

PC* 2023/ 2024

Bellevue

TD4 : Evolution d'un système chimique

I- Pour s'entraîner après avoir appris le cours (corrigés disponibles sur PrepaBellevue)**Q1.** Une réaction exothermique est elle forcément favorisée thermodynamiquement ?

On pourra raisonner sur un système où l'activité de chaque constituant est égal à l'unité .

Q2. L'équation bilan d'une réaction étant connue peut -on prévoir le signe de $\Delta_r H^\circ$? de $\Delta_r S^\circ$? De quelles variables dépendent ces 2 grandeurs ?**Q3.** On considère l'équilibre chimique décrit par l'équation-bilan : $2 \text{HI}_{(g)} = \text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)}$ **1.** Calculer la variance d'un système contenant $\text{HI}_{(g)}$, $\text{H}_{2(g)}$ et $\text{I}_{2(g)}$ à l'équilibre. Conclure. Que devient cette valeur lorsque le système ne contient initialement, avant établissement de l'équilibre, que $\text{HI}_{(g)}$? Conclure.**2.** Soit α , le coefficient de dissociation de $\text{HI}_{(g)}$ en $\text{I}_{2(g)}$ et $\text{H}_{2(g)}$.**2a.** On constate qu'à $T_1 = 600 \text{ K}$, $\alpha = 0,10$ et à $T = 1000 \text{ K}$, $\alpha = 0,17$; quel est le signe de l'enthalpie standard de la réaction précédente ? (On doit répondre à cette question sans effectuer de calculs.)**2b** Exprimer la constante de l'équilibre précédent, notée K° , en fonction du coefficient de dissociation α .**2c.** Expliquer comment on peut déterminer l'expression en fonction de T de l'enthalpie standard de réaction.**Q4.** On considère une réaction totale si 99% du réactif limitant est consommé.On mélange à 1000 K, sous une pression maintenue constante et égale à 1 bar, 1 mole de HF et 1 mole de UO_2 , il s'ensuit la réaction dont l'équation bilan est : UO_2 et UF_4 constituent deux solides totalement non miscibles.1. Déterminer à $T = 1000 \text{ K}$, la valeur de la constante d'équilibre pour que cette réaction puisse être considérée comme totale .2. En réalité à $T = 1000 \text{ K}$, la constante de cet équilibre vaut $K^0 = 900$. Déterminer la composition finale du système .

3. Cette composition finale peut-elle être obtenue si on modifie arbitrairement la pression et la température ?

Données : $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ Enthalpie standard de formation $\Delta_f H^0$ à 1000 K:

espèce	$\text{UO}_{2(\text{solide})}$	$\text{UF}_{4(\text{solide})}$	$\text{HF}_{(\text{gaz})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{gaz})}$
$\Delta_f H^0 \text{ (kJ.mol}^{-1}\text{)}$	-1085	-1921	-271	-242

Q5. Étude thermochimique de la réaction de formation du biodiesel (2019)

La formation du biodiesel consiste à former l'ester méthylique de l'acide oléique (ou oleate de méthyle) à partir du triglycéride d'acide oléique selon la réaction notée (1) qui a lieu en phase liquide et qui est décrite sur la figure 3.

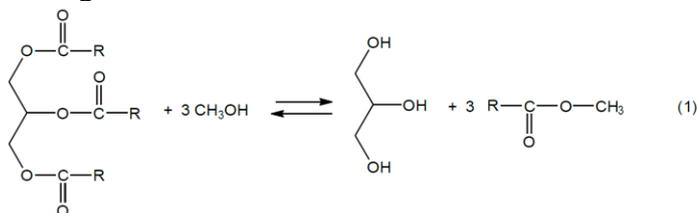
G(OL)₃ désigne le triglycéride dérivé de l'acide oléiqueG(OH)₃ désigne le glycérolLOCH₃ désigne l'ester méthylique de l'acide oléique (oléate de méthyle)

Figure 3 : Equation bilan de la réaction de synthèse d'un ester méthylique

1. Calculer l'enthalpie standard de la réaction (1) a 298 K et commenter le signe obtenu.
 2. Calculer l'entropie standard de la réaction (1) a 298 K.
 3. Calculer l'enthalpie libre standard de la réaction (1) a 298 K, puis la constante thermodynamique de la réaction (1) a 298 K, notée K°_1 .
- On considère que le mélange réactionnel étudié se présente sous la forme d'une phase liquide homogène. On fait l'hypothèse que ce mélange a un comportement idéal.
4. Donner l'expression de la constante thermodynamique K°_1 en fonction des activités des différentes espèces, puis en fonction des quantités de matière des différentes espèces.

