

## Corrigé exercice 7

### ÉVAPORATION DE L'ÉTHER DANS UNE ÉPROUVETTE

1) Initialement, l'air ne contient pas de vapeurs d'éther, ce qui signifie que l'équilibre liquide/vapeur n'est pas atteint. L'éther va donc se vaporiser, ce qui va créer davantage de gaz. Comme la pression et la température sont constants, cela se traduira par une augmentation du volume du gaz donc une montée du piston.

Le piston monte en raison de l'évaporation de l'éther.

On calcule tout d'abord les quantités de matière dans l'état initial :

- La quantité de matière d'éther liquide est :

$$n_0 = \frac{\rho V}{M} \approx 0,02 \text{ mol}$$

(volume  $V = 2 \text{ mL}$  ; masse volumique  $\rho = 0,71 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  ; masse molaire  $M = 74,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

*Remarque* : Le volume d'éther n'étant connu qu'avec un chiffre significatif (manque de précision d'une éprouvette graduée...) on ne peut donner de valeur plus précise de  $n_0$ .

- On détermine ensuite la quantité de matière d'air (total de toutes les espèces gazeuses présentes : diazote, dioxygène...) en appliquant la loi des gaz parfaits :

$$n_{\text{air}} = \frac{pV_{\text{air}}}{RT} = 3,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

(pression  $p = 1,00 \text{ bar} = 1,00 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  ; volume d'air  $V_{\text{air}} = 8 \text{ mL} = 8 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$  ; température absolue  $T = (273 + 20) \text{ K} = 293 \text{ K}$  ; constante des gaz parfaits :  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ )

*Remarque* : Ici, on peut donner deux chiffres significatifs pour  $n_{\text{air}}$ . En effet, même si  $V_{\text{air}}$  n'a qu'un chiffre significatif, celui-ci est un 8... ce qui signifie une incertitude relative implicite de  $\pm \frac{0,5}{8} \approx 6\%$ . Si on se contentait d'un seul chiffre significatif pour  $n_{\text{air}}$ , celui-ci étant un 3, l'incertitude relative serait  $\pm \frac{0,5}{3} \approx 17\%$ ... bien supérieure !

Si on fait l'hypothèse qu'il y a suffisamment d'éther au départ pour atteindre la saturation en vapeur d'éther, alors dans l'état final, la pression partielle de l'éther sera :  $p_{v,20^\circ} = 0,59 \text{ bar}$ .

Comme la pression totale est constante, on peut en déduire la fraction molaire d'éther qu'il y aura alors dans le gaz par application de la loi de Dalton :

$$p_{v,20^\circ} = x_E \cdot p$$

D'où :

$$x_E = \frac{p_{v,20^\circ}}{p} = 0,59$$

Or, par définition de la fraction molaire, en notant  $n_E$  la quantité d'éther dans la phase gazeuse :

$$x_E = \frac{n_E}{n_E + n_{\text{air}}}$$

On en déduit :

$$n_E = \left( \frac{x_E}{1 - x_E} \right) n_{\text{air}} = 4,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Cette quantité est très inférieure à la quantité  $n_0$  d'éther liquide initialement présent. Il y a donc bien largement assez d'éther pour saturer la phase gazeuse en vapeurs d'éther. De plus,  $n_E \ll n_0$  implique que cette évaporation sera imperceptible sur la quantité de liquide. On ne verra quasiment pas le

niveau de l'éther liquide bouger.

Il reste à déterminer le nouveau volume de la phase gazeuse dans l'éprouvette. On peut pour cela appliquer de nouveau la loi des gaz parfaits :

$$V_{gaz} = \frac{(n_{air} + n_E)RT}{p} = 19 \text{ mL}$$

Le piston se trouvera sur la graduation 21 mL à la fin de la transformation (2 mL d'éther liquide surmontés de 19 mL de gaz).

2) Lorsque la température augmente, deux phénomènes vont contribuer à l'augmentation de volume de gaz : la dilatation des gaz présents ( $V$  augmente quand  $T$  augmente), mais aussi l'évaporation de davantage d'éther, car la pression de vapeur  $p_{v,28^\circ} = 0,81 \text{ bar}$  est plus élevée que  $p_{v,20^\circ}$ .

Le piston monte davantage quand la température passe de 20 à 28°C.

On procède comme précédemment pour trouver la nouvelle quantité d'éther, car la pression est toujours la même :

$$p_{v,28^\circ} = x'_E \cdot p \Rightarrow x'_E = \frac{p_{v,28^\circ}}{p} = 0,81$$

Et donc :

$$n_{E'} = \left( \frac{x'_E}{1 - x'_E} \right) n_{air} = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Cette quantité représente moins de 10% de la quantité initiale d'éther. Le niveau de liquide reste donc toujours très proche de la graduation 2 mL.

Le volume de la phase gazeuse est maintenant, à  $T = (273 + 28) \text{ K} = 301 \text{ K}$

$$V_{gaz}' = \frac{(n_{air} + n_{E'})RT'}{p} = 43 \text{ mL}$$

À 28°C, le piston atteint la graduation 45 mL (2 mL d'éther liquide surmontés de 43 mL de gaz).

3) La température de 37°C est supérieure à la température d'ébullition de l'éther sous 1 bar ( $T_{eb} = 35^\circ\text{C}$ ). Autrement dit, la pression de vapeur saturante de l'éther à 37°C est supérieure à 1 bar. Comme le piston maintient la pression totale à  $p = 1,00 \text{ bar}$ , il est donc impossible que la pression partielle de l'éther atteigne la pression de vapeur saturante. **L'évaporation de la totalité de l'éther est donc inéluctable.**

Or le volume occupé par le gaz à  $T'' = (273 + 37) \text{ K} = 310 \text{ K}$  serait :

$$V'' = \frac{(n_0 + n_{air})RT''}{p} \approx 0,5 \text{ L}$$

Ce volume est largement supérieur à la capacité de l'éprouvette !

En conclusion :

En cas de canicule, l'éther va entrer en ébullition, le piston va monter jusqu'à sortir de l'éprouvette, et le gaz va s'échapper dans le laboratoire. Il n'y aura plus d'éther liquide à la fin de la transformation.