

Corrigé IEFS Chimie 2 (sur 40 points)

A	Pile cuivre-fer : 16 pts
Première partie 6,25 pts	
1.	<p>Demi-pile A : $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$</p> $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{RT}{2F} \cdot \ln \frac{a_{\text{Cu}^{2+}}}{a_{\text{Cu}}}$ $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{RT}{2F} \cdot \ln \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{C^0}$ $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,345 + \frac{8,314 \times 298}{2 \times 96500} \times \ln \frac{0,500}{1} = 0,336 \text{ V}$ <p>Demi-pile B : $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$</p> $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \cdot \ln \frac{a_{\text{Fe}^{3+}}}{a_{\text{Fe}^{2+}}}$ $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \cdot \ln \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$ $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,770 + \frac{8,314 \times 298}{96500} \times \ln \frac{0,200}{0,100} = 0,788 \text{ V}$
2.	<p>$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} > E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$ donc la demi-pile A est l'anode, siège de l'oxydation (du cuivre), la demi-pile B est la cathode, siège de la réduction (des ions Fe^{3+}). La réaction globale est la suivante, correspondant à l'échange de 2 électrons par mole de cuivre oxydée :</p> $\text{Cu} + 2 \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Fe}^{2+}$
3.	$f.e.m. = E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,788 - 0,336 = 0,452 \text{ V}$
4.	<p style="text-align: center;"> Demi-pile A Demi-pile B Anode, oxydation Cathode, réduction </p> <hr style="border-top: 1px dashed red;"/> <p style="text-align: center;"> $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$ $\text{Fe}^{3+} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ $E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}} = 0,336 \text{ V}$ $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,788 \text{ V}$ </p> <p style="text-align: center;"> $\text{Cu} + 2\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Fe}^{2+}$ $fem = E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}} = 0,452 \text{ V}$ </p>
5.	<p>A l'équilibre, les deux demi-piles ont le même potentiel :</p> $f.e.m. = 0 = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$ $0 = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \cdot \ln \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \frac{RT}{2F} \cdot \ln \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{C^0}$

$$0 = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 - E_{Cu^{2+}/Cu}^0 + \frac{RT}{2F} \cdot \ln \frac{[Fe^{3+}]^2 \cdot C^0}{[Fe^{2+}]^2 \cdot [Cu^{2+}]}$$

$$K_T^0 = \left(\frac{a_{Cu^{2+}} \cdot (a_{Fe^{2+}})^2}{a_{Cu} \cdot (a_{Fe^{3+}})^2} \right)_{eq} = \left(\frac{[Cu^{2+}] \cdot [Fe^{2+}]^2}{C^0 \cdot 1 \cdot [Fe^{3+}]^2} \right)_{eq}$$

$$0 = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 - E_{Cu^{2+}/Cu}^0 + \frac{RT}{2F} \cdot \ln \left(\frac{1}{K_T^0} \right)$$

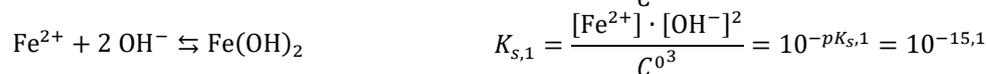
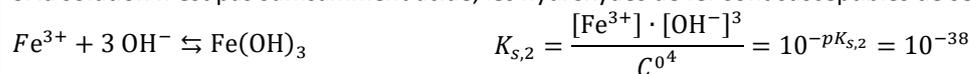
$$K_T^0 = \exp \left(\frac{(E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 - E_{Cu^{2+}/Cu}^0) \cdot 2F}{RT} \right)$$

$$K_T^0 = \exp \left(\frac{(0,770 - 0,345) \times 2 \times 96500}{8,314 \times 298} \right) = 2,4 \cdot 10^{14}$$

