

# CONTRÔLE DE CHIMIE : la quantité de matière

## Données relatives aux deux exercices:

Volume molaire des gaz à 20,0 °C, sous la pression atmosphérique ( $1,013 \cdot 10^5$  Pa) :  $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Constante des gaz parfaits :  $R = 8,31 \text{ S.I.}$

Masses molaires atomiques :  $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{N}) = 14,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{air}) = 29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$(\text{Ba}) = 137,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

## Exercice 1 : Étude de l'air

Une bouteille en verre, de contenance égale à 1,50 L est initialement ouverte et contient de l'air à  $\theta = 20,0^\circ \text{ C}$  et à la pression atmosphérique  $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Afin que la quantité d'air contenue ne varie pas, on ferme hermétiquement la bouteille. On rappelle que l'air est composé d'environ 80,0 % de diazote et de 20,0 % de dioxygène en volume.

Dans les conditions du problème, l'air peut être assimilé à un gaz parfait.

- 1) Déterminer l'unité de la constante des gaz parfaits dans le système international d'unité. Calculer la quantité de matière d'air enfermé dans la bouteille.
- 2) Calculer les quantités de matière puis les masses de diazote et de dioxygène dans la bouteille.
- 3) En déduire la composition massique (ou % en masse de diazote et de dioxygène) de l'air.
- 4) Déterminer la valeur de la masse volumique (en unité légale) de l'air à la température  $\theta = 20^\circ \text{ C}$  et à la pression atmosphérique  $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .
- 5) La bouteille est toujours hermétiquement fermée, afin que la quantité de matière d'air reste constante. On chauffe à la température  $\theta' = 100^\circ \text{ C}$  l'air contenu dans la bouteille. La variation de volume de la bouteille est négligeable lors de l'élévation de température. Calculer la nouvelle pression  $P'$  de l'air dans la bouteille lorsque l'air qu'elle contient est à  $100^\circ \text{ C}$ .
- 6) Puis on refroidit la bouteille et son contenu jusqu'à la température initiale  $\theta = 20,0^\circ \text{ C}$ , on ouvre la bouteille et on renouvelle l'expérience (chauffage à  $100^\circ \text{ C}$ ) mais cette fois avec la bouteille ouverte.
  - a) Calculer la quantité de matière  $n''$  d'air contenue à  $100^\circ \text{ C}$  dans la bouteille ouverte.
  - b) En déduire le volume molaire des gaz à  $100^\circ \text{ C}$  sous la pression atmosphérique.

## Exercice 2 : Étude d'une solution aqueuse

Le chlorure de baryum est un solide anhydre, blanc de formule  $\text{BaCl}_{2(s)}$ , se présentant sous forme d'une poudre très soluble dans l'eau. On veut préparer un volume  $V_1 = 250 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse  $S_1$  de chlorure de baryum de concentration molaire en soluté apporté  $C_1 = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- 1) a) Déterminer la masse de solide à peser pour préparer les 250 mL de la solution  $S_1$ .  
b) Quelle doit être la précision de la balance à utiliser pour réaliser cette pesée.
- 2) Calculer la concentration massique en soluté apporté ( $t_1$ ) de la solution  $S_1$
- 3) a) On veut maintenant préparer une solution  $S_2$  de chlorure de baryum de concentration molaire en soluté apporté  $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  à partir de la solution  $S_1$ . On prépare cette solution  $S_2$  dans une fiole jaugée de 100 mL, calculer le volume de la pipette à utiliser.  
b) Quelle masse de chlorure de baryum solide aurait-il fallu peser pour préparer les 100 mL de solution  $S_2$  ?  
Pouvait-t-on préparer la solution  $S_2$  par dissolution comme on a préparé la solution  $S_1$  en utilisant une balance au  $1/100^{\text{ième}}$  de gramme ? Pourquoi ?

# CORRECTION DU CONTROLE DE CHIMIE : la quantité de matière

## Exercice 1 : Étude de l'air :

1) Pour déterminer l'unité de R, on utilise la relation des gaz parfaits :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow R = (P \cdot V) / (n \cdot T)$$

$$Pa \cdot m^3 \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \text{ ou } J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$$

Quantité de matière d'air dans la bouteille :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = (P \cdot V) / (R \cdot T)$$

$$n(\text{air}) = (1,013 \cdot 10^5 \times 1,50 \cdot 10^{-3}) / (8,31 \times 293) = 0,0624 \text{ mol}$$

$$n(\text{air}) = 6,24 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

2)  $n(\text{O}_2) = 20,0 \times n(\text{air}) / 100 = 20,0 \times 6,24 \cdot 10^{-2} / 100 = 0,0125 \text{ mol}$

$$n(\text{O}_2) = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{N}_2) = 80,0 \times n(\text{air}) / 100 = 80,0 \times 6,24 \cdot 10^{-2} / 100 = 0,0499 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}_2) = 4,99 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Autre méthode possible en raisonnant avec les volumes :

$$V(\text{N}_2) = 80,0 \times V(\text{air}) / 100 = 0,800 \times 1,5 = 1,20 \text{ L}; n(\text{N}_2) = V(\text{N}_2) / V_m = 1,20 / 24,0 = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$V(\text{O}_2) = 20,0 \times V(\text{air}) / 100 = 0,200 \times 1,5 = 0,300 \text{ L}; n(\text{O}_2) = V(\text{O}_2) / V_m = 0,300 / 24,0 = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Puis on calcule les masses à partir de ces quantités de matière :

