

# TD T1 : États de la matière et description d'un système

## Données :

- Masses molaires atomiques : 

Elément	H	C	O	Na	S	Cl	Fe
M (g · mol <sup>-1</sup> )	1,0	12,0	16,0	23,0	32,1	35,5	55,8
- Masses volumiques à 20°C :  $\rho_{eau} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$        $\rho_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 0,789 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$
- Constante des gaz parfaits :  $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
- 1 bar = 10<sup>5</sup> Pa

## Application directe du cours

### Exercice 1: La pâte à crêpes



On considère une pâte à crêpes dont la recette comporte 500g de farine, 1kg de lait et 3 œufs de 60g chacun.

- 1) Préciser la nature de ce système.

Il s'agit d'un mélange homogène si la pâte n'a pas de grumeaux.

- 2) Préciser les fractions massiques de chaque espèce.

On a par définition :

$$x_{\text{farine}} = \frac{m_{\text{farine}}}{m_{\text{tot}}} = \frac{500}{500 + 1000 + 180} = 0,298$$

$$x_{\text{lait}} = \frac{m_{\text{lait}}}{m_{\text{tot}}} = \frac{1000}{500 + 1000 + 180} = 0,595$$

$$x_{\text{œufs}} = \frac{m_{\text{œufs}}}{m_{\text{tot}}} = \frac{180}{500 + 1000 + 180} = 0,107$$

- 3) Vérifier la cohérence des réponses.

On peut calculer la somme des fractions massiques :

$$x_{\text{farine}} + x_{\text{lait}} + x_{\text{œufs}} = 1$$

### Exercice 2: Proportions dans le gaz naturel



Un gaz naturel contient 90% de méthane, 5,0% d'éthane, 1% de propane, 0,20% de butane, 2,2 % de diazote et 1,4 % de dioxyde de carbone. Calculer la quantité de matière de chaque constituant contenue dans 500 moles de ce gaz.

On peut calculer les quantités de matière :

$$- n_{\text{CH}_4} = x_{\text{CH}_4} \times n_{\text{tot}} = 0,9 \times 500 = 45 \cdot 10^1 \text{ mol}$$

$$- n_{\text{C}_2\text{H}_6} = x_{\text{C}_2\text{H}_6} \times n_{\text{tot}} = 0,05 \times 500 = 25 \text{ mol}$$

$$- n_{\text{C}_3\text{H}_8} = x_{\text{C}_3\text{H}_8} \times n_{\text{tot}} = 0,01 \times 500 = 5,0 \text{ mol}$$

$$- n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = x_{\text{C}_4\text{H}_{10}} \times n_{\text{tot}} = 0,002 \times 500 = 1 \text{ mol}$$

$$- n_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} \times n_{\text{tot}} = 0,022 \times 500 = 12 \text{ mol}$$

$$- n_{\text{CO}_2} = x_{\text{CO}_2} \times n_{\text{tot}} = 0,014 \times 500 = 7,0 \text{ mol}$$

### Exercice 3: Préparation d'une solution ionique



Un volume  $V = 500 \text{ mL}$  de solution aqueuse est préparé en dissolvant dans le volume suffisant d'eau :

- 150,0 mmol d'acide chlorhydrique ( $\text{H}^+ + \text{Cl}^-$ );
- 13,5 g de chlorure de fer (III) hexahydraté  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;
- 20,0 g de sulfate de fer (III)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Déterminer la concentration des espèces en solution en considérant toutes les dissolutions comme totales.

**Réponses :**  $[\text{Fe}^{3+}] = 0,300 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$        $[\text{Cl}^-] = 0,600 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$        $[\text{H}^+] = 0,300 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$   
 $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,300 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

On étudie la dissolution de chaque solide :

**L'acide chlorhydrique :** il y a 150 mmol de HCl donc 150 mmol de  $\text{H}^+$  et 150 mmol de  $\text{Cl}^-$ .

**Le chlorure de fer :** Déterminons la quantité de matière initiale de chlorure de fer :

$$n_{\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}^o = \frac{m_{\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}} = \frac{13,5}{55,8 + 3 \times 35,5 + 12 \times 1 + 6 \times 16} = 49,9 \text{ mmol}$$

On établit le tableau de réaction :

