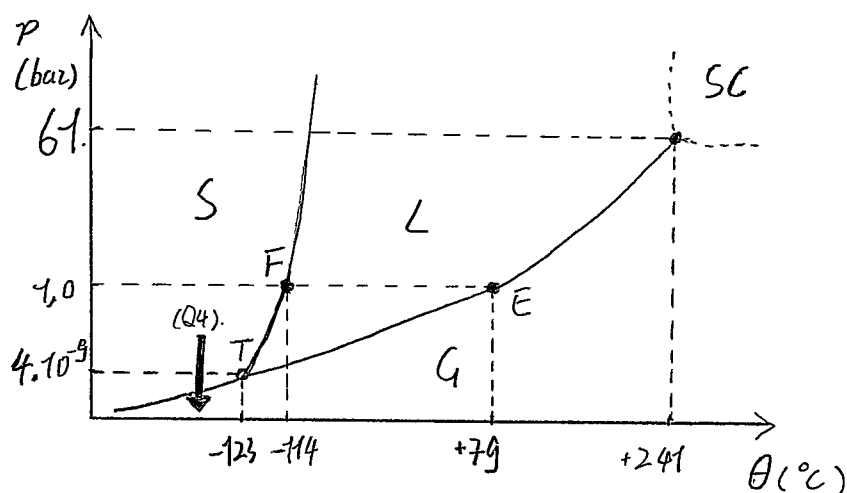


DL1 corrigé

Partie I. Transformations physiques de l'éthanol

1. et 2.



3. Soit un échantillon d'éthanol supercritique, de quantité de matière n, de masse m et occupant le volume V.

Par définition : $\rho = \frac{m}{V} = \frac{Mn}{V}$, et $V_m = \frac{V}{n}$ (V_m : le volume molaire)

Donc. $\rho = \frac{M}{V_m} = 0,274 \text{ g.mol}^{-1}$, on a $d_{sc} = \frac{\rho_{sc}}{\rho_{eau}}$

La densité de l'éthanol supercritique est $d_{sc} = 0,274$.

- ① On remarque que les deux densités, d_{20} et d_{sc} , sont du même ordre de grandeur. On retrouve qu'un fluide supercritique a une densité proche de celle d'un liquide et loin de celle d'un gaz ($\sim 10^3$ fois plus faible).
- ② Néanmoins, la d_{sc} environ trois fois plus faible que d_{20} . On pense qu'il y a l'effet de dilatation du liquide entre 20°C et 241°C (si la masse est constante, $V = f(T)$ est croissante de 20°C à 241°C).
4. La sublimation est le passage de l'état solide à l'état gazeux. Alors on peut proposer un chemin représenté par une flèche solide sur le diagramme de Q1 ci-dessus.

Protocole et observations : On met une quantité d'éthanol liquide pur dans une enceinte munie d'un piston, et font de solidification à la température à une valeur inférieure à -123°C ($T < T_1$), par exemple -125°C . Puis tirer fortement sur le piston pour abaisser la pression de la chambre. Au début, rien se passe. Quand la pression atteint la pression de vapeur de l'éthanol solide (un peu moins de $4 \cdot 10^{-9}$ bar dans ce cas), on observe le début de la sublimation. On continue à tirer sur le piston, la pression reste fixe jusqu'à ce que le solide disparaisse (durant toute la sublimation). Après la pression de système recommence à baisser, s'il y a que de la phase gazeuse.

5. Initialement, il n'y a pas d'éthanol dans l'air.

On fait l'hypothèse qu'il y a assez d'éthanol liquide, alors finalement la phase gazeuse sera saturée par l'éthanol. On a la pression partielle d'éthanol égale à la pression de vapeur saturante, soit $p_E = p_{v,20}$.

Par la loi des gaz parfaits : $p_E V_0 = n_{E,g} RT$. On peut trouver $n_{E,g} = \frac{p_{v,20} \cdot V_0}{RT}$
 $n_{E,g} = 4,76 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

Or la quantité initiale d'éthanol liquide apportée était :

$$n_{E,0} = \frac{m}{M} = 2,17 \cdot 10^{-3} \text{ mol} > n_{E,g}$$

Conclusion : il y avait bien suffisamment d'éthanol liquide pour saturer l'atmosphère en vapeurs d'éthanol. Alors l'hypothèse est validée :

Il reste donc de l'éthanol liquide dans l'état final.

