

CHAPITRE – COMPOSITION D'UN SYSTÈME CHIMIQUE

EXERCICES À RÉALISER EN AUTONOMIE :

- Exercice résolu page 21, page 39 ;
- QCM page 22, page 40 ;
- Exercices corrigés n° 11 page 22, 16 page 23, 21 page 24, 28 page 24, 32 page 25, 10 page 40, 13 page 41, 16 page 41, 21 page 42, 23 page 43 ;
- Exercices facultatifs n° 13 page 23, 20 page 23, 22 page 24, 24 page 24, 29 page 25, 34 page 25, 38 page 26, 39 page 26, 19 page 42, 26 page 44, 28 page 45.

▪ EXERCICE 12 PAGE 22

Masse molaire, concentrations

Calcul de la masse molaire de l'espèce :

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12M(C) + 22M(H) + 11M(O)$$

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \times 12,0 \frac{g}{mol} + 22 \times 1,0 \frac{g}{mol} + 11 \times 16,0 \frac{g}{mol} = 342 \frac{g}{mol}$$

Calcul de la concentration en masse de saccharose dans la solution :

$$C_m = \frac{m_{\text{saccharose}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{m}{100 \text{ mL}} = \frac{15 \text{ g}}{0,100 \text{ L}} = 1,5 \times 10^2 \text{ g/L}$$

Calcul de la concentration en quantité de matière en saccharose dans la solution :

$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{1,5 \times 10^2 \text{ g/L}}{342 \text{ g/mol}} = 0,44 \text{ mol/L}$$

▪ EXERCICE 15 PAGE 22

Masse et quantité de matière

Rappel : $m = n \times M$

| Espèce chimique | Masse molaire (g/mol) | Quantité de matière (mol) | Masse (g) |
|---------------------------------|-----------------------|---------------------------|--------------------------|
| Saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ | 342 | $2,0 \times 10^{-1}$ | 68,4 |
| Dioxyde d'azote NO_2 | 46 | $3,3 \times 10^{-3}$ | $1,5 \times 10^{-1}$ |
| Chloroforme $CHCl_3$ | 119,5 | $5,0 \times 10^{-2}$ | $5,975 \approx 6,0$ (CS) |

▪ EXERCICE 18 PAGE 22

Masse molaire, quantité de matière

$$1. M(C_3H_6O) = 3M(C) + 6M(H) + M(O) = 3 \times 12,0 \frac{g}{mol} + 6 \times 1,0 \frac{g}{mol} + 16,0 \frac{g}{mol} = 58 \text{ g/mol}$$

$$2. n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{0,78 \frac{g}{mL} \times 100 \text{ mL}}{58 \text{ g/mol}} = 1,3 \text{ mol.}$$

▪ EXERCICE 23 PAGE 24

Masse molaire, concentrations

$$1. M(NaHCO_3) = M(Na) + M(H) + M(C) + 3M(O) = (23,0 + 1,0 + 12,0 + 3 \times 16,0) \frac{g}{mol} = 84 \text{ g/mol}$$

$$2. C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{10 \text{ g}}{1 \text{ L}} = 10 \text{ g/L} \text{ et } C = \frac{C_m}{M} = \frac{10 \text{ g/L}}{84 \text{ g/mol}} = 0,12 \text{ mol/L}$$

$$3. C = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V} = \frac{m}{VM} = \frac{10 \text{ g}}{84 \frac{g}{mol} \times 1,0 \text{ L}} = 0,12 \text{ mol/L}$$

▪ **EXERCICE 25 PAGE 24**

Volume, quantité de matière

1. Le volume d'une sphère de rayon R vaut $V = \frac{4}{3}\pi R^3$. Comme $R = 14 \text{ cm} = 0,14 \text{ m}$,

$$V = \frac{4}{3}\pi \times (0,14 \text{ m})^3 = 0,011 \text{ m}^3$$

Comme $1 \text{ m}^3 = 1\,000 \text{ L}$, $V = 0,011 \times 1\,000 \text{ L} = 11 \text{ L}$

2. À la température et à la pression indiquées par l'énoncé, le volume molaire des gaz vaut :

$$V_m = 22,4 \text{ L/mol}$$

La quantité de matière en hélium présente dans le ballon vaut :

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{11 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 0,51 \text{ mol}$$

▪ **EXERCICE 35 PAGE 26**

Incertitudes

1. On écarte la valeur 12,5 L/mol, pour laquelle il faudra refaire l'expérience.

2. À l'aide d'un tableur, on calcule la valeur moyenne égale à 23,9625 L/mol.