	$\text{FeCl}_3$	=	$\text{Fe}^{3+}$	$3\text{Cl}^-$
Etat initial	$n_{\text{FeCl}_3}^o$		0	0
En cours : $\xi$	$n_{\text{FeCl}_3}^o - \xi$		$\xi$	$3\xi$
Etat final : $\xi_f$	$n_{\text{FeCl}_3}^o - \xi_f$		$\xi_f$	$3\xi_f$

La réaction étant totale, on peut écrire :

$$n_{\text{FeCl}_3}^f = 0$$

On en déduit :

$$n_{\text{FeCl}_3}^o - \xi_f = 0$$

Donc :

$$\xi_f = n_{\text{FeCl}_3}^o = 49,9 \text{ mmol}$$

Ainsi :

$$n_{\text{Fe}^{3+}}^f = \xi_f = 49,9 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{Cl}^-}^f = 3\xi_f = 149,8 \text{ mmol}$$

**le sulfate de fer :** On procède de la même manière que précédemment :

$$n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}^o = \frac{m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}}{M_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}} = \frac{20,0}{2 \times 55,8 + 3 \times 32,1 + 12 \times 16} = 50,0 \text{ mmol}$$

On établit le tableau de réaction :

	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	=	$2\text{Fe}^{3+}$	$3\text{SO}_4^{2-}$
Etat initial	$n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}^o$		0	0
En cours : $\xi$	$n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}^o - \xi$		$2\xi$	$3\xi$
Etat final : $\xi_f$	$n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}^o - \xi_f$		$2\xi_f$	$3\xi_f$

La réaction étant totale, on peut écrire :

$$n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}^f = 0$$

On en déduit :

$$n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}^o - \xi_f = 0$$

Donc :

$$\xi_f = n_{\text{FeCl}_3}^o = 50,0 \text{ mmol}$$

Ainsi :

$$n_{\text{Fe}^{3+}}^f = 2\xi_f = 100,0 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{SO}_4^{2-}}^f = 3\xi_f = 150,0 \text{ mmol}$$

On peut alors finalement faire la somme des quantités de matière des espèces :

$$n_{\text{tot,Fe}^{3+}} = 100,0 + 49,9 = 149,9 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{tot,Cl}^-} = 150,0 + 149,8 = 299,8 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{tot,H}^+} = 150,0 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{tot,SO}_4^{2-}} = 150,0 \text{ mmol}$$

Il ne reste alors qu'à calculer les concentrations :

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n_{\text{Fe}^{3+}}}{V_{\text{Sol}}} = \frac{149,9}{500} = 0,300 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_{\text{Sol}}} = \frac{299,8}{500} = 0,600 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{n_{\text{H}^+}}{V_{\text{Sol}}} = \frac{150}{500} = 0,300 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{SO}_4^{2-}}}{V_{\text{Sol}}} = \frac{150}{500} = 0,300 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

#### Exercice 4: Pressions partielles



On considère un mélange gazeux constitué de diazote et dioxygène dans une enceinte de 2,0 L à 25°C. La pression du mélange est de 385 hPa. On réussit à extraire le dioxygène de l'enceinte en y laissant le diazote. On mesure alors  $P' = 250$  hPa, toujours à 25°C. Calculer les fractions et quantités de matière en dioxygène et diazote.

Déterminons déjà la quantité totale de matière grâce à la loi des gaz parfaits :

$$P \times V = n_{\text{tot}} RT$$

Donc :

$$n_{\text{tot}} = \frac{PV}{RT} = \frac{385 \times 10^2 \times 2 \times 10^{-3}}{8,314 \times 298} = 3,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Une fois qu'il n'y a que du diazote, on a alors :

$$n_{\text{N}_2} = \frac{P'V}{RT} = \frac{250 \times 10^2 \times 2 \times 10^{-3}}{8,314 \times 298} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

On peut donc en déduire la quantité de dioxygène :

$$n_{\text{O}_2} = n_{\text{tot}} - n_{\text{N}_2} = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

On peut finalement calculer les fractions molaires :

$$x_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{tot}}} = 0,65$$

$$x_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{tot}}} = 0,35$$

### Exercice 5: Mélange de gaz parfaits



On mélange 1,0 mol de  $\text{CO}_2$  avec 3,0 mol de  $\text{O}_2$  sous une pression totale de 1,0 bar et à  $25^\circ\text{C}$ . Déterminer les pressions partielles de chacun des gaz et calculer le volume de l'enceinte.