Par la loi de gaz parfait dans l'état initial (sans l'éthanol dans l'air).

$$n_{\text{air}} = \frac{p_0 V_0}{RT} = 8,21 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

et on a

$$\boxed{X_E = \frac{n_{E,g}}{n_{E,g} + n_{\text{air}}} = 0,055}$$

6. En tirant lentement sur le piston, la température est constante et le volume de la phase gazeuse augmente. Tant que de l'éthanol liquide est présent il existe l'équilibre liquide/gazeuse, alors $p_E = p_{v,20}$

D'après $p_{v,20} V = n_{E,g} RT$, plus V augmente, plus $n_{E,g}$ doit augmenter. Jusqu'à $n_{E,g} = n_{E,0}$ (c'est la quantité maximale d'éthanol qu'on peut obtenir dans la phase gazeuse), à ce moment, p_E sera encore égale à $p_{v,20}$

Donc, le volume de la rupture d'équilibre :

$$\boxed{V_2 = \frac{n_{E,0} RT}{p_{v,20}} = 911 \text{ mL.}}$$

Si on continue à tirer sur le piston, p_E va commencer à baisser, car il n'y a plus que du gaz.

Au moment de la rupture d'équilibre, la pression totale de gaz $p_r = p_E + p_{\text{air}}$

On a que n_{air} est constante. Par loi des gaz parfaits :

$$p_r = \frac{n_{E,0} RT}{V_2} + \frac{n_{\text{air}} RT}{V_2} = \frac{(n_{E,0} + n_{\text{air}}) RT}{V_2} = 8,00 \text{ kPa}$$

7. On introduit $V_E = 500 \text{ mL}$ dans la fiole. $m_E = p_{20} \cdot V_E$ et $n_E = \frac{m_E}{M}$

$$\Rightarrow n_E = \frac{p_{20} V_E}{M} = 8,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

Par définition de la concentration de la solution de volume $V_{\text{fiole}} = 50 \text{ mL}$

$$\boxed{C_E = \frac{n_E}{V_f} = 1,71 \text{ mol. L}^{-1}}$$

8: Par définition, la fraction massique de l'éthanol dans le liquide :

$$w_E = \frac{m_E}{m_{tot}} = \frac{m_E}{m_E + m_{eau}}$$

Or, quand on remplit la fiole jaugée on ne mesure pas a priori la quantité d'eau que l'on ajoute. On ne connaît donc pas m_{eau} ni m_{tot} .

Si on veut mesurer m_{tot} pour calculer w_E , on peut faire deux mesures ① m_{vide} pour la fiole jaugée vide et sèche et ② m_{plein} pour la fiole avec la solution préparée. On a donc $m_{tot} = m_{plein} - m_{vide}$.

Partie II - Diagramme d'état de l'hélium.

1. L'état superfluide est analogue à un liquide non visqueux. Sa conductivité thermique est infinie. Il existe à basse température.

2. Pour un ballon de fête, $T = T_{\text{ambiante}} \approx 20^\circ\text{C}$

Si $P = 1,2 \text{ bar}$, l'hélium est dans un état de gaz ($P < P_c$).

3. À $T = 20^\circ\text{C}$, si P augmente, on atteint $P_c = 2,23 \text{ bar}$. On observe la transformation $\text{He}_{(g)} \rightarrow \text{He}_{(\text{superfluide})}$

À très haute pression, on peut avoir $\text{He}_{(s)}$ mais le diagramme ne permet pas de le prouver.

On ne peut pas observer $\text{He}_{(e)}$ car $P > P_c$ et $T > T_c$

4. $T_{\text{initiale}} = 20^\circ\text{C} (= 293 \text{ K})$

↓ $\text{He}_{(g)}$

$T = 4,2 \text{ K}$ $\text{He}_{(g)} \rightleftharpoons \text{He I}$

↓ He I (He liquide)

$T \approx 2,17 \text{ K}$ $\text{He I} \rightleftharpoons \text{He II}$

↓ He II (He superfluide)

transformations
observées à $P = 1 \text{ bar}$

5. $d_{\text{air}} = \frac{\bar{M}_{\text{air}}}{\bar{M}_{\text{air}}} = 1$; $d_{\text{He}} = \frac{\bar{M}_{\text{He}}}{\bar{M}_{\text{air}}} = \frac{4}{0,2 \times 32 + 0,8 \times 28} = 0,6$ ~~0,6~~ 0.14

$d_{\text{He}} < d_{\text{air}}$ donc on gonfle les ballons de fête avec $\text{He}_{(g)}$ pour qu'ils soient plus légers que l'air

