

Exercice 8. Grande volatilité de « l'éther ».

La constante des gaz parfaits vaut : $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. Tous les gaz seront assimilés à des gaz parfaits.

On admet que l'air est constitué approximativement de 20% de dioxygène et de 80% de diazote.

L'éther de diéthyle, parfois simplement appelé « éther », est un solvant organique couramment utilisé au laboratoire de chimie, notamment dans les synthèses magnésiennes.

I) L'éther de diéthyle

Il se présente sous forme d'un liquide très volatil et très **inflammable**, ce qui constitue son principal danger.



Sur les bouteilles d'éther, on peut en effet trouver, entre autres, le pictogramme ci-contre et la phrase ci-dessous :

H224 : Liquide et vapeurs extrêmement inflammables

La formule moléculaire de l'éther est $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$, que l'on pourra noter plus simplement E.

On fournit quelques données concernant ce composé :

- sa masse molaire : $M_E = 74,12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$;
- sa densité à 20°C : $d_E = 0,714$;
- son point critique : $P_C = 36,4 \text{ bar}$; $T_C = 194^\circ\text{C}$;
- son point triple : $P_T = 0,5 \text{ Pa}$; $T_T = -116^\circ\text{C}$;
- sa température de fusion : $T_{fus} = -116^\circ\text{C}$ (sous $P = P^\circ = 1 \text{ bar}$)

Conservation de l'éther dans une bouteille hermétique

- On considère une bouteille de volume $V = 1,000 \text{ L}$, dont le bouchon est muni d'un capteur de pression (manomètre).
- On remplit la bouteille avec 500 mL d'éther, puis on referme hermétiquement le bouchon. En raison de l'air contenu dans la bouteille, le manomètre indique initialement la pression $P_0 = 1,01 \text{ bar}$, qui est la pression atmosphérique. La température du laboratoire est de $\theta = 20^\circ\text{C}$.
- A la veille des dernières vacances, la bouteille est alors entreposée dans le placard dédié du laboratoire, à la température constante de $\theta = 20^\circ\text{C}$. Après quelques heures, le manomètre se fixe à la valeur $P = 1,60 \text{ bar}$.

• La bouteille reste dans le placard, pendant vacances d'été, où une canicule particulièrement intense s'installe (ce n'était pas cet été 2015). La température dans le laboratoire est montée alors jusqu'à $\theta' = 35^\circ\text{C}$! On a constaté alors dans ces conditions que le manomètre indiquait $P' = 2,08$ bar.

1) Calculer les quantités de matière, en moles, de dioxygène et de diazote contenues dans la bouteille lorsqu'on vient juste de refermer le bouchon, lorsque le manomètre indique $P_0 = 1,01$ bar.

Quand on ferme bouchon, il y a 500 mL d'éther donc 500 mL d'air également car le récipient a un volume de 1 L.

Comme le diazote et le dioxygène sont des gaz parfaits, nous allons utiliser l'équation d'état des gaz parfaits pour connaître la quantité de matière d'air présente dans le flacon :

« $PV = nRT$ » donne ici : $P_0.V = n_{\text{air}}.RT$

$$1,01.10^5 \times 0,500.10^{-3} = n_{\text{air}} \times 8,31 \times 293,15$$

$$n_{\text{air}} = 0,021 \text{ mol}$$

Comme 80 % de l'air est du diazote, il y a donc :

$$0,0168 \text{ mol de diazote soit : } 0,017 \text{ mol de } \text{N}_2 \text{ et } 0,004 \text{ mol de } \text{O}_2.$$

Déterminer également la quantité de matière d'éther liquide que l'on a introduit dans la bouteille.

Il y a 500 mL d'éther liquide, dont la densité à 20°C est $d_E = 0,714$

Et $d_E = \rho_E/\rho_{\text{eau}}$ ρ désignant la masse volumique et $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.cm}^{-3}$ ou, c'est la même chose, $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.mL}^{-1}$.

$$\text{Donc la masse d'éther } m_E \text{ est : } m_E = 500 \times 0,714 \times 1 \text{ g}$$

Comme $m_E = M_E.n_E$, la quantité de matière d'éther est : $n_E = m_E/M_E$

$$\text{A.N : } n_E = 500 \times 0,714 \times 1 / 74,12$$

$$n_E = 4,82 \text{ mol}$$

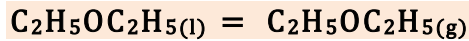
2) Pour quelle raison la pression augmente-t-elle progressivement dans la bouteille, pour finalement se fixer à la valeur $P = 1,60$ bar ? La transformation qui s'est produite est-elle physique, chimique ou nucléaire ? Écrire l'équation de la réaction qui la modélise.

