

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 ⁻¹)	1,0	12,0	16,0	23,0	32,1	35,5	55,8
— Masses volumiques à 20°C : $\rho_{eau} = 1,00 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$	$\rho_{CH_3CH_2OH} = 0,789 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$							
— Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$								
— 1 bar = 10 ⁵ 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 :

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

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

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

- 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 :

$$\text{— } n_{CH_4} = x_{CH_4} \times n_{tot} = 0,9 \times 500 = 45 \cdot 10^1 \text{ mol}$$

$$\text{— } n_{C_2H_6} = x_{C_2H_6} \times n_{tot} = 0,05 \times 500 = 25 \text{ mol}$$

$$\text{— } n_{C_3H_8} = x_{C_3H_8} \times n_{tot} = 0,01 \times 500 = 5,0 \text{ mol}$$

$$\text{— } n_{C_4H_{10}} = x_{C_4H_{10}} \times n_{tot} = 0,002 \times 500 = 1 \text{ mol}$$

$$\text{— } n_{N_2} = x_{N_2} \times n_{tot} = 0,022 \times 500 = 12 \text{ mol}$$

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

Exercice 3: Fractions dans un mélange hétérogène



On considère un mélange eau/toluène/benzène réalisé en ajoutant 2,0 L d'eau, 1,0 L d'octane et 4,0 L de benzène. On précise que le benzène et l'octane sont miscibles mais que l'eau n'est miscible ni au benzène, ni à l'octane. On précise les densités et les masses molaires :

Espèce	Eau	Benzène	Octane
Densité	1,00	0,88	0,70
Masse molaire ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)	18,0	78,1	114,2

- 1) Déterminer la fraction massique de chaque constituant dans sa phase.

L'eau est seule dans sa phase. Il est donc inutile de procéder au moindre calcul, on peut affirmer directement :

$$\omega_{\text{eau}} = 1$$

Calculons les masses du tol :

$$m_O = V_O d_O \rho_{\text{eau}} = 0,70 \text{ kg}$$

$$m_B = V_B d_B \rho_{\text{eau}} = 3,5 \text{ kg}$$

On a donc la masse de la phase organique :

$$m_{\text{org}} = m_B + m_O = 4,2 \text{ kg}$$

Les fractions massiques sont donc dans la phase organique :

$$\omega_O = \frac{m_T}{m_{\text{org}}} = 0,17$$

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_{\text{org}}} = 0,83$$

- 2) Déterminer la fraction massique globale de chaque constituant dans le système.

On calcule la masse de l'eau :

$$m_{\text{eau}} = V_{\text{eau}} \rho_{\text{eau}} = 2,0 \text{ kg}$$

La masse totale du système est donc :

$$m_{\text{Syst}} = m_B + m_O + m_{\text{eau}} = 6,2 \text{ kg}$$

On peut donc calculer les fractions massiques globales :

$$\omega'_{\text{eau}} = \frac{m_{\text{eau}}}{m_{\text{Syst}}} = 0,32$$

$$\omega'_B = \frac{m_B}{m_{\text{Syst}}} = 0,56$$

$$\omega'_O = \frac{m_O}{m_{\text{Syst}}} = 0,11$$

On vérifie bien que :

$$\omega'_{\text{eau}} + \omega'_B + \omega'_O \simeq 1$$

- 3) Recommencer avec les fractions molaires.

Calculons les quantités de matières de chaque espèce :

$$n_{eau} = \frac{m_{eau}}{M_{eau}} = 56 \text{ mmol}$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} = 6,1 \text{ mmol}$$

$$n_B = \frac{m_B}{M_B} = 45 \text{ mmol}$$

L'eau est toujours seule dans sa phase donc :

$$x_{eau} = 1$$

La quantité de phase organique est :

$$n_{org} = n_O + n_B = 51 \text{ mmol}$$

On a donc :

$$x_O = \frac{n_O}{n_{org}} = 0,12$$

$$x_B = \frac{n_B}{n_{org}} = 0,88$$

Et la quantité de matière totale du système est :

$$n_{Syst} = n_O + n_B + n_{eau} = 107 \text{ mmol}$$

On a donc :

$$x'_O = \frac{n_O}{n_{Syst}} = 0,057$$

$$x'_B = \frac{n_B}{n_{Syst}} = 0,42$$

$$x'_{eau} = \frac{n_{eau}}{n_{Syst}} = 0,52$$

On vérifie bien que :

$$x'_{eau} + x'_B + x'_O \simeq 1$$

Exercice 4: 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.