Déterminons les fractions molaires de chaque constituant :

$$x_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{tot}}} = \frac{1}{4} = 0,25$$

$$x_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{tot}}} = \frac{3}{4} = 0,75$$

On peut donc calculer les pressions partielles :

$$P_{\text{CO}_2} = x_{\text{CO}_2} \times P_{\text{tot}} = 0,25 \text{ bar}$$

$$P_{\text{O}_2} = x_{\text{O}_2} \times P_{\text{tot}} = \frac{3}{4} = 0,75 \text{ bar}$$

Pour déterminer le volume de l'enceinte, on utilise la loi des gaz parfaits :

$$P_{\text{tot}} \times V = n_{\text{tot}} \times R \times T$$

On en déduit :

$$\begin{aligned} V &= \frac{n_{\text{tot}} \times R \times T}{P_{\text{tot}}} \\ &= \frac{4 \times 8,314 \times 298}{1,0 \times 10^5} = 0,999 \text{ m}^3 \end{aligned}$$

### Exercice 6: Le glaçon dans l'eau



On place dans un enceinte fermée et calorifugée un glaçon dans de l'eau liquide.

- 1) Quelles sont les grandeurs qu'il manque pour caractériser parfaitement le système total {eau liquide+glaçon} à l'état initial.

Il faut connaître les masses ou les quantités de matière de la glace et de l'eau liquide. De même, il faut connaître la température de ces derniers.

- 2) En vous plaçant tour à tour avec le glaçon comme système ou l'eau liquide, décrire les phénomènes qui vont se passer sur le système.

**Le glaçon comme système :** Le glaçon va recevoir un transfert thermique positif de la part de l'eau liquide. Le premier phénomène est une augmentation de température jusqu'à  $0^\circ\text{C}$ . Si le transfert thermique de l'eau est suffisant, le glaçon va changer d'état et se liquéfier. Enfin, s'il reste encore de l'énergie fournie par l'eau, l'eau issue du glaçon, donc à  $0^\circ\text{C}$ , va se réchauffer.

**L'eau liquide comme système :** L'eau liquide va "recevoir" un transfert thermique négatif de la part de l'eau liquide. Le premier phénomène est une augmentation de température jusqu'à 0°C. Si le transfert thermique de l'eau est suffisant, le glaçon va changer d'état et se liquéfier. Enfin, s'il reste encore de l'énergie fournie par l'eau, l'eau issue du glaçon, donc à 0°C, va se réchauffer.

### Exercice 7: Composition d'un sirop



Un sirop contient entre autres, pour 50 g au total, 29,45 g de sucres, 18,6 g d'eau, 3,01 mg de sel, 0,0845 g d'alcool, 8 μg de vitamine A et 5,9 mg de vitamine C.

- 1) Calculer la fraction massique de chacun des constituants du sirop.

On applique la formule suivante :

$$x_i = \frac{m_i}{m_{tot}}$$

On obtient les résultats suivants :

Constituant	Sucres	Eau	Sel	Alcool	Vitamine A	Vitamine C
Masse (g)	29.45	18.6	$3.01 \times 10^{-3}$	0.0845	$8 \times 10^{-6}$	$5.9 \times 10^{-3}$
Fraction massique $x_i$	0.589	0.342	$6.02 \times 10^{-5}$	$1.69 \times 10^{-3}$	$16 \times 10^{-8}$	$11.8 \times 10^{-5}$

- 2) Comment peut-on qualifier un tel mélange ?

Il s'agit d'une solution. Le solvant est un mélange d'eau et de sucres. Les autres constituants sont des solutés.

- 3) On mélange 10g de ce sirop dans 250 mL d'eau. Calculer les concentrations en masse du sirop dilué.

