Dosage colorimétrique de l'aluminium

Bac S 2011 Amérique du Sud (ancien programme) · Exercice 2 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Retrouver qu'il faut peser 1,97 g de chlorure d'aluminium hexahydraté pour préparer un litre de solution mère.

Données utiles $c = 8{,}15\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V = 1{,}00\ \text{L}$; $M = 241{,}5\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Une mole de solide $AlCl_3, 6\,H_2O$ apporte une mole d'ions Al^{3+} : la quantité de solide à dissoudre est $n = cV$.

La masse correspondante est $m = n\,M = c\,V\,M$.

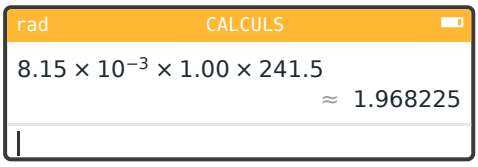
$$m = 8{,}15 \times 10^{-3} \times 1{,}00 \times 241{,}5 = 1{,}97\ \text{g}$$

$m = 1{,}97$ g : on retrouve bien la masse annoncée.

PIÈGE
Laisser la concentration en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$: on obtiendrait 1970, soit une masse en milligrammes. Il faut convertir en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ avant de multiplier par M.

COMPRENDRE
Trois chiffres significatifs, comme c et V, les données les moins précises. La masse molaire utilisée est celle du solide hydraté, eau comprise, puisque c'est lui que l'on pèse.

À LA CALCULATRICE



1.2 Quel est le volume de solution mère à prélever pour préparer la solution S_0 ?

Données utiles dilution 100 fois ; $V_0 = 100{,}0$ mL

Diluer 100 fois, c'est diviser la concentration par le facteur de dilution $F = 100$. La quantité de soluté est conservée, donc

$$F = \frac{V_0}{V_{\text{mère}}} \quad \text{soit} \quad V_{\text{mère}} = \frac{V_0}{F} = \frac{100{,}0}{100}$$

$V_{\text{mère}} = 1{,}00$ mL

COMPRENDRE
La solution S_0 a donc pour concentration $c_0 = \dfrac{8{,}15}{100} = 8{,}15 \times 10^{-2}\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$, valeur utile à la question 2.4.

MÉTHODE
Pour toute dilution : $c_{\text{mère}}\,V_{\text{mère}} = c_{\text{fille}}\,V_{\text{fille}}$. Le facteur de dilution est aussi bien le rapport des concentrations que le rapport inverse des volumes.

2.1 Donner un critère qui permet de choisir la longueur d'onde du spectrophotomètre.

On trace le spectre d'absorption de l'espèce colorée, c'est-à-dire son absorbance en fonction de la longueur d'onde.

On règle l'appareil sur la longueur d'onde λ_{max} pour laquelle l'absorbance de l'espèce colorée est maximale.

COMPRENDRE
Au maximum d'absorption, l'absorbance mesurée est la plus grande pour une concentration donnée : la mesure est plus sensible et son incertitude relative plus faible.

2.2 Quelle verrerie de la liste permet de prélever un volume de 5 mL sans recherche de précision ?

L'aluminon est en large excès : son volume n'a pas besoin d'être connu avec précision. Une verrerie graduée, rapide à utiliser, suffit.

L'éprouvette graduée de 10 mL.

COMPRENDRE
La pipette graduée de 10 mL conviendrait aussi, mais elle est plus précise que nécessaire. Le bécher n'est pas un instrument de mesure de volume. La pipette jaugée est réservée aux prélèvements précis, comme ceux de S_0.

2.3 Quel est le rôle de la solution S_1 dans cette série de mesures ?

La solution S_1 contient l'aluminon, le tampon et l'eau, mais pas d'aluminium : elle ne contient donc pas l'espèce colorée étudiée.

S_1 sert à faire le « blanc » : on règle le zéro d'absorbance du spectrophotomètre avec elle.

COMPRENDRE
Après ce réglage, l'absorbance mesurée pour les autres solutions est due à la seule espèce colorée formée avec l'aluminium, et non à la cuve, au solvant ou à l'aluminon en excès.