On considère que les deux réactifs sont introduits initialement en proportion stoechiométrique.

5. Etablir la relation de la constante d'équilibre K_1° en fonction du taux d'avancement α de la réaction défini par $\alpha = \frac{\xi}{n_0}$, ξ représentant l'avancement de la réaction et n_0 la quantité initiale de G(OL)3.
6. Calculer α à l'équilibre et commenter le résultat.
7. Rappeler la loi de Van t'Hoff et indiquer s'il faut augmenter ou diminuer la température pour déplacer l'équilibre (1) dans le sens souhaité.

Industriellement, cette réaction est réalisée a 80°C avec un excès de méthanol et en présence de méthanolate de sodium, CH_3ONa .

8. Justifier le choix de la température de travail.
9. Expliquer, sans calcul, l'intérêt de travailler en excès de méthanol.
10. En supposant la réaction totale, calculer la masse minimale de méthanol à introduire ainsi que la masse de glycérol formé pour produire 1kg d'oléate de méthyle.

Données :

Espèce chimique	G(OL) _{3(l)}	CH ₃ OH _(l)	G(OH) _{3(l)}	LOCH _{3(l)}
Enthalpie standard de formation $\Delta_f H^{\circ}$ (kJ·mol ⁻¹) à 298 K	-2129,07	-239,10	-688,52	-734,50
Entropie molaire standard S_m° (J·K ⁻¹ ·mol ⁻¹) à 298 K	2405,81	127,24	204,47	830,04

élément	H	C	N	O
masse molaire M (g·mol ⁻¹)	1,0	12,0	14,0	16,0

O6. On considère l'équilibre de sublimation du diiode $\text{I}_2(\text{s}) = \text{I}_2(\text{g})$ (1)

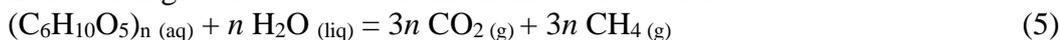
Le diiode gazeux sera assimilé à un gaz parfait. A l'équilibre la pression du diiode gazeux est:

$$P_{\text{I}_2}^1 = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ bar à } T_1 = 298\text{K} \quad P_{\text{I}_2}^2 = 6,3 \cdot 10^{-2} \text{ bar à } T_2 = 373 \text{ K}$$

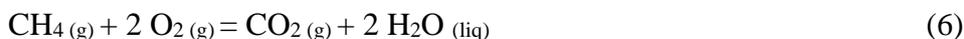
1. Calculer la variance de l'équilibre (1) et commenter le résultat obtenu.
2. Indiquer -sans calcul- si la réaction de sublimation est endo ou exothermique . Calculer l'enthalpie standard de sublimation du diiode, grandeur considérée comme indépendante de la température sur l'intervalle de température considéré.
3. Dans un récipient fermé de volume $V_0 = 5$ litres préalablement vidé d'air, on introduit n moles de diiode solide. La température du récipient est maintenue constante et égale à $T = 373\text{K}$.
 - a L'équilibre (1) étant établi, calculer la quantité de matière de diiode gazeux à l'équilibre. En déduire la quantité de matière minimale de diiode solide qu'il faut introduire pour que l'équilibre (1) puisse s'établir.
 - b Si l'on introduit $n = 0,005$ mole de diiode solide, calculer les quantités de matière en diiode solide et en diiode gazeux dans l'état final. Calculer de plus l'enthalpie libre standard du système dans l'état final.
 - c Si l'on introduit $n = 0,03$ mole de diiode solide, calculer les quantités de matière en diiode solide et en diiode gazeux dans l'état final. Calculer de plus l'enthalpie libre standard du système dans l'état final.

