} = \frac{0,950 - 0,906}{0,950 - 0,842} = 0,4074</math></p> <p>Nombre de moles total : <math>150 \cdot 10^3 / 78 + 850 \cdot 10^3 / 46 = 20401</math> moles.  <b>8311 moles de vapeur ; 12090 moles de liquide.</b>  <math>y_E \times n_V = 6998</math> moles d'éthanol vapeur, soit 321,9 kg  <math>8311 - 6998 = 1313</math> moles benzène vapeur, soit 102,4 kg  <b>Masse totale vapeur : 424,3 kg</b>  <math>x_E \times n_L = 11485,5</math> moles d'éthanol liquide, soit 528,3 kg  <math>12090 - 11485,5 = 604,5</math> moles de benzène liquide, soit 47,15 kg  <b>Masse totale liquide : 575,5 kg</b></p>	
1.4.a)	La distillation fractionnée est une succession d'équilibres liquide-vapeur échelonnés sur la hauteur de l'appareil de distillation : la vapeur issue de l'étage précédent est recondensée en un mélange plus riche en composé le plus volatil ; si le nombre d'étage est suffisant, alors la vapeur sera de plus en plus riche en ce composé. A l'inverse, le résidu sera de plus en plus riche en composé le moins volatil (ou autre formulation équivalente).	
1.4.b)	<p>Au distillat : mélange de composition azéotropique  Résidu : éthanol pur.</p> <p>Tout le benzène sera dans le mélange azéotropique (150 kg, soit 1923 moles).</p> $x_{az} = \frac{n_E}{n_E + n_B} \text{ donc } n_E = n_B \frac{x_{az}}{1 - x_{az}}$ AN : $n_E = 1560,7$ moles, soit 71,8 kg d'éthanol dans l'azéotrope. Masse d'éthanol dans le résidu : 778,2 kg	
1.5)	<p>Pour les solutions idéales, <math>p_i = x_i p_i^*</math></p> <p>Donc <math>x_E = \frac{p - p_B^*}{p_E^* - p_B^*}</math> et <math>y_E = x_E \frac{p_E^*}{p}</math></p> <p>AN :</p> <p>A 79°C, <math>x_E = 0,574</math> et <math>y_E = 0,588</math>  A 79,5°C, <math>x_E = 0,286</math> et <math>y_E = 0,300</math></p>	

	EXERCICE 2	
2-1-a	a) À la limite de précipitation de l'hydroxyde de chrome, la concentration en ions $Cr^{3+}$ n'a pas bougé. A partir de $K_s$ , on calcule : $K_s^\circ = [Cr^{3+}][OH^-]^3$ , $[Cr^{3+}] = 0,1 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 4,0$ .	
2-1-b	$K_2^\circ = [Cr(OH)_4^-]/([Cr^{3+}] * [OH^-]^4)$	
2-1-c	Dissolution de l'hydroxyde de chrome en milieu basique : $Cr(OH)_3(s) + OH^- \rightarrow Cr(OH)_4^-$ $K_3^\circ = K_2^\circ * K_s^\circ = 10^{30,6} \cdot 10^{-31} = 10^{-0,4} = 0,398$	
2-1-d	Lorsque l'hydroxyde de chrome $Cr(OH)_3(s)$ se dissout, à la limite, la concentration en complexe vaut $c$ , on peut donc en tirer le pH : $K_3^\circ = c/[OH^-] = c \cdot [H^+]/K_e$ ; $[H^+] = (K_3^\circ * K_e)/c = 3,98 \cdot 10^{-14} \text{ mol.L}^{-1}$ Ce qui donne un pH = 13,4.	
2-1-e	$Cr^{3+}$ pH 4 $Cr(OH)_3$ pH 13,4 $Cr(OH)_4^-$ pH	
2-2-a	Domaines de prédominance des espèces du couple acide-base. $CH_3COOH$ pH 4,75 $CH_3COO^-$ pH Si le pH est inférieur à 4,75 on a majoritairement de l'acide éthanóïque	
2-2-b	$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e \rightarrow 2 Cr^{3+} (aq) + 7 H_2O$	
2-2-c	Équation-bilan de la réaction : $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e \rightarrow 2 Cr^{3+} (aq) + 7 H_2O$ $CH_3CH_2OH + H_2O \rightarrow CH_3COOH + 4H^+ + 4e$ $2 Cr_2O_7^{2-} + 16 H^+ + 3 CH_3CH_2OH \rightarrow 4 Cr^{3+} (aq) + 3 CH_3COOH + 11 H_2O$	
2-2-d	- Si pH considéré à 0 : $\ln K_4 = -\Delta G^\circ/RT = nFE^\circ/RT$ A.N. : $\ln K_4 = (12 \times 96500 \times (1.330 - 0.037))/(8.314 \times 298) = 604$ - Ou bien si pH considéré à 1: $[H^+] = 0,1 \text{ M}$ Il faut calculer les potentiels apparents : Cr : $E = 1.330 + (0.06/6 \times \log[H^+]^{14}) = 1.330 - 0.14 = 1.19 \text{ V}$ Composé organique : $E = 0.037 + (0.06/4 \times \log[H^+]^4) = 0.037 - 0.06 = -0.023 \text{ V}$ $\ln K_4 = (12 \times 96500 \times (1.190 + 0.023))/(8.314 \times 298) = 567$ La constante est très grande et on pourra doser l'éthanol par le dichromate autour de pH de 1.	
2-2-e	$n_{Cr_2O_7^{2-}} = 23,20 \cdot 10^{-3} \cdot 1,15 = 0,02668 \text{ mole}$ Dans 20,00 mL prélevés $n_{CH_3CH_2OH} = 1,5 \cdot 0,02668 = 0,04002 \text{ mole}$ $[CH_3CH_2OH] = 2,00 \text{ mol L}^{-1}$	
2-2-f	$V_{tot} = 53,2 \text{ mL}$ $n_{Cr_2O_7^{2-}} \text{ à l'équivalence} = 1,15 \cdot 23,2 \cdot 10^{-3} \text{ mole} = 0,02668 \text{ mole}$ $n_T = n_A + n_B = (3/2) \cdot 0,02668 = 0,04002 \text{ mole}$	
2-2-g	Pour $V_{tot} = 53,20 \text{ mL}$ , $[H^+]$ introduite initialement = $(2 \cdot 10,70 \cdot 10)/53,20 = 4,023 \text{ mol.L}^{-1}$ A l'équivalence, il reste $[H^+] = 4,023 - (8 \cdot 0,5015) = 4,023 - 4,012 = 0,011 \text{ mol.L}^{-1}$ Soit pH = 2 environ. L'acide acétique est donc majoritairement sous la forme $CH_3COOH$ . Pas utile de tenir compte de l'équilibre $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$	