$$K_T^0 \gg 10^4 \text{ donc la réaction peut être considérée comme totale.}$$

Deuxième partie 5 pts

6. Si la solution n'est pas suffisamment acide, les hydroxydes de fer sont susceptibles de se former



De manière générale : $Fe^{n+} + n OH^- \rightleftharpoons Fe(OH)_n$

$$K_s(Fe(OH)_n) = \frac{[Fe^{n+}] \cdot [OH^-]^n}{C^{0n+1}} = \frac{[Fe^{n+}] \cdot (K_e)^n \cdot C^{0n-1}}{[H_3O^+]^n}$$

$$[OH^-] = \left(\frac{K_s(Fe(OH)_n) \cdot C^{0n+1}}{[Fe^{n+}]} \right)^{\frac{1}{n}} \quad \text{RMQ :}$$

$$n = 2 : [OH^-] = 8,9 \cdot 10^{-8} M$$

$$n = 3 : [OH^-] = 3,7 \cdot 10^{-13} M$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_e \cdot C^{02}}{[OH^-]} \quad \text{et} \quad pH = -\log([H_3O^+])$$

Le pH de début de précipitation est :

$$pH = -\log \left(\frac{[Fe^{n+}] \cdot (K_e)^n \cdot C^{0n-1}}{K_s(Fe(OH)_n)} \right)^{1/n}$$

$$\text{pour } Fe(OH)_3 : \quad pH = -\log \left(\sqrt[3]{\frac{0,200 \times 1^4}{10^{-38}} \times 10^{-14}} \right) = 1,57$$

$$\text{pour } Fe(OH)_2 : \quad pH = -\log \left(\sqrt{\frac{0,100 \times 1^3}{10^{-15,1}} \times 10^{-14}} \right) = 6,95$$

Il faut que $pH < 1,57$ pour que ni les ions Fe^{3+} ni les ions Fe^{2+} ne précipitent.

on constate en comparant les pK_s que $Fe(OH)_3$ est moins soluble que $Fe(OH)_2$,

7. Si $1,6 < pH < 6,95$, les ions Fe^{3+} vont précipiter avec les ions OH^- , pas les ions Fe^{2+} . La diminution de la concentration en Fe^{3+} dans la solution électrolytique de la demi-pile B va entraîner la diminution de son potentiel et donc la diminution de la f.e.m. de la pile.

8. Si $pH = 4$ alors les ions Fe^{3+} précipitent pour former $Fe(OH)_3$, les ions Fe^{2+} restent en solution
La concentration en ions Fe^{3+} est alors gouvernée par la constante de solubilité :

$$[Fe^{3+}] = \frac{K_{s,2} \cdot [H_3O^+]^3}{C^{02} \cdot (K_e)^3} = \frac{K_{s,2} \cdot (10^{-pH})^3}{C^{02} \cdot (K_e)^3}$$

$$f.e.m. = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} - E_{Cu^{2+}/Cu}$$

A partir des expressions des potentiels déjà établies (Q°1 & 5) :

$$f.e.m. = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 - E_{Cu^{2+}/Cu}^0 + \frac{RT}{2F} \cdot \ln \frac{[Fe^{3+}]^2 \cdot C^0}{[Fe^{2+}]^2 \cdot [Cu^{2+}]}$$