2.4 Calculer la concentration molaire en élément aluminium de la solution S_4.

Données utiles $c_0 = 8{,}15 \times 10^{-2}\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ (Q1.2) ; volume de S_0 prélevé : $V_p = 6{,}0$ mL ; volume de la fiole : $V_f = 50{,}0$ mL

La solution S_4 est obtenue en diluant 6,0 mL de S_0 dans une fiole de 50,0 mL. La quantité d'aluminium est conservée :

$$c_0\,V_p = C_4\,V_f \quad \text{soit} \quad C_4 = \frac{c_0\,V_p}{V_f}$$

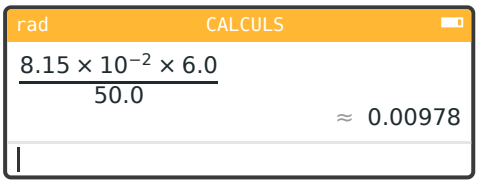
$$C_4 = \frac{8{,}15 \times 10^{-2} \times 6{,}0}{50{,}0} = 9{,}8 \times 10^{-3}\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$C_4 = 0{,}98 \times 10^{-2}\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$

PIÈGE
Utiliser la concentration de la solution mère (8,15) au lieu de celle de S_0, cent fois plus petite. Les volumes peuvent rester en mL, puisqu'ils interviennent par leur rapport.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme le volume 6,0 mL. Écrit en 10^{-2}, le résultat se place bien entre ceux de S_3 et de S_5 dans le tableau.

À LA CALCULATRICE



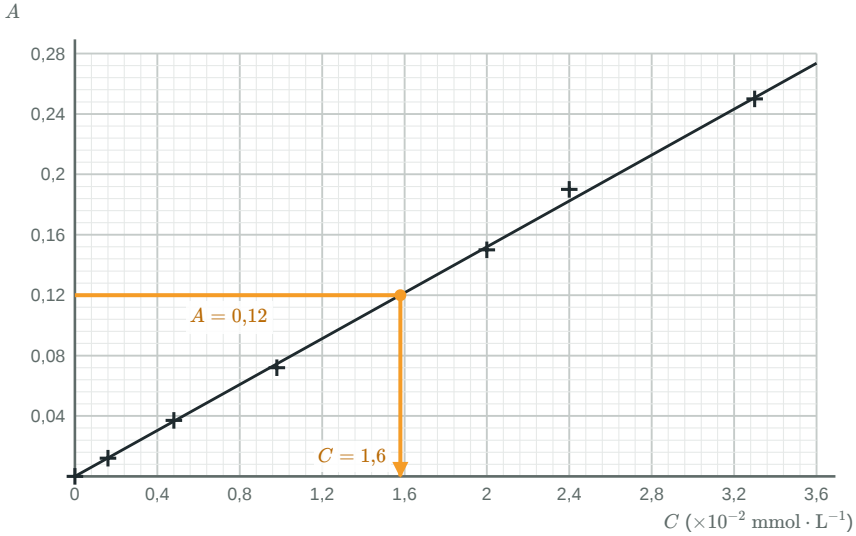
3.1 Tracer le graphe représentant l'absorbance en fonction de la concentration molaire en élément aluminium.

Données utiles tableau du sujet ; $C_4 = 0{,}98 \times 10^{-2}\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ (Q2.4)

On place les sept points du tableau, avec C en abscisse et A en ordonnée, en respectant l'échelle imposée. Les points sont pratiquement alignés avec l'origine : on trace à la règle la droite passant par l'origine et au plus près de l'ensemble des points.

Le graphe est une droite passant par l'origine (voir figure).

MÉTHODE
On ne relie pas les points entre eux : la droite passe au milieu du nuage, avec des points de part et d'autre. La lecture en orange sert à la question 3.4.



3.1 · Absorbance en fonction de la concentration en élément aluminium

3.2 Quelle est la relation mathématique entre l'absorbance A et la concentration molaire C ?

Le graphe est une droite passant par l'origine : l'absorbance est proportionnelle à la concentration.