II-Exercices

Exercice 1 : On modélise la matière première injectée dans un méthaniseur par de l'amidon de formule brute $(C_6H_{10}O_5)_n$. La réaction globale associée à la méthanisation est alors :



On considère que l'eau est en excès. Le méthane produit peut être utilisé comme combustible. La réaction modélisant la combustion du méthane est la suivante :



L'enthalpie standard de la réaction de combustion vaut : $\Delta_r H^\circ = -890 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Déterminer la masse d'amidon nécessaire pour produire la quantité de méthane permettant, par sa combustion, d'amener 250 mL d'eau initialement à 20°C à ébullition. *Préciser les approximations effectuées lors de ce calcul. Cette question demande une prise d'initiative dont il est tenu compte dans le barème.*

Capacité thermique de l'eau $C_p(\text{eau}) = 4,18 \text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Exercice 2

Document 1/ Le sodium métallique, de rayon $R_{Na} = 186 \text{ pm}$, a un aspect blanc argenté, légèrement rosé. Ce métal cristallise dans une structure de type cubique centrée. Dans une telle structure cristalline, seuls les sommets et le centre du cube de la maille conventionnelle sont occupés par un atome de sodium, la coordinence valant [8].

Par ailleurs, le sodium métallique flotte sur l'eau, mais réagit avec elle de manière violente et quantitative. La chaleur libérée par la réaction peut alors conduire à une explosion. Le sodium métallique se transforme lentement au contact de l'air en un oxyde qui se dissout aisément dans l'eau. La solution aqueuse ainsi obtenue vire au rose fuchsia lorsque quelques gouttes de phénolphtaléine sont ajoutées.

1. Justifier que le sodium flotte sur l'eau en estimant la valeur d'une grandeur physique caractéristique de ce métal.

2. Écrire l'équation de la réaction du sodium métallique avec l'eau. Exprimer et évaluer à 298 K, en fonction des données fournies, une constante d'équilibre permettant de justifier le caractère quantitatif de cette réaction.

On souhaite évaluer, dans la question suivante, la température maximale atteinte par la solution aqueuse lorsque 230 mg de sodium métallique sont introduits dans 100 mL d'eau initialement à 298 K, la pression étant fixée à 1 bar.

3. Quelle grandeur thermodynamique faut-il considérer pour ce calcul ? Évaluer cette grandeur à partir des données fournies. Commenter. En exposant votre raisonnement et en particulier les hypothèses posées, évaluer la température maximale atteinte par la solution aqueuse.

4. Proposer une formule de l'oxyde de sodium. Écrire l'équation de sa formation ainsi que celle de sa dissolution dans l'eau. Interpréter la coloration prise par la solution en présence de phénolphtaléine.

5. Proposer un moyen de conserver, au laboratoire, le sodium métallique.

Données :

Enthalpies molaires standard de formation $\Delta_f H^\circ$ et capacités thermiques molaires standard à pression fixée

C_p° à 298 K :

Composé	$\Delta_f H^\circ$ (en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	C_p° (en $\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$)
$\text{Na}^+(\text{aq})$	-240	50
$\text{HO}^-(\text{aq})$	-230	-150
$\text{H}_2\text{O}(\ell)$	-290	80
$\text{H}_2(\text{g})$		30
$\text{Na}(\text{s})$		30

Constante d'équilibre d'autoprotolyse de l'eau à 298 K : $K_e = 10^{-14}$

Potentiel standard E° à 298 K et pH = 0

Couple	$O_2(g)/H_2O(l)$	$H^+(aq)/H_2(g)$	$Na^+(aq)/Na(s)$
$E^\circ(\text{enV})$	1,23	0,00	-2,71

Caractéristiques de la phénolphtaléine :

Phénolphtaléine	Forme acide incolore	Zone de virage pH = 8,2 à pH = 10,0	Forme basique rose

Masse molaire Na : 23 gmol^{-1}

Exercice 3 : Les capsaïcinoïdes sont une famille d'alcaloïdes présente dans les piments. Ils sont responsables, entre autres, de la sensation de brûlure lors de la consommation de piments. De part sa grande stabilité thermique, un autre capsaïcinoïde, le nonivamide, est couramment utilisé en substitution de la capsaïcine. Son abondance naturelle dans les piments étant trop faible, le nonivamide est généralement d'origine synthétique.

1. Sachant que le nom du nonivamide est le *N*-[(4-hydroxy-3-méthoxyphényl)méthyl]nonanamide en nomenclature officielle, représenter le composé en représentation topologique.

La solubilité du nonivamide a été mesurée à 298 K dans différents solvants. Pour cela, un excès de nonivamide solide a été introduit dans les différents solvants puis mis sous agitation pendant plusieurs heures. La fraction molaire en nonivamide à l'équilibre a été ensuite mesurée par chromatographie.