On calcule les masses de soluté avec la formule :

$$m_i = x_i \times m_{tot}$$

Notons que pour l'eau, il faut compter la masse d'eau ajoutée, soit 250 g. On calcule les concentrations en masse avec la formule :

$$C_i = \frac{m_i}{V}$$

On obtient les résultats suivants :

Constituant	Sucres	Eau	Sel	Alcool	Vitamine A	Vitamine C
Masse (g)	5.89	253.72	$6.02 \times 10^{-4}$	$1.69 \times 10^{-3}$	$1.6 \times 10^{-6}$	$1.18 \times 10^{-3}$
Concentration $C_i$ (g.L <sup>-1</sup> )	23.6	1015	$2.41 \times 10^{-3}$	$6.76 \times 10^{-3}$	$6.4 \times 10^{-6}$	$4.72 \times 10^{-3}$

NB : avoir 1015 g d'eau dans un litre est étonnant ! Mais cela vient du fait que l'on a négligé le volume des 5g de sirop. Le volume obtenu est sans doute plus que 250 mL, ce que nous avons négligé ici.

### Exercice 8: Mélange de composé aromatiques



25 mL de benzène ( $d_B = 0,88$ ,  $M_B = 78,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) sont mélangés à 50 mL de toluène ( $d_T = 0,87$ ,  $M_T = 92,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ). Déterminer les fractions molaires et massiques des composants du mélange.

**Réponses :**  $x_B = 0,37$        $x_T = 0,63$        $\omega_B = 0,33$        $\omega_T = 0,67$

Calculons la quantité de matière et la masse de chaque constituant :

$$m_B = \rho_B \times V_B = d_B \times \rho_{eau} \times V_B = 0,88 \times 1 \times 25 = 22 \text{ g}$$

$$n_B = \frac{m_B}{M_B} = \frac{22}{78,1} = 0,28 \text{ mol}$$

$$m_T = \rho_T \times V_T = d_T \times \rho_{eau} \times V_T = 0,87 \times 1 \times 50 = 44 \text{ g}$$

$$n_T = \frac{m_T}{M_T} = \frac{44}{92,1} = 0,47 \text{ mol}$$

On peut donc calculer les fractions molaires et massiques :

$$x_B = \frac{n_B}{n_{tot}} = \frac{0,28}{0,75} = 0,37$$

$$x_T = \frac{n_T}{n_{tot}} = \frac{0,47}{0,75} = 0,63$$

On vérifie bien :  $x_B + x_T = 1$ .

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_{tot}} = \frac{22}{66} = 0,33$$

$$\omega_T = \frac{m_T}{m_{tot}} = \frac{44}{66} = 0,67$$

On vérifie bien :  $\omega_B + \omega_T = 1$ .

## Pour réfléchir un peu plus

### Exercice 9: Solution aqueuse d'acide méthanoïque



On cherche à préparer une solution aqueuse d'acide méthanoïque à  $1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . On dispose pour cela d'acide méthanoïque pur et d'eau distillée. Préciser le protocole à mettre en œuvre pour obtenir 250 mL de la solution considérée.

**Données :**

—  $M_{\text{MeOOH}} = 46,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

—  $d_{\text{MeOOH}} = 1,22$

**Réponse :**  $V = 9,43 \text{ mL}$

On veut 250 mL de solution. Cela représente une quantité :

$$n_{\text{MeOOH}} = [\text{MeOOH}] \times V_{\text{Sol}}$$

Par définition de la masse volumique, on a :

$$V_{\text{MeOOH}} = \frac{m_{\text{MeOOH}}}{\rho_{\text{MeOOH}}} = \frac{m_{\text{MeOOH}}}{\rho_{\text{eau}} \times d_{\text{MeOOH}}}$$

On en déduit alors avec la masse molaire :

$$V_{\text{MeOOH}} = \frac{n_{\text{MeOOH}} \times M_{\text{MeOOH}}}{\rho_{\text{eau}} \times d_{\text{MeOOH}}} = \frac{[\text{MeOOH}] \times V_{\text{Sol}} \times M_{\text{MeOOH}}}{\rho_{\text{eau}} \times d_{\text{MeOOH}}}$$

On peut faire l'application numérique :

$$V_{\text{MeOOH}} = \frac{1,00 \times 250 \cdot 10^{-3} \times 46,0}{1,00 \times 1,22} = 9,43 \text{ mL}$$

Le protocole est le suivant :

- 1) Prélever 9,4 mL d'acide méthanoïque pur à l'aide d'une pipette graduée.
- 2) Les verser dans une fiole jaugée de 250 mL.
- 3) Compléter jusqu'au trait de jauge.

### Exercice 10: Solution aqueuse de soude



Déterminer la concentration molaire d'une solution aqueuse de soude à 5,0% en masse de densité  $d_{\text{Soude},5\%} = 1,05$ .