3. L'écart-type vaut 0,25035689 L/mol.

4. On considère que l'incertitude est donnée par la valeur de l'écart-type. En ne gardant que deux chiffres significatifs,

$$U(V_m) = 0,25 \text{ L/mol}$$

L'estimation du volume molaire est donnée par la valeur moyenne :

$$V_m = 23,96 \text{ L/mol}$$

On garde autant de chiffres significatifs qu'il en faut pour atteindre le dernier de l'incertitude. Or l'incertitude est donnée au centième près.

5. À cette température, la valeur de référence vaut 24,0 L/mol. Cette valeur est bien comprise dans l'intervalle expérimental $[V_m - U(V_m); V_m + U(V_m)]$. L'expérience est donc compatible avec la valeur de référence. L'écart entre les deux valeurs ne représente que 0,17 %.

▪ **EXERCICE 41 PAGE 27**

Masse, masse molaire, volume, solution

Étude de la prescription du médecin :

La jeune fille pèse 15 kg. La dose indiquée est de 50 mg de médicament par kilogramme de masse corporelle et par jour. Il faut donc administrer $15 \times 50 \text{ mg}$ à la jeune fille chaque jour soit 750 mg par jour.

Étude de la notice du médicament :

D'après la formule brute du principe actif, la masse molaire vaut :

$$M(C_{18}H_{18}N_8O_7S_3) = 554,3 \text{ g/mol}$$

La quantité de matière totale contenue dans le médicament est de 1,80 mmol, ce qui correspond à une masse égale à :

$$m_{tot} = 1,80 \text{ mmol} \times 554,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 998 \text{ mg}$$

Cette masse est dissoute dans un volume de 10 mL.

Pour injecter à la jeune fille non pas 998 mg de principe actif, mais seulement 750 mg, il ne faut pas injecter la totalité des 10 mL de solution préparée, mais seulement

$$V_{injection} = \frac{750 \text{ mg}}{998 \text{ mg}} \times 10 \text{ mL} = 7,5 \text{ mL}$$

▪ **EXERCICE 14 PAGE 41** Beer-Lambert

Cet exercice peut être résolu selon deux méthodes :

▪ avec les données de l'en-tête, calculer la valeur du coefficient d'extinction molaire de l'espèce chimique en solution colorée, puis réinvestir cette valeur dans les deux questions en employant la loi de Beer-Lambert :

$$\epsilon(520 \text{ nm}) = \frac{A(520 \text{ nm})}{\ell \times c} = \frac{1,8}{1,0 \text{ cm} \times 1,0 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 1,8 \text{ kL} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$$

▪ exploiter que la loi de Beer-Lambert est une relation de proportionnalité entre les différentes grandeurs.

1. La situation de cette consigne revient à étudier la situation de l'énoncé, mais avec une cuve deux fois moins épaisse. Comme l'absorbance est proportionnelle à l'épaisseur, toutes choses égales par ailleurs, cette nouvelle situation amène à une absorbance elle aussi deux fois plus petite, soit 0,9.

2. La situation de cette consigne revient à étudier la situation de l'énoncé, mais avec une solution deux fois moins concentrée. Comme l'absorbance est proportionnelle à la concentration, toutes choses égales par ailleurs, cette nouvelle situation amène à une absorbance elle aussi deux fois plus petites, soit 0,9.

▪ **EXERCICE 21 PAGE 42** Beer-Lambert

Deux méthodes pour résoudre cet exercice.

▪ Première méthode : par lecture graphique, on cherche l'antécédent de 0,52 sur la droite rouge. Le graphique étant petit, on estime que l'antécédent vaut environ 550 $\mu\text{mol/L}$. Évidemment, le nombre de chiffres significatifs est trop grand, on écrira plus volontiers 0,55 mmol/L. Cette valeur est la concentration en chlorure de nickel dans la solution diluée cent fois. La solution-mère possède donc une concentration 100 fois plus grande, soit 55 mmol/L.

