

# LC11 : DISTILLATION ET DIAGRAMME BINAIRE

29 mai 2022

Oui

Nathan Berrit & Juliette Colombier

## Niveau : Lycée

## Commentaires du jury

## Bibliographie

- Mon cours de prépa sur ça en pdf dans le doc overleaf →
- [https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/pluginfile.php/4973/mod\\_resource/content/2/PARTIE%20C-1a%20distillation.pdf](https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/pluginfile.php/4973/mod_resource/content/2/PARTIE%20C-1a%20distillation.pdf) →

## Prérequis

- Produit de convolution
- Effet Doppler
- circuit électrique en RSF

## Expériences



Distillation et diagrammes binaires	
Diagrammes binaires. Distillation. Reflux.	<ul style="list-style-type: none"><li>- Définir la fraction molaire et la fraction massique.</li><li>- Identifier les courbes et les domaines d'un diagramme isobare d'équilibre liquide-vapeur dans le cas d'un mélange binaire homogène.</li><li>- Exploiter un diagramme isobare d'équilibre liquide-vapeur d'un mélange binaire et reconnaître la présence d'un azéotrope.</li><li>- Déterminer, à partir du diagramme, la température d'ébullition ou de rosée d'un mélange.</li><li>- Dédurre d'un diagramme isobare d'équilibre liquide-vapeur la composition des premières bulles de vapeur formées.</li><li>- Prévoir la nature du distillat et du résidu d'une distillation fractionnée avec ou sans azéotrope.</li><li>- Expliquer la différence entre une distillation simple et une distillation fractionnée.</li><li>- Expliquer l'intérêt à réaliser une distillation sous pression réduite.</li><li>- Réaliser un bilan de matière global et évaluer le rendement d'une distillation.</li><li>- Identifier les paramètres agissant sur le pouvoir séparateur des colonnes en exploitant une documentation.</li></ul> <p><b>Capacités expérimentales :</b></p> <ul style="list-style-type: none"><li>- Choisir une technique de distillation et la mettre en œuvre pour séparer les constituants d'un mélange.</li><li>- Évaluer le rendement d'une distillation.</li></ul>

FIGURE 1 – Caption

## Table des matières

### 1 Mélanges binaires

0. Par soucis de place toujours, je pense pas qu'il soit nécessaire de mettre les références exactes surtout pour un livre classique.

1.1	Fraction molaire, fraction massique . . . . .	3
1.2	Courbes d'analyse thermique . . . . .	4
<b>2</b>	<b>Diagramme binaire liquide vapeur</b>	<b>4</b>
2.1	Construction . . . . .	4
2.2	Mélange idéaux . . . . .	4
2.3	Azéotropes . . . . .	6
<b>3</b>	<b>Distillation</b>	<b>6</b>
3.1	Montage distillation simple et fractionnée . . . . .	6
3.2	Principe . . . . .	7
3.3	Résultats . . . . .	7

## Introduction

Aujourd'hui on va parler de distillation. La distillation c'est important par exemple pour faire du gel hydroalcoolique. C'est une technique qu'on utilise depuis l'antiquité pour séparer des composés. Le principe c'est de chauffer jusqu'à atteindre la température d'ébullition d'un des composés et de séparer comme ça. Le problème c'est que ce n'est pas aussi simple : le fait d'avoir des mélanges entre composés implique d'autres choses qu'on va voir aujourd'hui.

### Point vocabulaire (pour nous)

- Une phase uniforme est un système ou une partie d'un système thermo dans lequel toutes les grandeurs d'états intensives sont uniformes
- Dans une phase uniforme, l'état physique est unique

## 1 Mélanges binaires

### 1.1 Fraction molaire, fraction massique

Un **mélange binaire** est constitué de deux composés qui ne réagissent pas entre eux, comme par exemple l'eau et l'éthanol. Il est dit **homogène** si les deux composés se confondent (par ex l'eau et l'huile ne se confondent pas donc hétérogène).