**Réponse :**  $[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 1,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

On considère un volume  $V$  de solution. La masse est alors :

$$m_{\text{Sol}} = \rho_{\text{Sol}} \times V = \rho_{\text{eau}} d_{\text{Soude},5\%} V$$

On a donc une masse de soude :

$$m_{\text{NaOH}} = \omega_{\text{NaOH}} m_{\text{Sol}} = \omega_{\text{NaOH}} \rho_{\text{eau}} d_{\text{Soude},5\%} V$$

On a donc une quantité de matière :

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{\omega_{\text{NaOH}} \rho_{\text{eau}} d_{\text{Soude},5\%} V}{M_{\text{NaOH}}}$$

Finalement :

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V} = \frac{\omega_{\text{NaOH}} \rho_{\text{eau}} d_{\text{Soude},5\%}}{M_{\text{NaOH}}}$$

On peut réaliser l'application numérique (attention aux unités dans la masse volumique) :

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,050 \times 1,00 \times 1,05 \cdot 10^3}{16 + 23 + 1} = 1,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

### Exercice 11: Solution aqueuse d'acide sulfurique



Une solution d'acide sulfurique concentrée (et fumant) correspond à une fraction massique de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans l'eau égale à 95% . Déduire la densité de cette solution sachant que la concentration est de  $17,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La masse molaire de l'acide sulfurique est  $98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Réponse :**  $d_S = 1,836$

Considérons un volume  $V$  de solution. On a donc :

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = [\text{H}_2\text{SO}_4] V$$

Cela représente donc une masse :

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = [\text{H}_2\text{SO}_4] V M_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

Or on a par définition de la fraction massique :

$$\omega_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{tot}}}$$

Donc :

$$m_{\text{tot}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{\omega_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{[\text{H}_2\text{SO}_4] V M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{\omega_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

On peut donc calculer la densité :

$$d_S = \frac{\rho_S}{\rho_{eau}} = \frac{m_{tot}}{V\rho_{eau}} = \frac{[H_2SO_4]M_{H_2SO_4}}{\omega_{H_2SO_4}\rho_{eau}}$$

L'application numérique donne :

$$d_S = \frac{17,8 \times 98}{0,95 \times 1000} = 1,836$$

### Exercice 12: Étude de la mer morte



La densité de la mer morte vaut 1,24 pour un pourcentage en masse de chlorure de sodium de 27,5%. En déduire la concentration molaire en ion sodium dans l'eau. **Réponse :**  $[Na^+] = 5,83 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

Considérons un volume  $V$  d'eau de la mer morte. La masse totale vaut alors :

$$m_{tot} = \rho_S V = \rho_{eau} dV$$

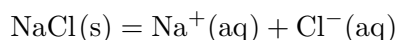
On en déduit alors la masse de chlorure de sodium :

$$m_{NaCl} = \omega_{NaCl} \times m_{tot} = \omega_{NaCl} \rho_{eau} dV$$

Cela représente une quantité de matière :

$$n_{NaCl} = \frac{m_{NaCl}}{M_{NaCl}} = \frac{\omega_{NaCl} \rho_{eau} dV}{M_{NaCl}}$$

Or le sel se dissout totalement selon la réaction :



On a donc :

$$n_{NaCl} = \frac{\omega_{NaCl} \rho_{eau} dV}{M_{NaCl}}$$

On a donc :

$$[Na^+] = \frac{n_{NaCl}}{V} = \frac{\omega_{NaCl} \rho_{eau} d}{M_{NaCl}}$$

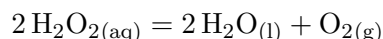
On peut faire l'application numérique :

$$[Na^+] = \frac{0,275 \times 1,00 \cdot 10^3 \times 1,24}{(35,5 + 23,0)} = 5,83 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

### Exercice 13: Etude de l'eau oxygénée



L'eau oxygénée,  $H_2O_2$ , est un composé qui n'est pas stable et qui se décompose lentement selon la réaction :



Elle est vendue dans des flacons dont l'indication est le *volume*. Il s'agit du volume maximal, en litres, de dioxygène dégagé par 1 L de la solution sous 1 bar et à  $T = 20^\circ C$ . Déterminer la concentration d'une eau oxygénée dite à 110 volumes.

