DS n°3 – CORRECTION
THERMOCHIMIE – CINÉTIQUE

Correction Problème n°1 : Étude de la synthèse industrielle de l'ammoniac (E3A PC 2016 Partie A)

A1.
v = X – Y
avec X = 5 T, P, $x(N_2)$, $n(H_2)$, $x(NH_3)$
et Y = 3 1 phase $x(N_2) + x(H_2) + x(NH_3) = 1$
1 loi d'action des masses
mélange stœchiométrique d'où $x(N_2) = x(H_2)/3$

La variance vaut 2.

A2.
D'après le document 1, on constate qu'à pression fixée, $x_{NH3,éq}$ diminue quand la température augmente.
Cela signifie que la constante d'équilibre K°(T) diminue quand T augmente.

Loi de Van t'Hoff : $d(\ln K°)/dT = \Delta_r H°/(RT^2)$

ln K° décroît avec T donc $d(\ln K°)/dT < 0$
soit $\Delta_r H° < 0$

A3.
D'après le document 1, on constate qu'à température fixée, $x_{NH3,éq}$ augmente quand la pression augmente.
Donc une augmentation de pression est un atout pour la synthèse de l'ammoniac.

A4.

$$Q_r = \frac{P(NH_3)^2 . P°^2}{P(N_2).P(H_2)^3}$$

$$P_i = \frac{n_i}{n_{tot}} . P$$

on obtient après simplification $\mathbf{Q_r = \frac{n(NH_3)^2 . n_{tot}^2}{n(N_2).n(H_2)^3} . \left(\frac{P°}{P}\right)^2}$

A5.
Avant la perturbation, le système est à l'équilibre d'où $Q_{r,i} = K°$.

A6.
Après l'élévation de la pression, Q_r diminue vu l'expression de **A4**.
$Q_r < K°$
$A = RT \ln (K°/Q_r) > 0$
D'après le critère d'évolution spontanée $A.d\xi > 0$, on a donc $d\xi > 0$. Le système évolue dans le sens direct.
On retrouve qu'une élévation de pression, déplace l'équilibre dans le sens de formation de NH_3.

A7.
D'après le document 3, on constate qu'à température fixée, $x_{NH3,éq}$ diminue en présence de gaz inertes.
La présence de gaz inertes est donc un obstacle pour la synthèse de l'ammoniac.

A8.
Partant d'un état d'équilibre ($Q_{r,i} = K°$), l'introduction de gaz inertes fait augmenter n_{tot} et donc augmenter Q_r.
$Q_r > K°$
$A = RT \ln (K°/Q_r) < 0$
D'après le critère d'évolution spontanée $A.d\xi > 0$, on a donc $d\xi < 0$. Le système évolue dans le sens indirect.
On retrouve qu'une introduction de gaz inertes déplace l'équilibre dans le sens de cosommation de NH_3.

A9.
D'après le document 4, on constate que pour un temps de passage élevé, une température de travail élevée diminue le taux d'avancement, ce qui est en accord avec la question A2.

Pour un temps de passage court, le taux d'avancement passe par un maximum. Cela est la conséquence de la **compétition entre la cinétique** (qui nécessite une température élevée) et la **thermodynamique** (qui nécessite une température faible).

Pour un temps de passage très grand, la cinétique ne s'avère pas limitante, l'équilibre thermodynamique est atteint, c'est la thermodynamique qui fixe le taux d'avancement.
En revanche, pour un temps de passage court et une température inférieure à 700 K, l'équilibre thermodynamique n'est pas atteint, la cinétique fixe le taux d'avancement. Pour des températures supérieures à 700 K, l'équilibre est atteint.