Pour caractériser ce mélange, on va définir deux grandeurs

- La **fraction massique** définie pour l'un des composés comme le rapport de la masse du composé A contenue dans le mélange :

$$w_A = \frac{m_A}{m_A + m_B}$$

Par exemple pour l'éthanol

$$w_{\text{eth}} = \frac{m_{\text{eth}}}{m_{\text{eau}} + m_{\text{eth}}}$$

On remarque que la somme des fractions massiques d'un mélange est égale à 1.

- On définit également la **fraction molaire** en A d'un mélange comme le rapport de quantité de matière en A contenu dans le mélange sur la quantité totale du mélange

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

Soit pour l'éthanol dans le mélange eau éthanol

$$x_{\text{eth}} = \frac{n_{\text{eth}}}{n_{\text{eth}} + n_{\text{eau}}}$$

De même, remarquons que la somme des fractions molaires d'un mélange est égale à 1.

Pour passer de l'un à l'autre :

$$x_{\text{eth}} = \frac{w_{\text{eth}}/M_{\text{eth}}}{w_{\text{eth}}/M_{\text{eth}} + w_{\text{eau}}/M_{\text{eau}}}$$

et

$$w_{\text{eth}} = \frac{x_{\text{eth}} M_{\text{eth}}}{x_{\text{eth}} M_{\text{eth}} + x_{\text{eau}} M_{\text{eau}}}$$

Exemple : mélange d'1kg d'eau avec 1kg d'éthanol : on a

$$w_{\text{eth}} = w_{\text{eau}} = 0,5$$

mais comme  $M(\text{eau})=18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  alors que  $M(\text{éthanol})=46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  alors

$$x_{\text{eth}} = 0,28 \quad x_{\text{eau}} = 0,72$$

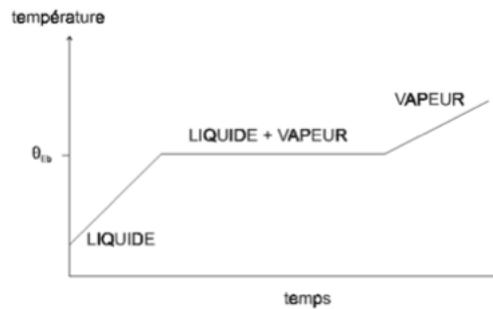


FIGURE 2 – Courbe d'analyse thermique d'un corps pur, cf cours SPCL

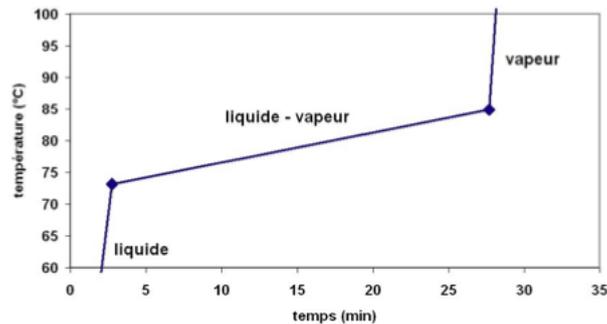


FIGURE 3 – Courbe d'analyse thermique d'un mélange binaire

## 1.2 Courbes d'analyse thermique

On peut se demander quelles sont les différences entre un corps pur et un mélange binaire : pour cela regardons leurs courbes d'analyse thermique : c'est l'évolution temporelle de la température en chauffant à pression constante.

On voit que pour un corps pur, on a un palier de température à la température d'ébullition : l'intervalle de temps concerné correspondant au temps entre l'apparition de la vapeur jusqu'à ce que toute l'eau liquide se soit transformée en vapeur.

Pour le mélange binaire, on voit que l'ébullition ne s'effectue pas à une température fixe mais dans un intervalle de température. En refaisant cette courbe pour différente fraction molaire, on observe des plages de températures différentes.