L'équilibre de dissolution étudié lors de cette expérience est le suivant : nonivamide(s) \rightleftharpoons nonivamide(solv)

Les résultats obtenus sont rassemblés dans le Tableau (2).

Solvant	eau	n-hexane	acétone	méthanol	DMSO
x_{sol}	$1,93 \times 10^{-5}$	$7,00 \times 10^{-5}$	0,229	0,280	0,315

Tableau 2 – Solubilité x_{sol} du nonivamide dans différents solvants, exprimée en fraction molaire

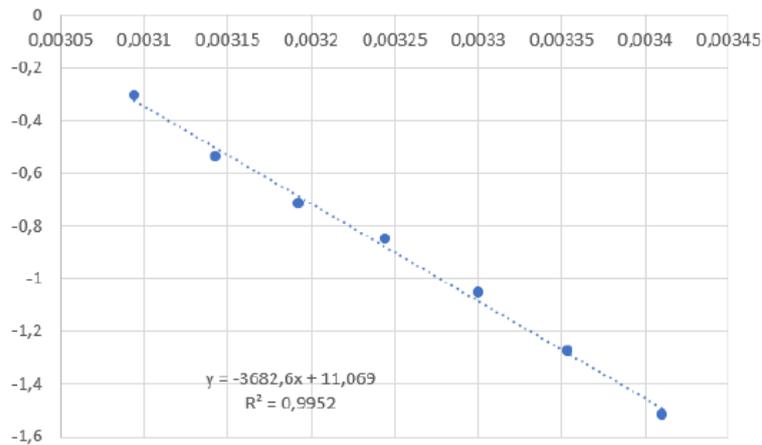
2. Montrer que l'évolution observée pour la solubilité du nonivamide ne peut pas être justifiée par une simple approche qualitative des interactions intermoléculaires entre le solvant et le soluté.

Afin de comprendre l'origine de ces différences, la solubilité a été mesurée à différentes températures T .

3. Exprimer à l'équilibre la solubilité x_{sol} en fonction des potentiels chimiques standard du nonivamide à l'état solide μ_s et en solution μ_{sol}

4. En déduire que le tracé de $\ln(x_{\text{sol}})$ en fonction de $1/T$ permet d'obtenir l'enthalpie standard $\Delta_{\text{dis}}H^\circ$ et l'entropie standard de dissolution $\Delta_{\text{dis}}S^\circ$

Ce tracé dans le cas du méthanol est représenté sur la Figure (1)



5. Calculer l'enthalpie et l'entropie standard de dissolution du nonivamide dans le méthanol.

Les enthalpies standard $\Delta_{\text{dis}}H^\circ$ et entropies standard $\Delta_{\text{dis}}S^\circ$ de dissolution pour les autres solvants étudiés sont indiquées dans le tableau (3).

Solvant	eau	n-hexane	acétone	DMSO
$\Delta_{\text{dis}}H^\circ / \text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	25,4	71,7	39,0	29,2
$\Delta_{\text{dis}}S^\circ / \text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$	-4,9	161	118	88,5

Tableau 3 – Grandeurs de réaction pour la solubilité du nonivamide dans différents solvants.

6. À l'aide de ces résultats et de ceux déterminés à la question précédente, justifier l'évolution observée de la solubilité en fonction du solvant présentée dans le Tableau (2).

Exercice 4 : Les billes de polymères constituant les résines échangeuses d'ions (REI) correspondent à un polystyrène réticulé porteur de groupes fonctionnels.

Pour les synthétiser, un des précurseurs utilisés est le vinylbenzène, aussi appelé styrène. Nous étudierons dans cette partie une méthode de synthèse industrielle du styrène.

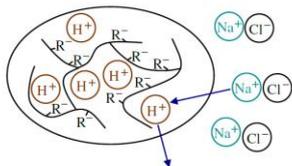
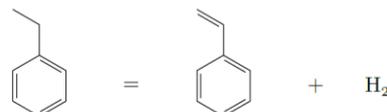


Figure 3

La production de styrène (noté S) est très largement assurée par la déshydrogénation de l'éthylbenzène (noté E), selon une réaction d'équation :



Pour simplifier, nous noterons aussi l'équation de cette réaction : $E = S + H_2$.

Les gaz seront considérés comme parfaits. La réaction s'effectue en phase gazeuse.

