

Niveau : 2^{ème} année Licence Génie des Procédés
 Responsable de la matière : Dr. Réda KHAMA

Corrigé type de l'Examen final

Matière : Thermodynamique chimique

(Examen du 31/05/2022)

Exercice 1

((06.00 points))

1. $V'' = V + V'$ parce que le volume est une grandeur extensive 0.50 point
2. $T'' = T = T'$ 0.50 point
 car la température est une grandeur intensive 0.50 point
3.
 - $n = C \times V$ 0.50 point
 - $n = 0.20 \times 2 = 0.40 \text{ mol}$ 0.50 point
 - $n' = C' \times V'$ 0.50 point
 - $n' = 0.25 \times 1 = 0.25 \text{ mol}$ 0.50 point
 - $n'' = n + n'$ 0.50 point
 - $n'' = 0.40 + 0.25 = 0.65 \text{ mol}$ 0.50 point
 - $C'' = n''/V''$ 0.50 point
 - $C'' = 0.65/(2+1) \approx 0.217 \text{ mol/L}$ 1.00 point

Exercice 2

((04.00 points))

1.
 - a) C_1 : Courbe d'ébullition 0.50 point
 C_2 : Courbe de rosée 0.50 point
 - b) Les phases sont indiquées sur la figure 2 (ci-dessous). $0.25 \times 3 = 0.75 \text{ point}$
2.
 - a) Les transformations du mélange sont représentées par la flèche verticale au milieu (descendante). 0.25 point
 - b) Le mélange commence à se vaporiser au lorsque son point représentatif croise la courbe de bulle, soit au point **B** 0.25 point
 à la pression $P_B = 38 \text{ kPa}$ 0.25 point
 - c) La composition de la première bulle de vapeur est donnée par le point **B'** 0.25 point
 La valeur de cette composition $y_1 = y_{B'} = 0.79$ 0.25 point

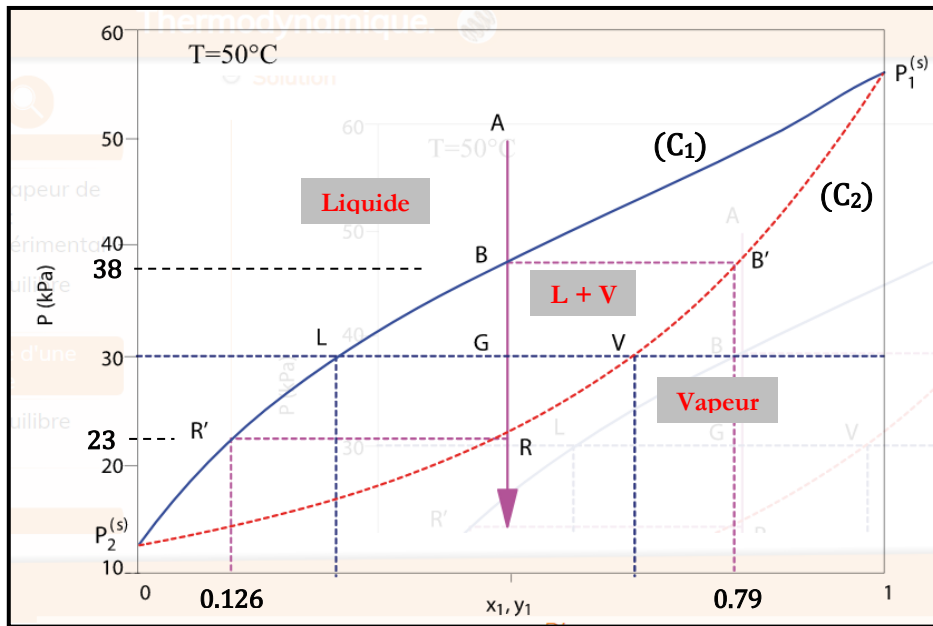


Figure 2

3.

- a) La vaporisation du mélange se termine au point **R** 0.25 point
à la pression **$P_R = 23$ kPa.** 0.25 point
- b) Le point qui donne la composition de la dernière goutte de liquide est **R'** 0.25 point
La valeur de cette composition **$x_1 = x_{R'} = 0.126$** 0.25 point

Exercice 3

((10.00 points))

1.