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \times M(\text{O}_2) = 1,25 \cdot 10^{-2} \times 32,0 = 0,400 \text{ g}$$

$$m(\text{O}_2) = 4,00 \cdot 10^{-1} \text{ g}$$

$$m(\text{N}_2) = n(\text{N}_2) \times M(\text{N}_2) = 4,99 \cdot 10^{-2} \times 28,0 = 1,40 \text{ g}$$

$$m(\text{N}_2) = 1,40 \text{ g}$$

3) Composition massique de l'air :

$$\% \text{O}_2 = m(\text{O}_2) \times 100 / m(\text{air}) = 0,400 \times 100 / (0,400 + 1,40)$$

$$\% \text{O}_2 = 22,2 \%$$

$$\% \text{N}_2 = m(\text{N}_2) \times 100 / m(\text{air}) = 1,40 \times 100 / (0,400 + 1,40)$$

$$\% \text{N}_2 = 77,8 \%$$

4) Masse volumique de l'air à  $\theta = 20,0 \text{ }^\circ\text{C}$  :  $\rho_{\text{air}} = m_{\text{air}} / V_{\text{air}}$  il est préférable de convertir dans le S.I. avant d'effectuer l'opération.

$$m_{\text{air}} = 0,400 + 1,40 = 1,80 \text{ g} = 1,80 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \quad \text{et} \quad V_{\text{air}} = 1,50 \text{ L} = 1,50 \text{ dm}^3 = 1,50 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$\rho_{\text{air}} = 1,80 \cdot 10^{-3} / 1,50 \cdot 10^{-3}$$

$$\rho_{\text{air}} = 1,20 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

5) Pression de l'air à  $\theta' = 100^\circ\text{C}$ , bouteille hermétiquement fermée :

On utilise la relation des gaz parfait :  $P' \cdot V = n \cdot R \cdot T'$  donc :

$$P' = (n \cdot R \cdot T') / V = 6,24 \cdot 10^{-2} \times 8,31 \times (273 + 100) / 1,50 \cdot 10^{-3}$$

$$P' = 1,29 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

6) Pression de l'air à  $100^\circ\text{C}$ , bouteille ouverte :

a) Lorsque la bouteille est ouverte, la pression de l'air dans la bouteille est égale à la pression atmosphérique, en utilisant la relation des gaz parfaits, on obtient :

$$n'' = P \cdot V / R \cdot T' = 1,013 \cdot 10^5 \times 1,50 \cdot 10^{-3} / 8,31 \times 373$$

$$n'' = 4,90 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

b) Volume molaire à  $100^\circ\text{C}$  :

$$V_m = V / n = 1,50 / 4,90 \cdot 10^{-2}$$

$$V_m = 30,6 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

## Exercice 2 : Étude d'une solution aqueuse

1) a) Pour calculer la masse de solide à peser, il faut d'abord déterminer la quantité de matière de soluté présente dans les 250 mL de solution :  $n_1 = C_1 V_1 = 2,00 \cdot 10^{-2} \times 250 \cdot 10^{-3} = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Calcul de la masse molaire du soluté :  $M_{(\text{BaCl}_2)} = M(\text{Ba}) + 2 M(\text{Cl}) = 137,3 + 2 (35,5) = 208,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse de solide à peser :  $m_{1(\text{BaCl}_2)} = n_{1(\text{BaCl}_2)} \times M_{(\text{BaCl}_2)} = 5,00 \cdot 10^{-3} \times 208,3$

$$m_{1(\text{BaCl}_2)} = 1,04 \text{ g}$$

b) La précision du calcul (avec 3 chiffres significatifs) donne un résultat au  $1/100^{\text{ième}}$  de gramme, il faut donc utiliser une **balance au  $1/100^{\text{ième}}$  de gramme**.

2) Concentration massique en soluté apporté de la solution  $S_1$  :  $t_1 = \frac{m_1}{V_1} = \frac{1,04}{0,250} \quad t_1 = 4,16 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

3) a) Dilution : Au cours d'une dilution, la quantité de matière de soluté est constante  $\Rightarrow n_1 = n_2$

Soit  $C_1 V_1 = C_2 V_2$   $V_1$  est le volume de la pipette et  $V_2$  celui de la fiole jaugée :  $C_1 V_{\text{pipette}} = C_2 V_{\text{fiole}}$

$$\Rightarrow V_{\text{pipette}} = (C_2 V_{\text{fiole}}) / C_1 = (1,0 \cdot 10^{-3} \times 100) / 2,00 \cdot 10^{-2}$$

$$\Rightarrow V_{\text{pipette}} = 5,0 \text{ mL}$$

b) Masse de soluté à peser pour préparer les 100 mL de  $S_2$

$$m_2 = n_2 \times M_{(\text{BaCl}_2)} = C_2 \times V_2 \times M_{(\text{BaCl}_2)} = 1,0 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3} \times 208,3$$

$$m_2 = 0,021 \text{ g}$$

Avec une balance au  $1/100^{\text{ième}}$  de gramme, on ne pourrait peser que 0,02 g à 0,01 g près, ce qui représente une erreur de 50% !!!