1. À l'aide de la figure 4, calculer l'entropie standard de réaction $\Delta_r S^\circ$ et l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^\circ$ en considérant qu'elles sont indépendantes de la température dans le domaine de température étudié. La réaction est-elle endothermique ou exothermique ? Aurait-on pu prévoir sans calcul le signe de l'entropie standard de réaction $\Delta_r S^\circ$?

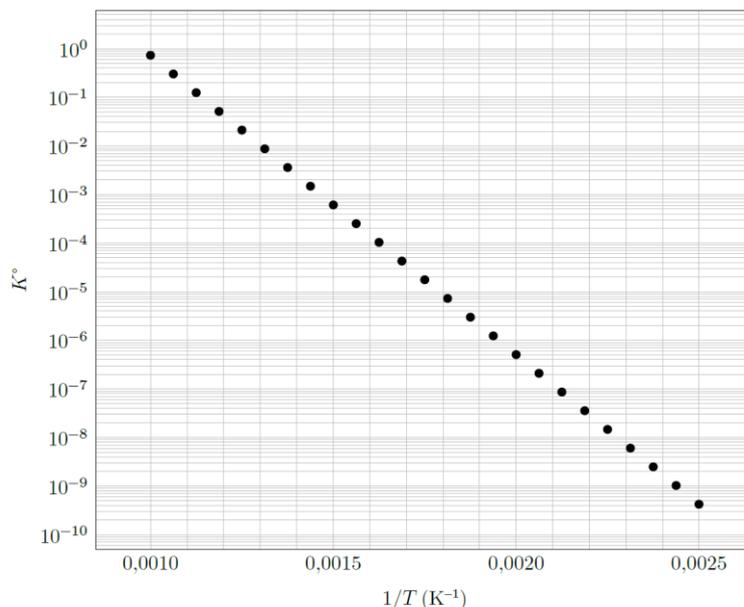


Figure 4

2. Prévoir, justification à l'appui, dans quel sens l'équilibre est déplacé lors d'une augmentation de pression à température et composition constantes.
3. Prévoir, justification à l'appui, dans quel sens l'équilibre est déplacé lors d'une élévation de température à pression et composition constantes.
4. La synthèse industrielle du styrène par déshydrogénation de l'éthylbenzène s'opère généralement dans un réacteur de volume constant où l'on mélange de la vapeur d'eau à l'éthylbenzène (dans un rapport de plusieurs moles d'eau par mole d'éthylbenzène), à une température d'environ 650 °C et à une pression totale voisine de la pression atmosphérique, en présence d'un catalyseur à base d'oxydes de fer. Commenter le choix de ces conditions opératoires.

Exercice 5 : En phase gazeuse, le fluorure d'hydrogène HF existe en partie sous forme d'assemblage supramoléculaire, noté $(HF)_n$. L'étude porte sur l'évolution d'un système dans un récipient fermé ne renfermant initialement que l'assemblage $(HF)_n$. La dissociation de cet assemblage est modélisée par la réaction d'équation $(HF)_n = n HF$.

La mesure, à une température de 298 K et à la pression $P = 1$ bar, de la densité du mélange réactionnel gazeux conduit aux résultats suivants

— valeur initiale de la densité : $d_i = 4,14$;

— valeur finale de la densité : $d_f = 2,07$.

1. Évaluer la masse molaire de l'air. Établir la relation entre la densité d'un gaz par rapport à l'air et la masse molaire de l'air dans le cadre du modèle des gaz parfaits.
2. Dédire de ces résultats la valeur du nombre n de molécules de fluorure d'hydrogène HF dans l'assemblage $(HF)_n$.
3. Déterminer la valeur du taux de dissociation de l'assemblage $(HF)_n$ sous 1 bar et à 298 K et de la constante d'équilibre de la réaction de dissociation de cet édifice à cette température.
4. Indiquer le sens de variation de ce taux de dissociation sous 1 bar si on augmente la température. Justifier précisément.
5. Indiquer le sens de variation de ce taux de dissociation à 298 K si on augmente la pression. Justifier précisément.