## 2 Diagramme binaire liquide vapeur

### 2.1 Construction

Reprenons nos courbes d'analyse thermiques. On dessine au tableau l'allure pour différentes fractions molaires et on reporte dans un diagramme (T,x) comme sur la figure. Rappeler qu'on est toujours en isobare. En abscisse, on place la fraction molaire du **composé qui a la température d'ébullition la plus basse**.

### 2.2 Mélange idéaux

Les constituants chimiques n'interagissent pas tous de la même façon dans la réalité, mais un mélange idéal serait un mélange où tous les constituants interagissent de la même façon. Un bon exemple est le mélange eau/ammoniac, les interactions eau-eau/eau-ammoniac/ammoniac-ammoniac sont toutes similaires à cause des liaisons H (en vrai c'est bien sur pas le modèle idéal mais plutôt une solution réelle proche des conditions d'application du modèle). Ce diagramme se présente comme ci-dessous ON définit grâce à la figure la **courbe de rosée** et la **courbe d'ébullition**.

Sur le diagramme, on distingue 3 zones :

- La partie supérieure : zone où le mélange est entièrement vaporisée

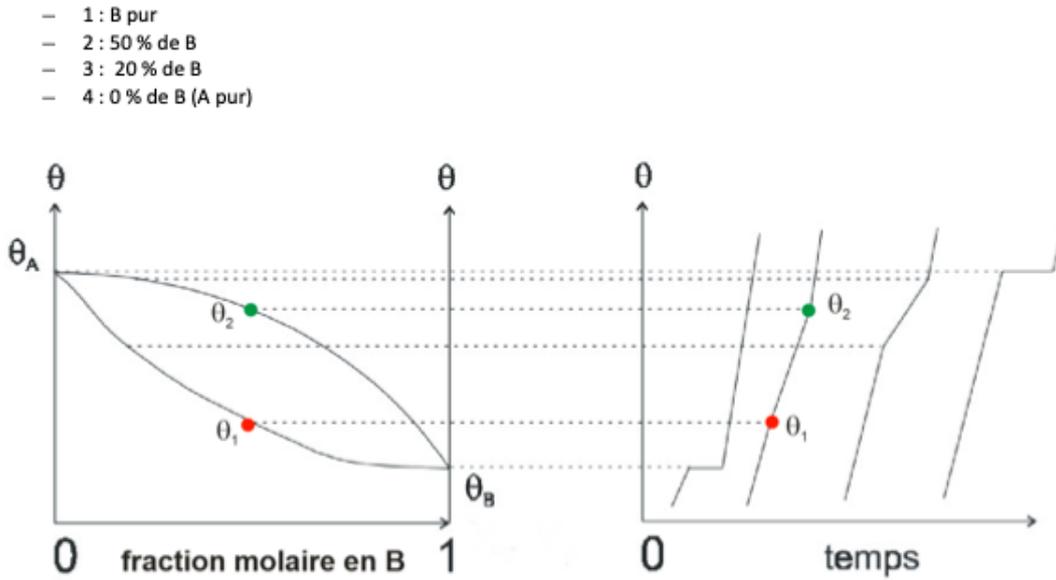


FIGURE 4 – Caption

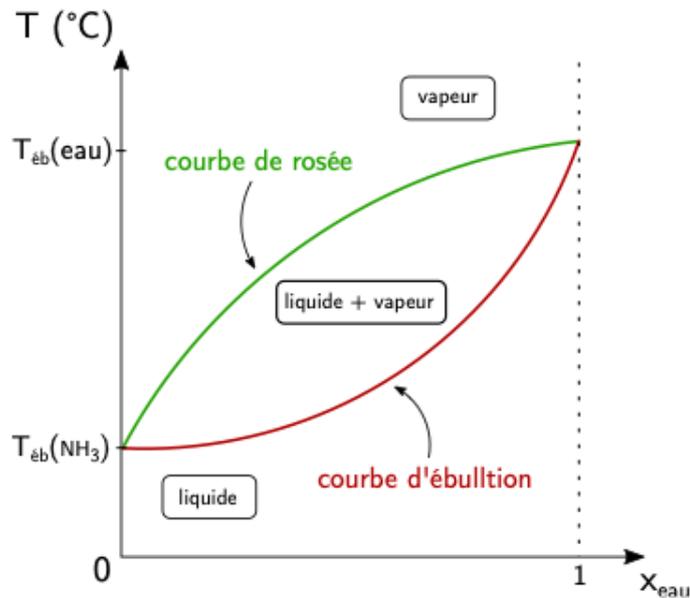


FIGURE 5 – Source Julie et Tristan