	$f.e.m. = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 - E_{Cu^{2+}/Cu}^0 + \frac{RT}{2F} \cdot \ln \frac{(K_{s,2})^2 \cdot (10^{-pH})^6}{(K_e)^6 \cdot [Fe^{2+}]^2 \cdot [Cu^{2+}] \cdot C^{0^3}}$ $f.e.m. = 0,770 - 0,345 + \frac{8,314 \times 298}{2 \times 96500} \times \ln \frac{10^{-38 \times 2} \times 10^{-4 \times 6}}{10^{-14 \times 6} \times 0,100^2 \times 0,500 \times 1^3}$ $f.e.m. = 0,770 - 0,345 + \frac{8,314 \times 298}{2 \times 96500} \times \ln (2.10^{-14})$ $f.e.m. = 0,020 V$ <p>Si appli. num. intermédiaires sur demi-pile B :</p> $[Fe^{3+}] = \frac{10^{-38} \times 10^{-4 \times 3}}{1^2 \times 10^{-14 \times 3}} = 10^{-8} M$ $E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 + \frac{RT}{F} \cdot \ln \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]}$ $E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,770 + \frac{8,314 \times 298}{96500} \cdot \ln \frac{10^{-8}}{0,100} = 0,356 V$ $f.e.m. = E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} - E_{Cu^{2+}/Cu} = 0,356 - 0,336 = 0,020 V$																		
9.	La précipitation de Fe^{3+} impose une concentration en ions Fe^{3+} si faible que le potentiel de la cathode diminue au point d'être quasi égal à celui de l'anode : à $pH = 4$, la pile ne débite quasi pas.																		
Troisième partie 4,75 pts																			
10.	L'ajout d'un complexant dans la solution de la demi-pile A va entraîner la diminution de la concentration en ions Cu_{aq}^{2+} du fait de la formation d'un complexe métallique. Cette diminution de la concentration en ions Cu_{aq}^{2+} induit (selon l'expression déterminée Q°1) la diminution du potentiel de la demi-pile A (anode de la pile) et donc l'augmentation de la f.e.m. de la pile.																		
11.	$Cu^{2+} + 4 NH_3 \rightleftharpoons Cu(NH_3)_4^{2+} \quad K_{fg} = \frac{[Cu(NH_3)_4^{2+}] \cdot C^{0^4}}{[Cu^{2+}] \cdot [NH_3]^4} = 4.10^{12}$ $[NH_3]_{eq} = \left(\frac{[Cu(NH_3)_4^{2+}]_{eq} \cdot C^{0^4}}{K_{fg} \cdot [Cu^{2+}]_{eq}} \right)^{1/4} = \left(\frac{[Cu^{2+}]_i - [Cu^{2+}]_{eq} \cdot C^{0^4}}{K_{fg} \cdot [Cu^{2+}]_{eq}} \right)^{1/4}$ $[Cu^{2+}]_{eq} = \frac{[Cu^{2+}]_i}{500} = \frac{0,500}{500} = 0,001 M$ $[NH_3]_{eq} = \left(\frac{0,500 - 0,001}{4.10^{12} \times 0,001} \times 1^4 \right)^{1/4} = 3,34.10^{-3} M$																		