Masses molaires atomiques en gmol^{-1} H : 1 F : 19 N : 14 O : 16

Exercice 6 : Équilibre entre deux oxydes de cobalt**Données :**

- Enthalpies molaires standard de formation, $\Delta_f H^\circ$, et entropies molaires standard, S° , à 298 K :

Constituant	O ₂ (g)	CoO(s)	Co ₃ O ₄ (s)
$\Delta_f H^\circ / [\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}]$	0	-237,9	-891,0
$S^\circ / [\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}]$	205,2	53,0	102,5

Par chauffage du carbonate de cobalt, on obtient le monoxyde de cobalt CoO. Si on porte CoO à haute température, il est converti en Co₃O₄.

On étudie ici l'équilibre entre les deux oxydes :



Le dioxygène gazeux O_{2(g)} sera considéré comme un gaz parfait.

Les deux solides CoO(s), et Co₃O_{4(s)} sont non miscibles.

1) On considère que l'enthalpie standard de la réaction (1) est pratiquement indépendante de la température. Montrer qu'alors l'entropie standard de réaction est aussi indépendante de la température.

2) Exprimer numériquement l'enthalpie libre standard de la réaction (1), $\Delta_r G^\circ$ en fonction de la température T.

3) Exprimer puis calculer la constante d'équilibre $K^\circ(1)$ de la réaction (1), à la température de 1150 K.

4) En déduire la pression de dioxygène d'équilibre, $P_{\text{éq}}$, correspondant à l'oxydation de CoO(s) par O₂, à 1150 K.

5) Définir puis calculer la variance du système lorsqu'il y a équilibre entre les deux oxydes de cobalt et le dioxygène; conclure.

6) Un récipient de volume $V_0 = 10,0$ L contient initialement $n_1 = 1,00$ mol de monoxyde de cobalt solide, CoO (s), et $n_2 = 0,300$ mol de dioxygène gazeux. Le récipient est maintenu à la température de 1150 K.

6a- Indiquer si le monoxyde de cobalt CoO(s), est oxydé dans les conditions initiales. Justifier.

6b- À la température constante de 1150 K, le récipient subit une compression de volume jusqu'à atteindre un volume final $V_F = 1,00$ L. Rechercher le domaine des valeurs du volume du récipient pour lequel l'oxydation du monoxyde de cobalt solide CoO(s) a lieu.

6c- Indiquer les espèces présentes dans le récipient en fonction du volume V, puis exprimer la pression P dans l'enceinte en fonction de V et enfin tracer l'allure de la courbe donnant P en fonction de V.

Exercice 7 Autour de la phase mobile chromatographique

Lors de l'optimisation de la séparation chromatographique, Boeye et coauteurs ont fait varier la composition de la phase mobile. La possibilité de cette variation s'obtient par l'étude du mélange binaire liquide méthanol-eau pouvant être vu comme un modèle simplifié de cette phase mobile. Le diagramme binaire liquide-gaz à 101,3 kPa de ce mélange méthanol-eau a été obtenu expérimentalement (K. Kurihara, M. Nakamichi, K.Kojima, *J. Chem. Eng. Data*, 1993, **38**, 446–449) ; il est donné dans la **figure 6**.

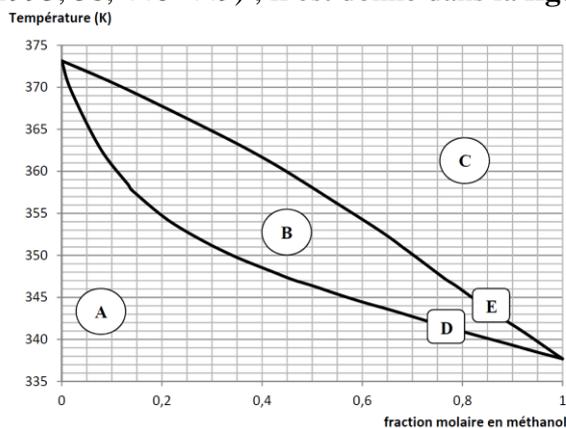


Figure 6 - Diagramme binaire liquide-gaz isobare du mélange méthanol-eau ($p = 101,3$ kPa) (*source : Kurihara et al., 1993*)

Q38. Pour chaque domaine **A**, **B**, et **C** du diagramme binaire de la **figure 6**, identifier les phases ainsi que les espèces en présence. Nommer les courbes **D** et **E**.

Q39. Indiquer si le méthanol et l'eau sont miscibles à l'état liquide. En déduire les conséquences pour l'optimisation de la séparation chromatographique de Boeye et coauteurs dans la partie précédente.