- Partie du milieu : zone où une partie du mélange est sous forme vapeur et l'autre sous forme liquide.
- Partie du bas : zone où le mélange est entièrement liquide.

Ok mais comment connaitre combien on a de liquide et de vapeur dans la zone mixte ?

On constate qu'à température fixée, en traçant l'horizontale si on est à l'intérieur du fuseau on trouve les compositions de la phase vapeur et de la phase liquide. L'intersection avec la courbe de rosée donne la composition de la vapeur, celle avec la courbe d'ébullition donne la composition en liquide. Remarquons que le liquide est bcp plus riche en eau alors que la vapeur est beaucoup plus riche en ammoniac : au vu des températures d'ébullition ça paraît logique.

! Mais ça donne quoi si le mélange ne peut pas être considéré comme idéal ?



## 2.3 Azéotropes

(Écart important au modèle idéal -> azéotrope).

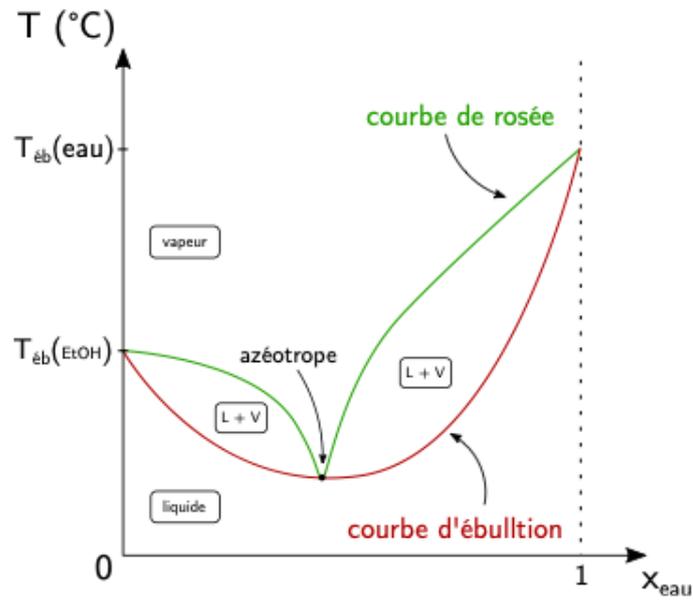


FIGURE 6 – Schéma Julie

On voit l'apparition d'un point particulier qu'on nomme **azéotrope**. À cette composition, le mélange bout et se condense à température fixe (comme un corps pur). À part ce point c'est exactement le même principe.

## 3 Distillation

### 3.1 Montage distillation simple et fractionnée

Faire la manip avec eau-éthanol.