$A = k\,C$, où k est le coefficient directeur de la droite.

COMPRENDRE
C'est la loi de Beer-Lambert, valable pour des solutions suffisamment diluées. La constante k dépend de l'espèce colorée, de la longueur d'onde et de l'épaisseur de la cuve.

3.3 En déduire la relation numérique entre A et C et préciser l'unité de la valeur numérique trouvée.

Données utiles point lu sur la droite tracée : $C = 2{,}5 \times 10^{-2}\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$; $A = 0{,}19$

Le coefficient directeur se calcule avec un point de la droite tracée, choisi loin de l'origine :

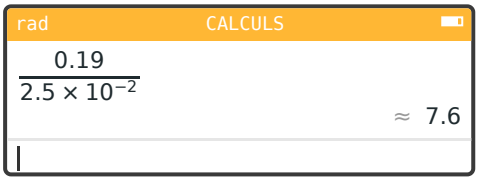
$$k = \frac{A}{C} = \frac{0{,}19}{2{,}5 \times 10^{-2}} = 7{,}6\ \text{L} \cdot \text{mmol}^{-1}$$

L'absorbance est sans unité : k a l'unité inverse de celle d'une concentration.

$A = 7{,}6 \times C$, avec C en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $k = 7{,}6\ \text{L} \cdot \text{mmol}^{-1}$

PIÈGE
Prendre un point du tableau plutôt qu'un point de la droite : chaque mesure porte une erreur que la droite moyenne compense. Selon le tracé, une valeur de k comprise entre 7,5 et 7,7 est acceptable.

À LA CALCULATRICE



3.4 L'absorbance d'un échantillon d'eau vaut 0,12. En déduire sa concentration molaire en élément aluminium. Cette eau respecte-t-elle le critère de potabilité ?

Données utiles $A = 0{,}12$; $k = 7{,}6\ \text{L} \cdot \text{mmol}^{-1}$ (Q3.3) ; norme : $7{,}4\ \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$C = \frac{A}{k} = \frac{0{,}12}{7{,}6} = 1{,}6 \times 10^{-2}\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

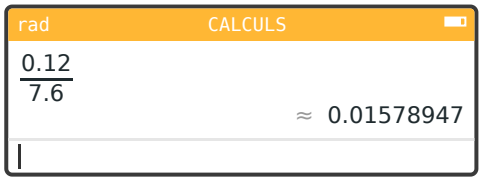
Conversion : $1\ \text{mmol} = 10^{3}\ \mu\text{mol}$, donc $C = 16\ \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La lecture graphique donne la même valeur.

Or $16\ \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} > 7{,}4\ \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$C = 16\ \mu\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$: la norme est dépassée, cette eau ne respecte pas le critère de potabilité.

PIÈGE
Comparer $1{,}6 \times 10^{-2}$ à 7,4 sans convertir : les deux valeurs ne sont pas dans la même unité, et l'on conclurait à tort que l'eau est potable.

À LA CALCULATRICE



3.5 Peut-on analyser avec cette technique des eaux dont la concentration en élément aluminium est environ 10 fois supérieure à celle de S_7 ? Que faut-il faire ?

Données utiles S_7 : $A = 0{,}25$

Si la proportionnalité se prolongeait, l'absorbance serait environ $10 \times 0{,}25 = 2{,}5$. Cette valeur est très en dehors de la gamme d'étalonnage (0 à 0,25). À une absorbance aussi élevée, presque toute la lumière est absorbée, la mesure devient imprécise, et rien ne garantit que la relation $A = k\,C$ reste valable.

Non, pas directement : il faut d'abord diluer l'échantillon, au moins 10 fois, mesurer l'absorbance de la solution diluée, puis multiplier la concentration obtenue par le facteur de dilution.

COMPRENDRE
Une droite d'étalonnage ne s'utilise qu'entre ses points extrêmes. Au-delà, on extrapole sans preuve. Diluer ramène l'échantillon dans le domaine où la loi a été vérifiée.