La figure 3 illustre de façon générale la variation de l'énergie potentielle en fonction de la distance entre les molécules [$f(d) = E_p$].

- À des grandes distances, $E_p \rightarrow 0$ (gaz parfait) 0.50 point
- $E_p < 0$ (forces d'attraction) au fur et à mesure que la distance entre les molécules diminue. 0.50 point
- À des distances inférieures à d , les forces de répulsion prédominent et $E_p > 0$ 0.50 point

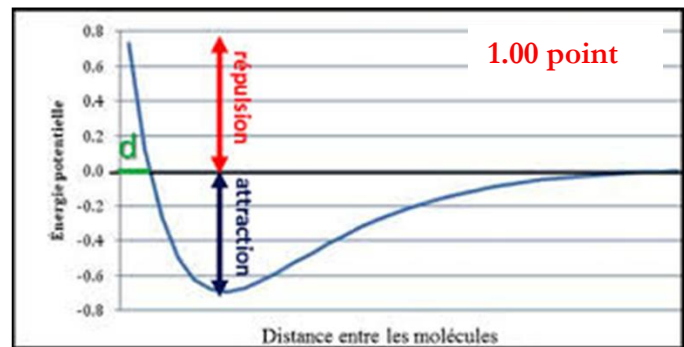


Figure 3 : Énergie potentielle moléculaire en fonction de la distance entre les molécules.

0.50 point

Ainsi, pour des distances entre les molécules de l'ordre de quelques diamètres, les molécules subissent les forces d'attractions, cette attraction étant en outre responsable de la condensation du gaz en liquide à de basses températures. En effet, à d'assez basses températures, l'énergie cinétique des molécules ne permet pas à cette dernière d'échapper aux forces d'attraction et les molécules s'unissent.

..... 1.00 point

2. Soit l'équation d'état de Van der Waal :

$$P = \frac{nRT}{V - n\alpha} - \beta \left(\frac{n}{V}\right)^2$$

À hautes températures et basses pressions cette équation doit tendre vers l'équation des gaz parfaits. Effectivement, quand la température est élevée le terme : **0.25 × 2 = 0.50 point**

$$\frac{nRT}{V - n\alpha} \gg \beta \left(\frac{n}{V}\right)^2 \quad \text{..... 0.25 point}$$

Donc :
$$P = \frac{nRT}{V - n\alpha} \quad \text{..... 0.50 point}$$

Mais si le volume est grand (pressions basses) : $V \gg n\alpha$ et $V - n\alpha = V$ **0.25 × 2 = 0.50 point**

On retrouve ainsi l'équation des gaz parfaits : $P = \frac{nRT}{V}$ ou encore $PV = nRT$ **0.25 point**

3. Les coordonnées du point critique C dépendent des constantes a et b (Pour l'équation de Van der Waals et pour 1 mole) ?

Pour $n = 1$ mole, l'équation donnée par hypothèse devient :

$$P = \frac{RT}{V - \alpha} - \frac{\beta}{V^2} \quad \text{..... 0.25 point}$$

$$\frac{dP}{dV} = -\frac{RT}{(V - \alpha)^2} + \frac{2\beta}{V^3} \quad \text{..... 0.50 point}$$

$$\left(\frac{dP}{dV} = 0\right) \Rightarrow \left(\frac{RT_C}{(V_C - \alpha)^2} = \frac{2\beta}{V_C^3}\right) \quad \text{..... 0.50 point}$$

et

$$\frac{d^2P}{dV^2} = \frac{2RT}{(V - \alpha)^3} - \frac{6\beta}{V^4} \quad \text{..... 0.50 point}$$

$$\left(\frac{d^2P}{dV^2} = 0\right) \Rightarrow \left(\frac{2RT_C}{(V_C - \alpha)^3} = \frac{6\beta}{V_C^4}\right) \quad \text{..... 0.50 point}$$

À partir des trois équations, on obtient les coordonnées du point critique C : .. **0.50 × 3 = 1.50 points**

$$V_C = 3\alpha$$

$$T_C = \frac{8\beta}{27R\alpha}$$

$$P_C = \frac{\beta}{27\alpha^2}$$

Enfin, on remarque bien que ces coordonnées sont en fonction des constantes α et β .

..... **0.25 point**