A10.
Le diazote gazeux et le dihydrogène gazeux sont dans **leur état standard de référence à T_0** donc leur enthalpie standard de formation est nulle.
$\mathbf{\Delta_f H°(N_{2(g)},T_0) = \Delta_f H°(H_{2(g)},T_0) = 0\ J\cdot mol^{-1}}$

D'après la loi de Hess : $\Delta_r H° = \Sigma\ \nu_i \Delta_f H°_i$
$\Delta_r H°_1(T_0) = 2.\Delta_f H°(NH_{3(g)},T_0)$
$\mathbf{\Delta_r H°_1(T_0) = -46\ kJ\cdot mol^{-1}}$

A11.
$\Delta H = Q$ (transformation isobare)
$Q = 0$ (transformation adiabatique)
$\Delta H = 0$
$\Delta H = \Delta H_{réaction} + \Delta H_{échauffement}$
avec :
$\Delta H_{réaction} = \xi.\Delta_r H°_1$

mol	$N_{2(g)}$	+ $3\ H_{2(g)}$	= $2\ NH_{3(g)}$	
EI (t_0)	n	3n	0	
EF(t_1)	n-ξ	3n-3ξ	2ξ	avec $\tau = \xi/n$
	=n(1-τ)	=3n(1-τ)	2nτ	

$\Delta H_{échauffement} = (n(1-\tau).C_P°(N_2) + 3n(1-\tau).C_P°(H_2) + 2n\tau.C_P°(NH_3)) \times (T_1 - T_0)$

$n\tau.\Delta_r H°_1 + (n(1-\tau).C_P°(N_2) + 3n(1-\tau).C_P°(H_2) + 2n\tau.C_P°(NH_3)) \times (T_1 - T_0) = 0$

$T_1 = T_0 - (\tau.\Delta_r H°_1)/((1-\tau).C_P°(N_2) + 3(1-\tau).C_P°(H_2) + 2\tau.C_P°(NH_3))$

$T_1 = 640 + 0,3 \times 46.103 / (0,7 \times 29 + 2,1 \times 29 + 0,6 \times 37)$

T_1 = 773 K
Sur la courbe du document n°5, on peut lire $T_1 \approx 770$ K, **l'accord est vérifié.**

A12.
D'après le document n°5, à l'instant t_1, le taux d'avancement est d'environ 0,3.
Sur le document n°6, on peut lire qu'à 770 K, le taux d'avancement maximal est de 0,3.
Dans le premier lit fluidisé, la réaction est donc terminée puisque l'état d'équilibre a été atteint.

Cependant, l'avancement atteint est faible. **En refroidissant le milieu réactionnel avant de l'introduire dans le second lit fluidisé, cela permet de relancer la réaction afin d'atteindre un taux d'avancement maximal plus important** (à 700 K, il est d'environ 0,45, valeur quasiment atteinte à t_2).

A13.
Population : 2 (= 8 × 1/8 + 1 × 1)

$$C = \frac{2 \times \frac{4}{3}\pi R^3}{a^3}$$

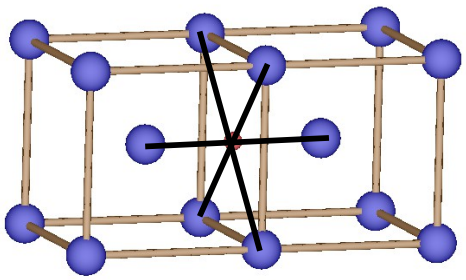
Il y a tangence sur la diagonale du cube, soit $a\sqrt{3} = 4R$.

$R = \frac{a\sqrt{3}}{4}$ par report dans l'expression de c et après simplifications, on obtient :

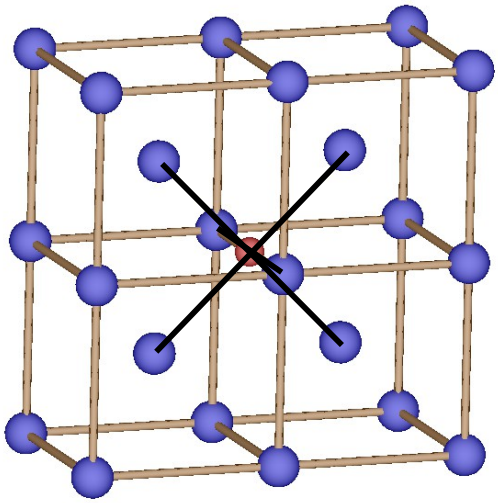
$$\mathbf{C = \frac{\pi\sqrt{3}}{8} = 0,68}$$

La coordinence est de 8 (l'atome au centre du cube est entouré par 8 atomes aux sommets du cube).