La pression augmente parce que l'éther est très volatil et a une pression de vapeur saturante élevée, même à 20°C . La pression augmente parce que l'éther liquide passe ne

phase gazeuse.

L'éther subit donc une transformation physique.

L'équation de la réaction qui la modélise est :



Plus schématiquement : Ether(liquide) = Ether(gaz)

3) Calculer la quantité de matière d'éther dans la phase gazeuse lorsque le manomètre indique $P = 1,60$ bar. On supposera, et on vérifiera, que les volumes des phases liquide et gazeuse sont restés quasi inchangés.

La pression passe à 1,60 bar.

Dans la phase gazeuse, il y a tout l'air initial et un peu d'éther, une quantité de matière que l'on note $n_{E,g}$.

Appliquons de toute façon l'équation d'état des gaz parfaits :

$$P.V = (n_{\text{air}} + n_{E,g}).RT$$

$$A.N : 1,60.10^5 \times 0,500.10^{-3} = (n_{\text{air}} + n_{E,g}) \times 8,31 \times 293,15$$

On a ainsi supposé que le volume n'a pas été modifié.

$$(n_{\text{air}} + n_{E,g}) = 0,033 \text{ mol}$$

$$\text{D'où : } n_{E,g} = 0,033 - 0,021 = 0,012 \text{ mol}$$

Il a donc disparu 0,012 mol d'éther de la phase liquide soit, d'après sa densité, un volume V_{disparu} qui est égal : $V_{\text{disparu}} = 0,012 \times 74,12 / 0,714 = 1,25 \text{ mL}$.

Il reste donc 498,75 mL de liquide et 501,25 mL de phase gazeuse : on peut considérer que le volume de chaque phase n'a pas varié.

4) Déterminer la pression de vapeur de l'éther à $\theta = 20^\circ\text{C}$.

La pression de vapeur de l'éther à 20°C est $P_{E,20}$ telle que :

$$P_{E,20} = n_{E,g} \times 8,31 \times 293,15 / 0,500.10^{-3}$$

$$P_{E,20} = 0,012 \times 8,31 \times 293,15 / 0,500.10^{-3}$$

$$P_{E,20} = 0,584 \text{ bar}$$

5) Déterminer la pression de vapeur de l'éther à $\theta' = 35^\circ\text{C}$. On considérera à nouveau que le volume des phases n'a pas notablement varié dans la bouteille portée à cette température.

Dans ce cas : $P'.V = (n_{\text{air}} + n'_{\text{E,g}}).RT$

$$\mathbf{A.N : 2,08.10^5 \times 0,500.10^{-3} = (n_{\text{air}} + n'_{\text{E,g}}) \times 8,31 \times 308,15}$$

$$n'_{\text{E,g}} = 0,02 \text{ mol.}$$

$$\mathbf{\text{et } P'_{\text{E},35} = n'_{\text{E,g}} \times 8,31 \times 293,15 / 0,500.10^{-3}}$$

$$\mathbf{P'_{\text{E},35} = 0,02 \times 8,31 \times 293,15 / 0,500.10^{-3}}$$

$$\mathbf{P'_{\text{E},35} = 0,02 \times 8,31 \times 293,15 / 0,500.10^{-3}}$$

$$\mathbf{\dots / \dots P'_{\text{E},35} = 0,974 \text{ bar}}$$

6) La pression atmosphérique dans le laboratoire étant toujours de $P_0 = 1,01 \text{ bar}$ pendant la canicule, que va-t-il se passer si on ouvre la bouteille à ce moment-là ?

Si on ouvre la bouteille, les vapeurs d'éther vont sortir de la bouteille et envahir l'espace.

7) Expliquer pourquoi il faut toujours conserver les flacons d'éther dans des locaux bien ventilés.

Dans les locaux bien ventilés, il n'y a pas de concentration importante de vapeurs d'éther.