12.	<p>L'ammoniac est impliqué à la fois dans l'équilibre de formation du complexe des ions Cu^{2+} et dans l'équilibre acido-basique :</p> $NH_3 + H_3O^+ \rightleftharpoons NH_4^+ + H_2O \quad K_a = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]} = 10^{-9,2}$ <p>On a donc $[NH_3]_i = [NH_3]_{eq} + [NH_4^+]_{eq} + 4 \cdot [Cu(NH_3)_4^{2+}]_{eq}$ $pH_i = 1$ donc $[H_3O^+]_i = 10^{-pH_i} = 10^{-1} M$ On peut faire un tableau d'avancement en raisonnant sur 1 L :</p> <table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th></th> <th style="text-align: center;">NH_3</th> <th style="text-align: center;">H_3O^+</th> <th style="text-align: center;">NH_4^+</th> <th style="text-align: center;">Cu^{2+}</th> <th style="text-align: center;">$Cu(NH_3)_4^{2+}$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td style="text-align: right;">ti</td> <td style="text-align: center;">$n_{NH_3,i}$</td> <td style="text-align: center;">$0,1 mol$</td> <td style="text-align: center;">0</td> <td style="text-align: center;">$0,500 mol$</td> <td style="text-align: center;">0</td> </tr> <tr> <td style="text-align: right;">teq</td> <td style="text-align: center;">$n_{NH_3,i} - \xi_1 - 4\xi_2$ $= 3,34.10^{-3} mol$</td> <td style="text-align: center;">$0,1 - \xi_1$</td> <td style="text-align: center;">ξ_1</td> <td style="text-align: center;">$n_{Cu^{2+},i} - \xi_2$ $= 0,001 mol$</td> <td style="text-align: center;">ξ_2 $= 0,499 mol$</td> </tr> </tbody> </table> <p>On a donc : $K_a = \frac{[NH_3]_{eq} \cdot ([H_3O^+]_i - \xi_1)}{\xi_1} = 10^{-9,2}$</p> $[NH_4^+]_{eq} = \xi_1 = \frac{[NH_3]_{eq} \cdot [H_3O^+]_i}{K_a + [NH_3]_{eq}}$ $[NH_4^+]_{eq} = \xi_1 = \frac{3,34.10^{-3} \times 10^{-1}}{10^{-9,2} + 3,34.10^{-3}} = 1,00.10^{-1} M$ $[NH_3]_i = 3,34.10^{-3} + 1,00.10^{-1} + 4 \times 0,499 = 2,10 M$ <p>L'essentiel de l'ammoniac introduit est dans le complexe (95 %).</p>		NH_3	H_3O^+	NH_4^+	Cu^{2+}	$Cu(NH_3)_4^{2+}$	ti	$n_{NH_3,i}$	$0,1 mol$	0	$0,500 mol$	0	teq	$n_{NH_3,i} - \xi_1 - 4\xi_2$ $= 3,34.10^{-3} mol$	$0,1 - \xi_1$	ξ_1	$n_{Cu^{2+},i} - \xi_2$ $= 0,001 mol$	ξ_2 $= 0,499 mol$
	NH_3	H_3O^+	NH_4^+	Cu^{2+}	$Cu(NH_3)_4^{2+}$														
ti	$n_{NH_3,i}$	$0,1 mol$	0	$0,500 mol$	0														
teq	$n_{NH_3,i} - \xi_1 - 4\xi_2$ $= 3,34.10^{-3} mol$	$0,1 - \xi_1$	ξ_1	$n_{Cu^{2+},i} - \xi_2$ $= 0,001 mol$	ξ_2 $= 0,499 mol$														