Les sites octaédriques ne sont pas réguliers.
Il y a un site octaédrique **au centre de chaque face**.



Et aussi **au milieu de chaque arête**.



Soit en propre à la maille : 6 (= 6 × 1/2 + 12 × 1/4)

A14.

$$\rho = \frac{2M(Fe)}{N_A a^3} \text{ soit } a = \left(\frac{2M(Fe)}{N_A \rho}\right)^{\frac{1}{3}} = \left(\frac{2 \times 55{,}85.10^{-3}}{6{,}022.10^{23} \times 7874}\right)^{1/3}$$

a = 2,867.10^{-10} m

écart relatif = (2,886-2,867)/2,886 = 0,007

L'écart relatif est de 0,7 % avec la valeur obtenue par diffraction des rayons X, l'accord est très correct.

Correction Problème n°2 : Le monoxyde de carbone (CCP PC 2018)

Q11.
D'après le document n°5, le carbone solide peut donner du monoxyde de carbone et du dioxyde de carbone selon :

(1) $2\ C_{(s)} + O_{2(g)} = 2\ CO_{(g)}$
(2) $C_{(s)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$

D'après la loi de Hess : $\Delta_r H° = \Sigma\ \nu_i \Delta_f H°_i$
$\Delta_r H°(1) = 2.\Delta_f H°(CO)$
$\Delta_r H°(1) = -221\ kJ·mol^{-1}$

$\Delta_r H°(2) = \Delta_f H°(CO_2)$
$\Delta_r H°(2) = -393,5\ kJ·mol^{-1}$

$\Delta_r H°(1)$ et $\Delta_r H°(2)$ sont négatifs donc les deux réactions sont exothermiques.

Q12.
D'après le document n°5, si le tirage est trop faible (pas assez d'air apporté) alors il y a formation de gaz polluants (c'est à dire CO) car le charbon brûle mal. La réaction (1) se produit davantage que la réaction (2).
Si le tirage est trop faible $n(CO)/n(CO_2)$ augmente.

Q13.
Volume de la pièce $V = 65\ m^3$

D'après le document n°4, la mort intervient pour des concentrations supérieures à 6400 ppm.

À 6400 ppm, la mort intervient en 20 min une fois ce taux atteint.
Cela correspond à $6400.10^{-6} = 6,4.10^{-3}$ soit 0,64 % de CO dans l'air à 1 bar, $P(CO) = 6,4.10^{-3}$ bar.
$P(CO).V = n(CO).RT$ avec T = 293 K (20°C), $V = 65\ m^3$ et P = 640 Pa
n(CO) = 17,1 mol

À 12800 ppm, la mort intervient en 3 min une fois ce taux atteint.
Cela correspond à $12800.10^{-6} = 1,28.10^{-2}$ soit 1,28 % de CO dans l'air à 1 bar, $P(CO) = 1,28.10^{-2}$ bar.
Le même calcul donne n(CO) = 34,2 mol

Le charbon brûle à 80 g par minute. 12 % de la combustion donne CO.
En 1 minute :
80 × 0,12 = 9,6 g de C donne CO.
n(C) = 9,6/12 = 0,8 mol
$2\ C_{(s)} + O_{2(g)} = 2\ CO_{(g)}$ d'où $n(C)_{consommé} = n(CO)_{produit}$
n(CO) = 0,80 mol

Le taux de 6400 ppm est atteint en 17,1/0,80 = 21 min. La mort survient 20 min plus tard soit au bout de 41 min.
Le taux de 12800 ppm est atteint en 34,2/0,80 = 42 min. La mort survient 3 min plus tard soit au bout de 45 min.

La mort intervient donc au bout d'environ 40 min après l'obturation du conduit d'évacuation.