**Réponse :**  $[H_2O_2] = 9,03 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

On considère un volume  $V$  de solution. Il se dégage alors au maximum un volume  $V'$  de dioxygène tel que :

$$V' = 110V$$



Cela correspond à une quantité de matière :

$$n_{\text{O}_2} = \frac{PV'}{RT} =$$

Or on a d'après les coefficients stœchiométriques :

$$\frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{1}$$

Donc :

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 2 \times n_{\text{O}_2} = \frac{2PV'}{RT}$$

Finalement :

$$[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}_2}}{V} = \frac{2PV'}{RTV}$$

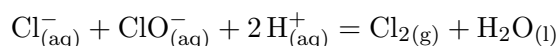
On peut réaliser l'application numérique (attention à l'unité :

$$[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{2 \times 10^5 \times 110}{8,314 \times 293} = 9,03 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot \text{m}^{-3} = 9,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

#### Exercice 14: Etude de l'eau de Javel



L'eau de Javel est composée à part égales d'ions chlorures  $\text{Cl}^-$  et d'ions hypochlorites  $\text{ClO}^-$ . Seuls les ions  $\text{ClO}^-$  actifs. Il ne faut jamais acidifier de l'eau de Javel sous peine de risquer un dégagement de dichlore, gaz très toxique, selon la réaction :



On désigne le degré chlorométrique d'une solution concentrée d'eau de Javel comme le volume exprimé en litre de dichlore gazeux qui peut être libéré par l'addition d'acide chlorhydrique en quantité non limitante à un litre d'eau de Javel dans les conditions normales de température et de pression ( 273 K et 1,013 bar ). Déterminer le degré chlorométrique d'une solution commerciale d'eau de Javel à 9,60 % en pourcentage massique de  $\text{ClO}^-$ , aussi appelé chlore actif. On précise que la densité de l'eau de Javel à 10% vaut 1,158.

**Données :**

—  $M_{\text{ClO}^-} = 51,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

—  $d_{\text{Javel},10\%} = 1,158$

**Réponses :** 48,4°

On considère un volume de 1,00 L de solution. Cela représente une masse :

$$m_{\text{Sol}} = \rho_{\text{Sol}} V_{\text{Sol}} = \rho_{\text{Eau}} d_{\text{Javel},10\%} V_{\text{Sol}}$$

On a donc une masse de chlore actif :

$$m_{\text{Cl,act}} = \omega_{\text{ClO}^-} m_{\text{Sol}} = \omega_{\text{ClO}^-} \rho_{\text{Eau}} d_{\text{Javel},10\%} V_{\text{Sol}}$$

On a donc une quantité de matière :

$$n_{\text{ClO}^-} = \frac{m_{\text{ClO}^-}}{M_{\text{ClO}^-}} = \frac{\omega_{\text{ClO}^-} \rho_{\text{Eau}} d_{\text{Javel},10\%} V_{\text{Sol}}}{M_{\text{ClO}^-}}$$

Or d'après l'équation de la réaction :

$$n_{\text{Cl}_2} = n_{\text{ClO}^-} = \frac{\omega_{\text{ClO}^-} \rho_{\text{Eau}} d_{\text{Javel},10\%} V_{\text{Sol}}}{M_{\text{ClO}^-}}$$

On a donc en appliquant la loi des gaz parfaits :

$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}_2} RT}{P} = \frac{\omega_{\text{ClO}^-} \rho_{\text{Eau}} d_{\text{Javel}, 10\% RT} V_{\text{Sol}}}{M_{\text{ClO}^-} P}$$

On peut faire l'application numérique :

$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{0,960 \times 1,00 \cdot 10^3 \times 1,158 \times 8,314 \times 273 \times 1,00 \cdot 10^{-3}}{51,5 \times 1,013 \cdot 10^5} = 48,4 \text{ m}^3 = 48,4 \text{ L}$$

C'est donc une eau de Javel à 48,4°.

### Exercice 15: Concentration de l'eau... dans l'eau



Déterminer la concentration de l'eau dans l'eau.