Q40. À partir de considérations structurales sur les deux molécules, interpréter la miscibilité – ou l'absence de miscibilité – de l'eau et du méthanol.

On s'intéresse au comportement d'un mélange liquide **M** préparé à 20 °C à partir de 50 mL de méthanol et de 50 mL d'eau ; il modélise la phase mobile utilisée plus haut en HPLC.

Q41. Déterminer la fraction molaire en méthanol du mélange

Q42. Tracer l'allure de la courbe d'analyse thermique obtenue lorsqu'on chauffe le mélange **M** de façon lente et régulière entre 335 K et 375 K, en précisant les coordonnées des points pertinents. Sur chaque partie de la courbe, indiquer la variance à l'équilibre du système en présence, en détaillant sur un exemple le calcul permettant de l'obtenir.

Q43. Détailler la composition du liquide et du gaz en équilibre à 358 K. Donner les quantités de matière des constituants dans chaque phase.

Q44. Indiquer si la distillation fractionnée du mélange **M** permet de recueillir du méthanol pur en tête de colonne à distiller ou au bas de cette colonne. Donner le nombre de plateaux théoriquement nécessaires pour obtenir à partir de **M** un mélange de fraction molaire en méthanol supérieure à 0,95.

Pour savoir si le méthanol et l'eau constituent un mélange binaire idéal, on souhaite comparer le diagramme binaire isobare expérimental à celui qu'on obtiendrait en postulant l'idéalité du mélange. Il s'agit donc d'abord d'établir, si le mélange était idéal, les équations des courbes analogues aux courbes **D** et **E**. À cette fin, on suppose que le mélange méthanol-eau est idéal en phase liquide et modélisable par un mélange idéal de gaz parfaits en phase gazeuse. La pression du système est fixée à $p = 101,3$ kPa.

Q45. Lorsque l'équilibre liquide-vapeur du mélange méthanol-eau, supposé idéal, est établi à une température T , montrer que pour chaque constituant noté C_i , on peut écrire :

$$\ln \frac{x_i^G p}{x_i^L p^\circ} = \ln K_i$$

avec x_i^G : fraction molaire de Ci en phase gazeuse, x_i^L : fraction molaire de Ci en phase liquide, p° : pression standard, K_i° : constante thermodynamique d'équilibre relative à l'équilibre liquide-vapeur du constituant à T.

Q46. Rappeler la loi de Van't Hoff pour un équilibre de constante d'équilibre $K_i(T)$ caractérisé par l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H_i^\circ$.

Q47. Dédurre des deux questions précédentes que, pour l'équilibre liquide-vapeur sous p de chaque constituant Ci, on peut écrire :

$$\ln \left(\frac{x_i^G}{x_i^L} \right) = \frac{\Delta_{vap} H_i^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_i^{eb}} - \frac{1}{T} \right)$$

avec T_i^{eb} : température d'ébullition de Ci sous p,

$\Delta_{vap} H_i^\circ$: enthalpie de vaporisation de Ci sous p,

R : constante du gaz parfait.

Les fonctions obtenues dépendent uniquement de T et permettent de tracer les courbes analogues aux courbes **D** et **E** mais pour un mélange gazeux méthanol-eau supposé idéal.

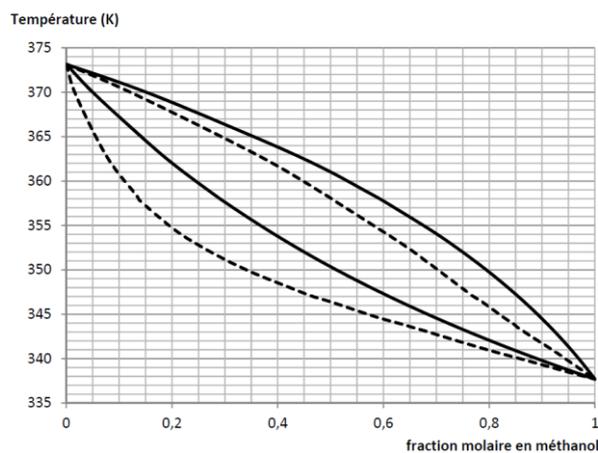


Figure 7 - Diagramme binaire liquide-gaz isobare du mélange méthanol-eau ($p = 101,3$ kPa) : valeurs calculées en supposant le mélange idéal (traits pointillés : rappel des valeurs expérimentales)