Q14.
no(O) = -II
dans CO n(C) = +II
dans CO2 n(C) = +IV
dans C n(C) = 0

$C_{(s)} + CO_{2(g)} = 2\ CO_{(g)}$
C est oxydé en CO, CO_2 est réduit en CO, cela correspond bien à une médiamutation.

Dans le poêle à charbon, T = 300°C et P = 1 bar.
D'après le document n°8, **à l'équilibre il y a moins de 0,5 % de CO**. Il n'est pas possible d'être plus précis.
Cela correspond à un taux inférieur à 5000 ppm. **La mort est à écarter, en revanche il n'est pas possible de conclure sur la possibilité d'une intoxication au CO donnant des maux de tête.**

Q15.
Calcul de la variance : v = X – Y
X = 5 T, P, $x_{C(s)}$, $x_{CO(g)}$, $x_{CO2(g)}$
Y = 3 2 phases : $x_{C(s)} = 1$ et $x_{CO(g)} + x_{CO2(g)} = 1$
1 loi d'action de masses
La variance vaut 2.
Il est donc possible de fixer la température et la pression.

D'après le document n°6, les conditions de synthèse sont **T = 1200°C et P = 2 bar.**

D'après le document n°8, **on constate qu'une température élevée permet une meilleure conversion en CO**. À 1200°C et 2 bar, **la réaction est totale**.
De plus, on constate qu'**une élévation de pression est plutôt défavorable**. Cependant à 1200°C, il est possible de travailler jusqu'à 10 bar tout en ayant une réaction totale.
L'intérêt de travailler à 2 bar (plutôt que 1 bar) est d'introduire plus de CO_2 et au final de **produire davantage de CO**. Cependant, il y a un **compromis** et pour des questions de **résistance du réacteur** on ne travaille pas à des pressions plus élevées.

<u>Choix de la température :</u>
loi de Van t'Hoff : $d(\ln K°)/dT = \Delta_r H°/(RT^2)$
$\Delta_r H° = 2 \times (-110{,}5) - (-393{,}5) = 172{,}5\ kJ\cdot mol^{-1} > 0$
La réaction est endothermique dans le sens direct, d'après le principe de modération, pour déplacer l'équilibre dans le sens direct, il faut travailler à température élevée.

<u>Choix de la pression :</u>
$\Sigma\nu_{i,gaz} = 2-1 = 1$
D'après le principe de modération, pour déplacer l'équilibre dans le sens direct de production d'espèces gazeuses, il faut travailler à pression faible.

Q16.
$C_{(s)} + CO_{2(g)} = 2\ CO_{(g)}$
$\Delta_rH° = 172{,}5\ kJ\cdot mol^{-1} > 0$
$\Delta_rS° = 2 \times 197{,}6 – 5{,}7 – 213{,}8$
$\Delta_rS° = 175{,}7\ J\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$

$\Delta_rG° = \Delta_rH° - T.\Delta_rS°$
$\Delta_rG° = 172{,}5.10^3 – 1000 \times 175{,}7$
$\Delta_rG° = -3{,}2\ kJ\cdot mol^{-1}$

$\Delta_rG° = -RT.\ln K°$
$K° = 1{,}47$

$K° = P_{CO}^2/(P_{CO2}.P°)$
et $P_{CO} + P_{CO2} = P = P°$
$K° = P_{CO}^2/(P°-P_{CO}).P°$

La résolution donne $P_{CO} = 0{,}68$ bar soit $\mathbf{x_{CO} = 0{,}68}$

D'après le document n°8, à T = 1000 K = 727°C et P = 1 bar, **on lit $x_{CO} \approx 0{,}7$, ce qui cohérent**.

