

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° 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° C) mais cette fois avec la bouteille ouverte.
 - a) Calculer la quantité de matière n'' d'air contenue à 100° C dans la bouteille ouverte.
 - b) En déduire le volume molaire des gaz à 100° 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°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°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% !!!