On étudie la dissolution de chaque solide :

L'acide chlorhydrique : il y a 150 mmol de HCl donc 150 mmol de H^+ et 150 mmol de 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 :

	FeCl_3	=	Fe^{3+}	3Cl^-
Etat initial	$n_{\text{FeCl}_3}^o$		0	0
En cours : ξ	$n_{\text{FeCl}_3}^o - \xi$		ξ	3ξ
Etat final : ξ_f	$n_{\text{FeCl}_3}^o - \xi_f$		ξ_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 :

	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	=	2Fe^{3+}	3SO_4^{2-}
Etat initial	$n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}^o$		0	0
En cours : ξ	$n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}^o - \xi$		2ξ	3ξ
Etat final : ξ_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 :

$$\xi_f = n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}^o = 50,0 \text{ mmol}$$

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 :

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

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

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

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

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 5: 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 6: Mélange de gaz parfaits



On mélange 1,0 mol de CO_2 avec 3,0 mol de O_2 sous une pression totale de 1,0 bar et à 25°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 :

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

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

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 :

$$\begin{aligned} V &= \frac{n_{\text{tot}} \times R \times T}{P_{\text{tot}}} \\ &= \frac{4 \times 8,314 \times 298}{1,0 \times 10^5} = 0,099 \text{ m}^3 \end{aligned}$$

Exercice 7: Le glaçon dans l'eau



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

- 1) Quelles sont les grandeurs manquantes 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 la 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.

L'eau liquide comme système : L'eau liquide va "recevoir" un transfert thermique négatif de la part du glaçon. Le premier phénomène est une diminution de la température jusqu'à 0°C. Si le transfert thermique du glaçon est suffisant, l'eau va changer d'état et se solidifier. Enfin, s'il reste encore de l'énergie absorbée par le glaçon, le glaçon nouvellement formé, initialement à 0°C, va se refroidir.

Exercice 8: 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 :

$$\omega_i = \frac{m_i}{m_{\text{tot}}}$$

On obtient les résultats suivants :

Constituant	Sucres	Eau	Sel	Alcool	Vitamine A	Vitamine C
Masse (g)	29.45	18.6	3.01×10^{-3}	0.0845	8×10^{-6}	5.9×10^{-3}
Fraction massique x_i	0.589	0.342	6.02×10^{-5}	1.69×10^{-3}	16×10^{-8}	11.8×10^{-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 10 g 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 ⁻¹)	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 10 g de sirop. Le volume obtenu est sans doute plus que 250 mL, ce que nous avons négligé ici.

Exercice 9: 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.

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 10: 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 : $V = 9,43 \text{ mL}$

Exercice 11: 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 : $[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 1,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Exercice 12: Solution aqueuse d'acide sulfurique

■■■□□

Une solution d'acide sulfurique concentrée (et fumant) correspond à une fraction massique de H_2SO_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 $98,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Réponse : $d_S = 1,84$

Exercice 13: Étude de la mer morte

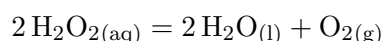
■■■□□

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 :** $[\text{Na}^+] = 5,83 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Exercice 14: 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 :



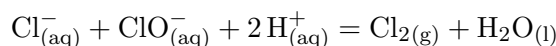
Elle est vendue dans des flacons dont l'indication est le *volume*. Il s'agit du volume maximal, en litres, de dioxygène dégagé par 1 L de la solution sous 1 bar et à $T = 20^\circ\text{C}$. Déterminer la concentration d'une eau oxygénée dite à 110 volumes.

Réponse : $[\text{H}_2\text{O}_2] = 9,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Exercice 15: Etude de l'eau de Javel

■■■□□

L'eau de Javel est composée à part égales d'ions chlorures Cl^- et d'ions hypochlorites ClO^- . Seuls les ions 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 (298 K et 1,013 bar). Déterminer le degré chlorométrique d'une solution commerciale d'eau de Javel à 9,60 % en pourcentage massique de ClO^- , aussi appelé chlore actif. On précise que la densité de l'eau de Javel à 10% vaut 1,158.

Données :

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

— $d_{\text{Javel}} = 1,158$

Réponses : 55,7%

Exercice 16: Concentration de l'eau... dans l'eau

■■■□

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

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

Exercice 17: 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 : $\omega_{\text{Eth}} = 0,113$ $x_{\text{Eth}} = 0,0471$ $C_{\text{Eth}} = 2,39 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Exercice 18: Fraction molaire dans une solution de chlorure de sodium

■■■□

On considère une solution de chlorure de sodium (Na^+, Cl^-) à $0,500 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Sa densité vaut 1,05. Déterminer les fractions molaires et massiques en eau, en Na^+ et en Cl^- , sans approximation sur la masse d'eau.

Réponse :

Fraction	Na^+	Cl^-	H_2O	Somme
Massique (%)	0,762	1,70	97,1	99,6
Molaire (%)	0,867	0,867	98,3	100

Exercice 19: Vol et dilution

■■■□

Dans l'épisode 5 de la cinquième saison de Breaking Bad, Walter et Jesse veulent dérober de la méthylamine CH_3NH_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.
- 2) Même question pour la dilution.

Exercice 20: 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 : $N = 2,39 \cdot 10^{24}$ $m_{\text{O}_2} = 127 \text{ g}$

Exercice 21: Nostalgie

■■■■

Clément joue sur l'anse du souffleur. Il remplit un petit seau d'eau de mer. Adulte, 20 ans plus tard, il revient et re-remplit le même seau. En supposant une homogénéisation complète de la mer, estimer combien de molécules étaient dans le seau 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 km²
- Profondeur moyenne : 2000 m (estimation)