Q17.
Partant d'un état d'équilibre : Q = K°.

$$Q=\frac{P_{CO}^2}{P_{CO2}.P°}=\frac{\left(\frac{n_{CO}}{n_{gaz}}.P\right)^2}{\frac{n_{CO2}}{n_{gaz}}P.P°}$$

après simplifications, $Q=\frac{n_{CO}^2}{n_{CO2}.n_{gaz}}\frac{P}{P°}$
Si on ajoute un gaz inerte, alors n_{gaz} augmente donc Q diminue.
$Q < K°$
or $A = RT.\ln(K°/Q)$
soit $A > 0$
d'après la condition d'évolution spontanée, $A.d\xi > 0$, si $A > 0$ alors $d\xi > 0$, **l'équilibre est déplacé dans le sens direct de production de CO.**
Cela semble a priori favorable.

Si on ajoute de l'air (N_2 et O_2), N_2 se comporte comme un gaz inerte mais pas O_2 qui va réaliser des réactions parasites avec le charbon :
$2\ C_{(s)} + O_{2(g)} = 2\ CO_{(g)}$
$C_{(s)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$
ce qui fausse l'étude précédemment réalisée.

En conséquence, on vide le réacteur d'air.

Q18.
D'après le document n°6 :
$CuAlCl_4tol_{2(tol)} + CO_{(g)} = CuAlCl_4COtol_{(tol)} + tol_{(\ell)}$ $\Delta_{complex}H° = -23,5\ kJ.mol^{-1}$

En élevant la température, d'après le principe de modération, on déplace l'équilibre dans le sens endothermique qui est ici le sens indirect.
L'élévation de température permet de libérer le CO qui était complexé sous forme gazeuse.

D'après l'analyse RMN ^{13}C du document n°6, on constate qu'en sortie de réacteur, il y a du CO et du CO_2 (spectre A).
Après complexation du CO puis relargage, **on constate qu'il n'y a plus de CO_2 (spectre B)**.
La purification est donc efficace.

Q19.
Al Z= 13 $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
Le degré d'oxydation courant de l'aluminium est +III (Al^{3+} a la configuration d'un gaz rare).

Cl Z= 17 $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
Le degré d'oxydation courant du chlore est -I (Cl^- a la configuration d'un gaz rare).

tol est le toluène neutre.

Le cuivre, métal du bloc d, peut présenter différents degrés d'oxydation.
no(Cu) +3 + 4 × (-1) = 0 soit n(Cu) = +I.

$CuAlCl_4tol_2$
avec no(Cu) = +I, no(Al) = +III, no(Cl) = -I

Échelle de E° à pH = 0

	E° (V)	
CuCl	0,12	Cu
CO_2	-0,12	CO
$CuCl_4^{3-}$	-0,82	Cu
Al^{3+}	-1,60	Al

On constate que $CuCl_4^{3-}$ et Al^{3+} ne sont pas capables d'oxyder CO en CO_2, contrairement à CuCl.
Avec $CuAlCl_4tol_2$, on réalise un échange de ligands entre CO et tol, mais pas de réaction d'oxydoréduction, tandis qu'avec CuCl, la complexation n'aura pas lieu mais on réalisera l'oxydation de CO en CO_2.

Q20.

	CoSorb process	PSA	
T P	25°C 0,5 bar	50°C 10 bar	**Le procédé CoSorb présente des conditions plus douces donc moins coûteuses (pas de chauffage, réacteur non résistant à la pression)**
produits	$CuAlCl_4tol_2$ solvant toluène	Cu et Al oxydés sans solvant	**Le procédé PSA ne nécessite pas de réactifs « complexes » comme $CuAlCl_4tol_2$ et pas de solvant comme le toluène (toxique et inflammable)**
pureté	excellente	légèrement inférieure	**tout dépend de la pureté qu'imposent les applications du gaz CO formé**

Q21.
Le document n°10 donne $v = k.[CO]^a.[Cl_2]^b$
On remarque que pour les deux expériences $P(Cl_2)_0 >> P(CO)_0$.
On se place donc en dégénérescence de l'ordre vis à vis de Cl_2 : $[Cl_2] = [Cl_2]_0$.
On obtient $v = k.[CO]^a.[Cl_2]_0^b$
soit $v = k'.[CO]^a$ avec $k' = k.[Cl_2]_0^b$
$[Cl_2]_0 = n/V = P(Cl_2)_0/RT$