Question	Résultat
B	Hydrate de méthane 11,5 pts
1.	Les activités des composés liquide (eau) et solide (hydrate de méthane) sont égales à 1. Constante d'équilibre : $K^0(T) = \frac{p^0}{P_{CH_4,eq}}$ et $Q(T) = \frac{p^0}{P_{CH_4}}$ L'augmentation de la pression entraîne une diminution du quotient Q Donc $\Delta_r G < 0$ dans le sens 1 et par conséquent un déplacement de la réaction dans le sens (formation de l'hydrate de méthane).
2.	$\Delta_r G^0(T) = \Delta_r H^0(T) - T\Delta_r S^0(T) = \Delta_r H^0(298) - T\Delta_r S^0(298)$ Avec : $\Delta_r H^0(298) = -1860 - (-74,9 - 6 \times 285,8) = -70,3 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $\Delta_r S^0(298) = 325 - 186,3 - 6 \times 69,95 = -281 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$
3.a	$\Delta_r G(T, P) = \Delta_r G^0(T) + RT \ln \frac{p^0}{P_{CH_4}}$ L'hydrate est stable lorsque la réaction va dans le sens 1, soit $\Delta_r G(T, P) \leq 0$, $\frac{P_{CH_4}}{p^0} \geq e^{\frac{\Delta_r G^0(T)}{RT}}$ En supposant que la pression totale n'est due qu'au méthane, $\frac{P}{p^0} \geq e^{\frac{\Delta_r G^0(T)}{RT}}$
3.b	A 13°C (286 K), $\Delta_r G^0(286) = 10\,066 \text{ J.mol}^{-1}$, p ≥ 68,9 bar, soit 679 mètres
3.c	A 4°C (277 K), $\Delta_r G^0(277) = 7537 \text{ J.mol}^{-1}$, p ≥ 26,4 bar, soit 254 mètres
4.a	La pression diminue : l'équilibre va se déplacer dans le sens 2, ce qui va libérer du méthane.
4.b	$\Delta_r G(T, P) = \Delta_r G^0(T) + RT \ln 1$ doit être inférieur ou égal à 0 ; Soit $\Delta_r H^0(298) - T\Delta_r S^0(298) < 0$ donc $T < \frac{\Delta_r H^0(298)}{\Delta_r S^0(298)} = 250 \text{ K} (-23^\circ\text{C})$
4.c	Masse molaire hydrate de méthane : 124 g.mol^{-1} ; Nombre de moles $n = \frac{1000}{124} = 8,06 \text{ mol}$ 1 mole de méthane par mole d'hydrate, donc $V = \frac{nRT}{P} = \frac{8,06 \times 8,314 \times 273}{101325} = 0,18 \text{ m}^3$ Transporter l'hydrate a le désavantage de transporter une grosse masse d'eau, malgré une meilleure stabilité que le transport de méthane « pur » en méthanier (forme liquéfiée à -162°C à pression atmosphérique).
4.d	La pression initiale de méthane est nulle, l'équilibre va donc se déplacer dans le sens 2 jusqu'à ce que la pression d'équilibre de l'hydrate de méthane soit atteinte. Je calcule la pression de méthane à l'équilibre : A -25°C (248 K), $\Delta_r G^0(248) = -612 \text{ J.mol}^{-1}$ Constante d'équilibre : $K^0(248) = 1,34$ donc $P_{CH_4} = \frac{1}{K} = 0,74 \text{ bar}$ La pression totale est donc $P_{tot} = 1,013 + 0,74 = 1,75 \text{ bar}$ Volume occupé par l'hydrate : $V_H = \frac{m}{\rho} = \frac{810}{900} = 0,9 \text{ m}^3$ Donc le volume de gaz est de $0,1 \text{ m}^3$; le nombre de moles de méthane à l'équilibre est donc : $n_{CH_4} = \frac{P_{CH_4} V}{RT} = 3,59 \text{ mol}$
5	L'augmentation de température déplace l'équilibre dans le sens indirect (réaction exothermique), c'est-à-dire dans le sens de la formation de méthane ; comme cela a été constaté dans la question 3, l'hydrate est moins stable dans l'eau chaude... Cela signifie que l'augmentation de température liées au réchauffement climatique va entraîner que la « profondeur » à laquelle l'hydrate sera stable va s'abaisser, libérant ainsi le méthane piégé aux faibles profondeurs sous forme d'hydrate. Le méthane étant un puissant gaz à effet de serre, l'effet va accentuer la cause...