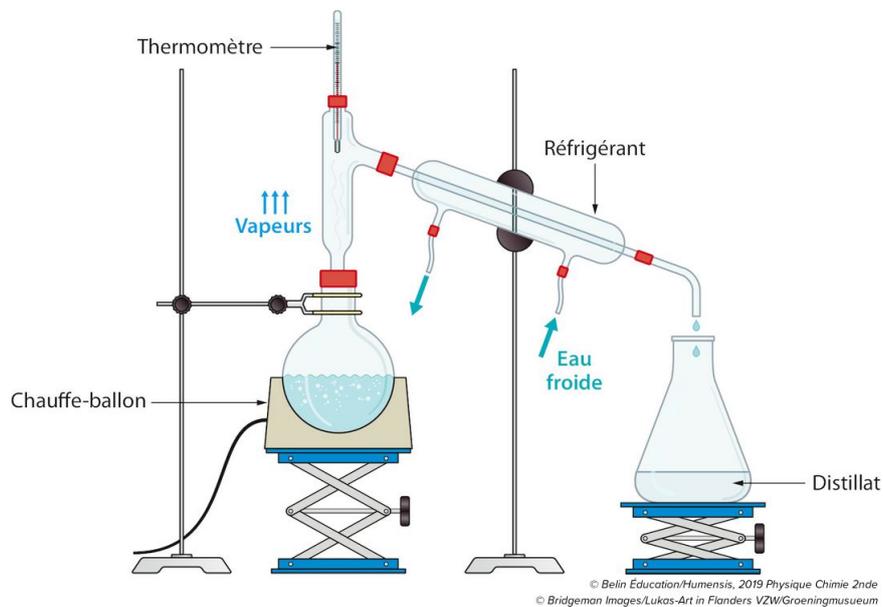


FIGURE 7

IDem comme ça on compare !

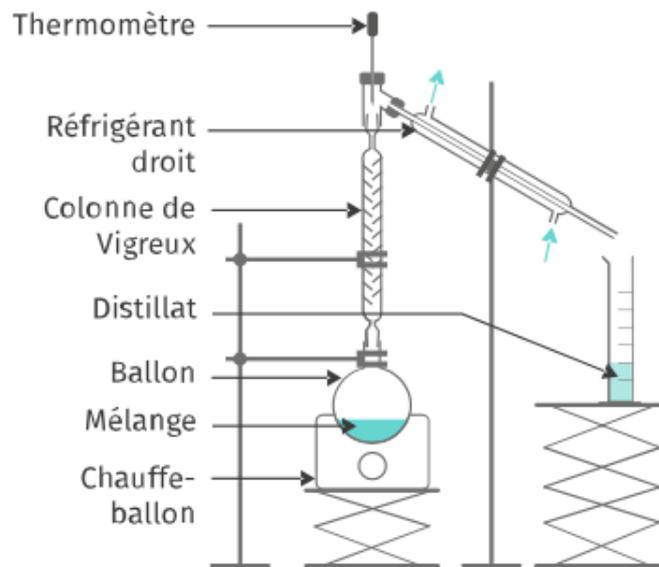


FIGURE 8 – Source le livre scolaire

## 3.2 Principe

### Sans azéotrope

Dans une colonne à distiller on a un certain nombre d'étages (ou de plateaux dans l'industrie) successifs dont les températures sont progressivement décroissantes. On appelle **pouvoir séparateur** le nombre de distillations simples équivalentes. Ainsi, la vapeur provenant d'un étage se condense quand elle arrive à l'étage supérieur. Au cours de la progression la vapeur s'enrichit en le composé le plus volatil. Le haut de la colonne doit être à une température contrôlée proche de la température d'ébullition du composé le plus volatil. Ainsi la vapeur au dernier étage est très proche du composé pur. On la condense en sortie pour obtenir comme **distillat** ce composé. Le **résidu** en bas de la colonne est l'autre composé presque pur.

### Avec azéotrope

C'est le même principe mais cette fois on va obtenir d'un côté un composé pur et de l'autre la composition de l'azéotrope (si azéotrope négatif on récupère la composition de l'azéotrope dans le résidu, si azéotrope positif alors c'est en haut de colonne).

## 3.3 Résultats

On compare les rendements blabla

Quels facteurs jouent sur le rendement ?

- hauteur de la colonne
- son isolation thermique
- sa géométrie

On aurait également pu réaliser une distillation sous pression réduite, qui présente des avantages :

- Améliore la séparation
- Permet de distiller même si température d'ébullition très haute
- Éviter la dégradation par la chaleur