$v = k'.[CO]^a$ avec $k' = k.(P(Cl_2)_0/RT)^b$

Q22.
$v = -d[A]/dt = k.[A]$
$d[A]/[A] = -k.dt$
on intègre : $\ln([A]/[A_0]) = -k.t$

à la demi-réaction : $[A](t_{1/2}) = [A]_0/2$
$\ln(1/2) = -k.t_{1/2}$
$t_{1/2} = \ln(2) / k$

au trois-quarts de réaction : $[A](t_{3/4}) = [A]_0/4$
$\ln(1/4) = -k.t_{3/4}$
$t_{3/4} = \ln(4) / k$

$\ln(4) = 2 \ln(2)$
soit $t_{3/4} = 2.t_{1/2}$

Q23.

Expérience 1 :

Quand la réaction est totale $P(COCl_2) = 4,0$ mmHg
à $t_{1/2}$: $P(COCl_2) = 2,0$ mmHg soit $t_{1/2} = 34,5$ min
à $t_{3/4}$: $P(COCl_2) = 3,0$ mmHg soit $t_{3/4} = 69,1$ min
on a $t_{3/4} / t_{1/2} = 69,1 / 34,5 = 2,0$

Expérience 2 :

Quand la réaction est totale $P(COCl_2) = 4,0$ mmHg
à $t_{1/2}$: $P(COCl_2) = 2,0$ mmHg soit $t_{1/2} = 4,3$ min
à $t_{3/4}$: $P(COCl_2) = 3,0$ mmHg soit $t_{3/4} = 8,6$ min
on a $t_{3/4} / t_{1/2} = 8,6 / 4,3 = 2,0$

Comme $t_{3/4} / t_{1/2} = 2,0$, la réaction est d'ordre 1 vis à vis de CO, a = 1.

Q24.

$k = \ln(2) / t_{1/2}$

Expérience 1 :
$k'_1 = \ln(2) / t_{1/2}$
$k'_1 = \ln(2) / 34,5 = 0,020\ min^{-1}$

Expérience 2 :
$k'_2 = \ln(2) / 4,3 = 0,161\ min^{-1}$

$k' = k.(P(Cl_2)_0/RT)^b$
$k'_2/k'_1 = (P(Cl_2)_{0,2}/P(Cl_2)_{0,1})^b$
$\ln(k'_2/k'_1) = b \times \ln((P(Cl_2)_{0,2}/P(Cl_2)_{0,1}))$
$b = \ln(k'_2/k'_1) / \ln((P(Cl_2)_{0,2}/P(Cl_2)_{0,1}))$
$b = \ln 8 / \ln 4$
$b = 1,5$

L'ordre partiel vis à vis de Cl_2 vaut b = 3/2.

Q25.

Le monoxyde de carbone est ajouter en excès.

D'un point de vue thermodynamique, cela permet que le gaz obtenu en sortie de réacteur contienne une quantité infime de dichlore qui interfère avec le phosgène (d'après le document n°10).
D'un point de vue cinétique, cela augmente la vitesse de réaction car v est proportionnelle à [CO].

Correction Problème n°3 : Diagramme binaire liquide-vapeur eau-éthanol (CCP PC1 2008)

1.1.
Le diagramme présente deux fuseaux ce qui est caractéristique d'une **miscibilité totale à l'état liquide**.
Elle est bien sûr aussi totale à l'état gazeux.

1.2.
La **présence d'un homoazéotrope** n'est pas compatible avec un mélange idéal.
Le mélange liquide eau/éthanol n'est pas idéal.

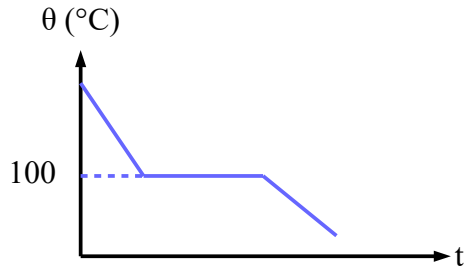
1.3.
courbe 1 : courbe de rosée
Elle donne la composition de la phase gazeuse donc $\theta_1 = f(x_{éthanol,g})$.