▪ Deuxième méthode :

On établit l'équation de la droite en rouge dans le graphique. Il s'agit d'une droite passant par l'origine, donc de la représentation graphique d'une fonction linéaire. Il existe un coefficient directeur k tel que :

$$A = k \cdot c$$

Déterminons k . Pour cela, on repère deux points **de la droite rouge** dont les coordonnées sont pratiques, par exemple l'origine, de coordonnées (0, 0), et puis un point éloigné, par exemple celui de coordonnées (1 000 $\mu\text{mol/L}$, 0,9).

$$k = \frac{0,9 - 0}{1000 \mu \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 0} = 9,0 \times 10^{-4} \frac{\text{L}}{\mu\text{mol}}$$

L'équation de la droite rouge est donc :

$$A = 9,0 \times 10^{-4} \frac{\text{L}}{\mu\text{mol}} \times c$$

Dans l'énoncé, on apprend que $A = 0,52$. La valeur de c qui lui correspond est :

$$c = \frac{A}{9,0 \times 10^{-4} \frac{\text{L}}{\mu\text{mol}}} = \frac{0,52}{9,0 \times 10^{-4} \frac{\text{L}}{\mu\text{mol}}} = 578 \mu \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx 0,58 \frac{\text{mmol}}{\text{L}} \text{ (CS)}$$

Compte-tenu de la dilution par cent, la concentration de la solution mère vaut :

$$c = 58 \text{ mmol/L}$$

▪ EXERCICE 25 PAGE 43

Spectre, Beer-Lambert, incertitudes

1. Le spectre montre que la solution n'absorbe pas ou peu les rayonnements lumineux de couleurs violette, bleue et rouge, mais absorbe beaucoup les rayonnements de couleur jaune et verte. La solution semble donc rouge un peu rosé.

2.a. Il faut régler le spectrophotomètre (ou colorimètre) à la longueur d'onde la plus absorbée, c'est-à-dire vers 530 nm.

2.b. Il faut préparer des solutions filles en azorubine de concentrations plus connues, mesurer pour chacune la valeur de son absorbance, tracer le graphique donnant l'absorbance d'une solution d'azorubine en fonction de sa concentration, mesurer l'absorbance de la solution dont la concentration est inconnue et comparer avec le graphique pour déterminer sa concentration par exemple en mesurant l'antécédent graphique qui correspond à la valeur de l'absorbance qui a été mesurée.

2.c. Par lecture graphique, $A = 0,15 \Leftrightarrow c \approx 25 \mu\text{mol/L}$. Comme la solution a été diluée 5 fois, la concentration de la solution-mère vaut $c_{\text{mère}} = 5c = 125 \mu \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx 0,13 \frac{\text{mmol}}{\text{L}}$ (CS)

3. Dans un sirop dilué 7 fois, la concentration vaut $c_{\text{sirop}} = \frac{c_{\text{mère}}}{7} = 18 \mu \frac{\text{mol}}{\text{L}}$. Un verre mesure 0,200 L, il contient donc une quantité de matière en colorant égale à $n = 18 \mu \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,200 \text{ L} = 3,6 \mu\text{mol}$.

Cette quantité de matière équivaut à une masse de colorant égale à

$$m = n \times M = 3,6 \mu\text{mol} \times 502 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1807 \mu\text{g} = 1,8 \text{ mg (dans un verre)}$$

L'enfant peut absorber chaque jour une masse maximale égale à $4 \text{ mg/kg} \times 30 \text{ kg} = 120 \text{ mg}$.

Il peut donc avaler $N = \frac{120 \text{ mg/j}}{1,8 \text{ mg/verre}} = 66 \text{ verres/j}$.

4.a. $\bar{A} = 0,1575$; l'écart-type vaut $S = 0,027$. L'incertitude vaut $u(A) = \frac{0,027}{\sqrt{8}} = 0,0096$.

4.b. La valeur est donnée sous la forme de la moyenne et de l'incertitude associée :

$$A = 0,1575 \pm 0,0096.$$

4.c. L'intervalle de confiance de l'absorbance est [0,1479 ; 0,1671]. La valeur de la question 2c (0,15) est bien comprise dans cet intervalle de confiance, elle est conforme aux mesures des étudiants.