**Réponse :**  $[\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

On considère un volume  $V$  d'eau. Cela représente une masse :

$$m_{\text{Eau}} = \rho_{\text{Eau}} V$$

On a donc une quantité de matière :

$$n_{\text{eau}} = \frac{m_{\text{Eau}}}{M_{\text{Eau}}} = \frac{\rho_{\text{Eau}} V}{M_{\text{Eau}}}$$

On a donc une concentration :

$$[\text{Eau}] = \frac{n_{\text{eau}}}{V} = \frac{\rho_{\text{Eau}}}{M_{\text{Eau}}}$$

On peut faire l'application numérique :

$$[\text{Eau}] = \frac{1,00 \cdot 10^3}{18,0} = 55,6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

### Exercice 16: Solution alcoolique



On souhaite préparer un mélange d'eau et d'éthanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) de degré alcoolique 14,0°. Pour ce faire, on introduit 14,0 mL d'éthanol dans une fiole jaugée de volume de 100 mL et on complète au trait de jauge avec de l'eau distillée, tout en agitant régulièrement. On mesure une masse volumique de 0,980  $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$  pour cette solution à 20°C. Déterminer la fraction massique en éthanol de cette solution, sa fraction molaire et sa concentration.

**Réponses :**  $\omega_{\text{Eth}} = 0,113$        $x_{\text{Eth}} = 0,0471$        $C_{\text{Eth}} = 2,39 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Déterminons la masse de la solution :

$$m_{\text{Sol}} = \rho_{\text{Sol}} \times V_{\text{Sol}}$$

Déterminons la masse d'éthanol introduite :

$$m_{\text{Eth}} = \rho_{\text{Eth}} \times V_{\text{Eth}}$$

On peut en déduire la masse d'eau d'après la conservation de la masse :

$$m_{\text{Eau}} = m_{\text{Sol}} - m_{\text{Eth}}$$

On peut donc calculer la fraction massique :

$$\omega_{\text{Eth}} = \frac{m_{\text{Eth}}}{m_{\text{Sol}}} = 0,113$$

On convertit les masses d'eau et d'éthanol en quantité de matière :

$$n_{Eth} = \frac{m_{Eth}}{M_{Eth}} = \frac{11,0}{2 \times 12 + 16 + 6} = 0,239 \text{ mol}$$

$$n_{Eau} = \frac{m_{Eau}}{M_{Eau}} = \frac{87,0}{2 \times 1 + 16} = 4,83 \text{ mol}$$

On a donc :

$$x_{Eth} = \frac{n_{Eth}}{n_{tot}} = \frac{0,239}{0,239 + 4,83} = 0,0471$$

Et finalement :

$$C_{Eth} = \frac{n_{Eth}}{V_{Sol}} = \frac{0,239}{0,1} = 2,39 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

### Exercice 17: Fraction molaire dans une solution de chlorure de sodium



On considère une solution de chlorure de sodium ( $\text{Na}^+, \text{Cl}^-$ ) à  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Sa densité vaut 1,05. Déterminer la fraction molaire en eau, en  $\text{Na}^+$  et en  $\text{Cl}^-$ .

### Exercice 18: Vol et dilution



Dans l'épisode 5 de la cinquième saison de Breaking Bad, Walter et Jesse veulent dérober de la méthylamine  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  (qui est en fait une solution aqueuse de méthylamine à 40 % en masse, de densité  $d = 0,897$ ,  $M_{\text{CH}_3\text{NH}_2} = 31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) en siphonnant une partie du contenu de la citerne d'un train. La citerne a une contenance totale de 91000 L. Pour éviter que l'on ne se rende compte du vol lors de la pesée des wagons à l'arrivée du train, ils décident de prélever 3785 L de la solution de méthylamine et d'ajouter 3408 L d'eau. Walter précise à l'un de ses complices que l'opération va conduire à une dilution de 4 % de la solution initiale.

- 1) Vérifier que la valeur du volume d'eau ajouté est correcte.

Calculons la masse retirée par le vol :

$$m_{Vol} = \rho_{eau} \times d \times V_{Vol} = 0,897 \times 1 \times 3785 = 3395 \text{ kg}$$

Calculons la masse ajoutée en eau :

$$m_{Ajoute} = V_{Ajoute} \times \rho_{eau} = 3408 \text{ kg}$$

La différence de masse lors du vol est de 13 kg, c'est sans doute indétectable.

- 2) Même question pour la dilution.