Courbe 2 : courbe d'ébullition
Elle donne la composition de la phase liquide donc $\theta_2 = f(x_{éthanol,\ell})$.

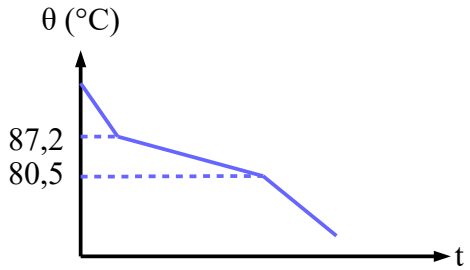
1.4.
I : 1 phase gaz (éthanol + eau)
II et IV : 1 phase gaz (éthanol + eau) et 1 phase liquide (éthanol + eau)
III : 1 phase liquide (éthanol + eau)

1.5.
C'est le point **homoazéotrope**.
Un mélange éthanol/eau de cette composition réalise un **changement d'état à température constante**.

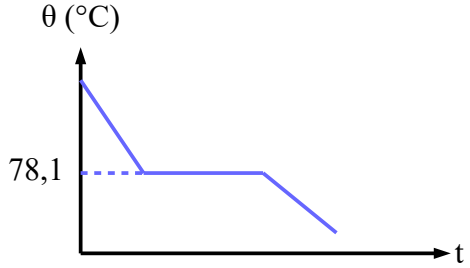
1.6.
$x_{éthanol} = 0$ (eau pur)



$x_{éthanol} = 0,4$ (mélange eau/éthanol)



$x_{éthanol}$ = 0,9 (mélange homoazéotrope)



calcul de la variance :
6 paramètres intensifs : T, P, x(eau,g), x(eau,ℓ), x(éthanol,g), x(éthanol,ℓ)
5 relations entre paramètres intensifs :

- 2 phases : x(eau,g) + x(éthanol,g) = 1 et x(eau,ℓ) + x(éthanol,ℓ) = 1
- 2 équilibres : relations entre $K°_1$ et $K°_2$ et les fractions molaires
- 1 relation supplémentaire : x(éthanol,g) = x(éthanol,ℓ)

v = 6-5 = 1
Le système est monovariant. P est fixée donc T est imposée d'où la température constante durant le changement d'état.

2.1.
L'ébullition commence à 80,5°C (courbe 2) et se termine à 87,2°C (courbe 1).

composition de la 1ère bulle de vapeur : **x(éthanol,g) = 0,68**
composition de la dernière goutte de liquide : **x(éthanol,ℓ) = 0,091**

2.2.
7 mol d'éthanol et 3 mol d'eau
$x_{éthanol}$ = 7/(7+3) = 0,7
à 78,5°C, on lit x(éthanol,g) = 0,77 et x(éthanol,ℓ) = 0,62 (théorème de l'horizontale).