Question	Résultat
C	Système binaire eau-butyronitrile 12,5 pts
1	Le mélange liquide est composé de 2 phases. A l'ébullition, chaque phase liquide est à l'équilibre avec la vapeur. Pour un mélange de miscibilité nulle, chaque phase est composée d'un corps pur, vérifiant donc à l'ébullition : $P_i = P_i^*$

	<p>La pression de vapeur saturante ne dépend que de la température. Par ailleurs, la pression totale est la somme des pressions partielles : $P = P_A^*(T) + P_B^*(T)$ Si la pression totale est fixée, l'équation ci-dessus est une équation à une inconnue, ce qui signifie bien que la température d'ébullition est fixée.</p>
2	<p>La température d'ébullition vérifie : $P_A^*(T) + P_B^*(T) = 760$ Ou encore : $e^{-\frac{4989,5}{T}+20,01} + e^{-\frac{4506,5}{T}+18,173} = 760$ A l'aide de la méthode xxx (calculatrice, dichotomie, autre) Nous obtenons $T_E = 360,2 \text{ K} = 87,2^\circ\text{C}$</p>
3	<p>Composition de la phase vapeur à l'ébullition du mélange (hétéroazéotrope) : $y_H = \frac{P_B^*(T_E)}{760} = \frac{287,7}{760} = 0,378 \text{ (fraction molaire)}$ $w_H = \frac{y_H}{y_H + (1 - y_H) \frac{M_A}{M_B}}$ AN : $w_H = 0,700$ soit 70,0% massique de B.</p>
4	<p>Diagramme à compléter : Courbes : démixtion, ébullition, rosée 6 Domaines : <ul style="list-style-type: none"> - Une phase liquide L1 riche en eau (à gauche) - Une phase liquide L2 riche en B (à droite) - Deux phases liquides L1 + L2 saturées (intérieur courbe de démixtion) - 2 phases : une phase liquide riche en eau + une phase vapeur (A+B) à gauche du point H - 2 phases : une phase riche en B + une phase vapeur (A+B) à droite du point H. - Une phase Vapeur (A+B) au-dessus de la courbe de rosée. Points particuliers : <ul style="list-style-type: none"> - Températures d'ébullition des corps purs ; - Hétéroazéotrope - Limites de solubilité à l'ébullition </p>
5	<p>Le trouble apparaît lorsque la limite de solubilité est atteinte, c'est-à-dire lorsque la composition du mélange est égale à $w_{L1} = 0,035$ $w_{L1} = \frac{m_B}{m_A + m_B}$ Soit : $m_B = m_A \frac{w_{L1}}{1-w_{L1}}$ AN : $m_B = 36,3 \text{ g}$ donc $V_B = \frac{m_B}{\rho_B} = 45,9 \text{ cm}^3$</p>
6	<p>Le mélange M contient 1 mole de B pour 3 moles d'eau : $w_M = \frac{m_B}{m_A + m_B} = \frac{n_B \times M_B}{n_A \times M_A + n_B \times M_B}$ AN : $w_M = 0,561$</p>
7	<p>Refroidissement de la vapeur : La composition reste constante (une seule phase) Première température remarquable : 94°C (lecture graphique) La vapeur commence à se condenser, le liquide produit est riche en eau. La vapeur s'appauvrit en eau et s'enrichit en B, jusqu'à ce que sa composition atteigne la valeur de l'abscisse de l'hétéroazéotrope à T_E. Deuxième température remarquable : la température d'ébullition T_E du mélange (89°C environ). La composition de la vapeur a la composition de l'hétéroazéotrope <ul style="list-style-type: none"> - Apparition d'une deuxième phase liquide L2, riche en B. - La composition des deux phases L1 et L2 est constante (donnée pas les limites de solubilité à T_E). - En fin de liquéfaction, disparition de la vapeur. Refroidissement du mélange liquide : Deux phases liquides dont la composition évolue légèrement au cours du refroidissement.</p>

8

A 20°C, le liquide se compose :

- D'une phase L1, riche en eau, $w_{L1} = 0,035$
- D'une phase L2, riche en butyronitrile, $w_{L2} = 0,975$ (2,5% en masse d'eau) ;

A l'aide d'un bilan de masse (ou de la règle des moments) :

$$m_{L1} = m_{tot} \frac{w_{L2} - w_M}{w_{L2} - w_{L1}}$$

AN : $m_{L1} = 440 \text{ g}$ et $m_{L2} = 560 \text{ g}$

La fraction L2 est la plus riche en butyronitrile (97,5% en masse). La masse de butyronitrile ainsi récupérée est donc : $m_{B,récup} = w_{L2} \times m_{L2} = 546 \text{ g}$

Par rapport à une quantité initiale de 561 g, soit **97,25%**

Diagramme liquide-vapeur du système eau-butyronitrile à 760 Torr