Calculons la concentration massique avant le vol :

$$C_{Avant} = \frac{m_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}{V_{Avant}} = \frac{m_{tot} \times \%_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}{V_{Avant}} = \frac{\rho_{eau} \times d \times V_{Avant} \times \%_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}{V_{Avant}} = 359 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Et après le vol et l'ajout d'eau :

$$\begin{aligned} C_{Après} &= \frac{m'_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}{V_{Après}} = \frac{m'_{tot} \times \%_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}{V_{Avant} - V_{Vol} + V_{Ajoute}} \\ &= \frac{\rho_{eau} \times d \times (V_{Avant} - V_{Vol}) \times \%_{\text{CH}_3\text{NH}_2}}{V_{Avant} - V_{Vol} + V_{Ajoute}} = 345 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

On calcule finalement le rapport :

$$\frac{C_{Avant}}{C_{Après}} = 1,04$$

Il y a donc bien eu une dilution de 4% .

### Exercice 19: Étude de la respiration



On considère un individu qui respire normalement. Estimer le nombre de molécules puis la masse de dioxygène absorbées par son organisme en 1h. On précise que la pression partielle en dioxygène de l'air expiré vaut 153 mbar.

**Réponses :**  $N = 2,39 \cdot 10^{24}$        $m_{O_2} = 127$  g

On commence par estimer le volume d'air respiré par heure. On suppose que l'on fait environ 16 respirations par minute. Cela représente 960 respirations par heure environ. Le volume des poumons est d'environ 6 L mais seulement 2 L sont renouvelées par inspiration. On renouvelle alors 1920 L d'air par heure dans les poumons. Comme l'air est composé à 20 % de dioxygène, on a une pression partielle en dioxygène entrante :

$$P_{O_2,e} = 0,2 \text{ bar}$$

Il ressort une pression partielle :

$$P_{O_2,e} = 0,153 \text{ bar}$$

On a donc :

$$\begin{aligned} n_{O_2} &= n_{O_2,e} - n_{O_2,s} \\ &= \frac{P_{O_2,e}V}{R \times T} - \frac{P_{O_2,s}V}{R \times T} \\ &= \frac{(P_{O_2,e} - P_{O_2,s})V}{R \times T} \\ &= 3,97 \text{ mol} \end{aligned}$$

Cela représente un nombre de molécule :

$$N = n_{O_2} \times \mathcal{N}_A = 2,39 \times 10^{24}$$

Et une masse :

$$m_{O_2} = n_{O_2} \times M_{O_2} = 127 \text{ g}$$

### Exercice 20: Nostalgie



Clément joue sur l'anse du souffleur. Il remplit un petit sceau d'eau de mer. Adulte, 20 ans plus tard, il revient et re-remplit le même sceau. En supposant une homogénéisation complète de la mer, estimer combien de molécules étaient dans le sceau de Clément aux deux moments de sa vie.

**Réponse :**  $N = 2,5 \cdot 10^8$

**Données :**

- Surface de la mer des Caraïbes : 2 640 000 km<sup>2</sup>
- Profondeur moyenne : 2000 m (estimation)

On estime le volume de la mer des Caraïbes par la formule :

$$V_{mer} = S \times P$$

On a donc :

$$V_{mer} = 5,28 \times 10^6 \text{ km}^3 = 5,28 \times 10^{15} \text{ m}^3 = 5,28 \times 10^{18} \text{ L}$$

Le sceau a une forme cylindrique avec une hauteur de 20 cm et un rayon d'environ 10 cm. On peut

alors calculer son volume :

$$V_{Sceau} = \pi r^2 h = 6,3 \times 10^3 \text{ cm}^3 = 6,3 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = 6,3 \text{ L}$$

La quantité de matière dans le sceau est alors :

$$n_{Sceau} = \frac{V_{Sceau} \times \rho_{eau}}{M_{eau}} = 350 \text{ mol}$$

La concentration de ces molécules dans la mer des Caraïbes, une fois le sceau remis à l'eau :

$$C = \frac{n_{Sceau}}{V_{mer}} = 6,6 \times 10^{-17} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

On a une fois le sceau à nouveau rempli 20 ans plus tard, une quantité :

$$n'_{Sceau} = C \times V_{sceau} = 4,2 \times 10^{-16} \text{ mol}$$

Cela représente un nombre de molécules :

$$N = n'_{Sceau} \times \mathcal{N}_A = 2,510^8$$