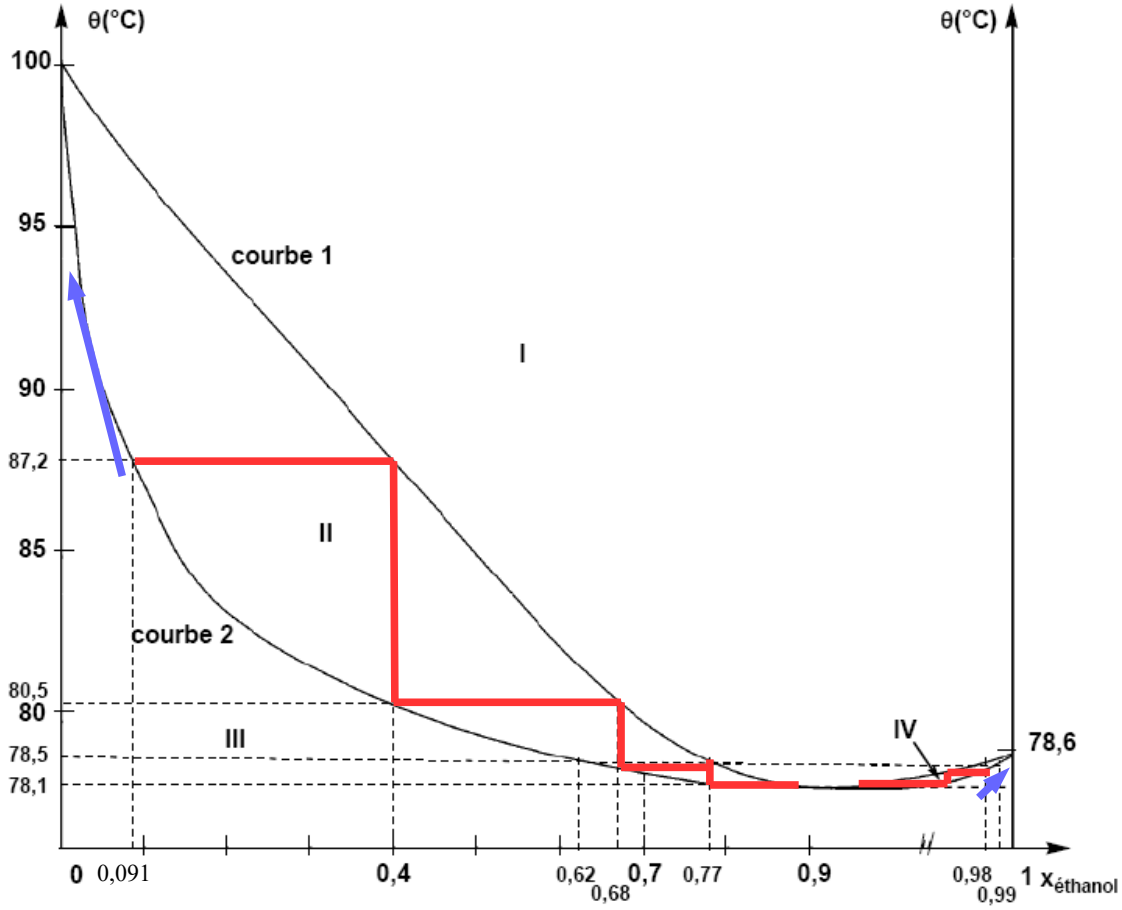
Il y a :
1 phase liquide de composition x(éthanol,ℓ) = 0,62
1 phase gazeuse de composition x(éthanol,g) = 0,77

Théorème des moments :
$n_\ell = n_{tot}.(0,77-0,70)/(0,77-0,62) = 4,7$ mol
$n_g = n_{tot} – n_\ell = 10 – 4,7 = 5,3$ mol

n(éthanol,ℓ) = x(éthanol,ℓ).n_ℓ = 0,62 × 4,7 = 2,9 mol
n(eau,ℓ) = n_ℓ – n(éthanol,ℓ) = 4,7 – 2,9 = 1,8 mol
n(éthanol,g) = x(éthanol,g).n_g = 0,77 × 5,3 = 4,1 mol
n(eau,g) = n_g – n(éthanol,g) = 5,3 – 4,1 = 1,2 mol

Phase liquide : 2,9 mol d'éthanol et 1,8 mol d'eau.
Phase gazeuse : 4,1 mol d'éthanol et 1,2 mol d'eau.

2.3.



<u>x(éthanol) < 0,9</u>

On recueille dans le distillat un mélange de composition homoazéotropique et de l'eau pure dans le résidu.

La vapeur s'enrichit au fur et à mesure en éthanol mais ne peut pas dépasser le point homoazéotrope. Le liquide s'appauvrit en éthanol pour n'être que de l'eau.

<u>x(éthanol) > 0,9</u>

On recueille dans le distillat un mélange de composition homoazéotropique et de l'éthanol pur dans le résidu.

La vapeur s'enrichit au fur et à mesure en eau mais ne peut pas dépasser le point homoazéotrope. Le liquide s'appauvrit en eau pour n'être que de l'éthanol.