

Contrôle de qualité par dosage

Correction des exercices

Exercice 2

1. a. D'après la loi de Beer-Lambert, on a $A = k \cdot c$ avec A l'absorbance de la solution (sans unité), c la concentration molaire de l'espèce colorée (en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ par exemple) et k le coefficient de proportionnalité (en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$ par exemple).

b. Si la solution contient plusieurs espèces colorées, l'absorbance de la solution est la somme des absorbances dues à chaque espèce prise individuellement : $A = A_1 + A_2 + A_3 + \dots$

2.a. On a $\sigma = \lambda \cdot c$ avec σ la conductivité de l'ion (en $\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$), c la concentration molaire de l'ion (en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ par exemple) et λ la conductivité ionique molaire de l'ion (en $\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ par exemple).

b. D'après la loi de Kohlrausch, la conductivité d'une solution est la somme des conductivités de chaque ion présent : $\sigma_{\text{solution}} = \sum \lambda_i \cdot c_i$.

3. La conductance et la conductivité de la solution sont des grandeurs proportionnelles. La conductivité se mesure avec un conductimètre étalonné et la conductance se mesure avec un conductimètre qui n'est pas nécessairement étalonné.

Exercice 3

3 1. On doit utiliser la loi de Kohlrausch :

$$\sigma_{\text{solution}} = \sigma_1 + \sigma_2 + \dots = \sum \sigma_i = \sum \lambda_i \cdot c_i$$

avec σ_{solution} la conductivité de la solution en $\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$, λ_i les conductivités ioniques molaires en $\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$ et c_i les concentrations molaires en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$.

2.

Nom de la solution	Concentration molaire ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)	Ions présents	Conductivité ($\text{S} \cdot \text{m}^{-1}$)
Chlorure de potassium	$1,0 \times 10^{-2}$	K^+, Cl^-	$(7,4 \times 10^{-3} + 7,6 \times 10^{-3}) \times 1,0 \times 10^{-2} \times 10^3 = 1,5 \times 10^{-1}$
Hydroxyde de sodium	0,002 00	Na^+, HO^-	$(5,0 \times 10^{-3} + 19,8 \times 10^{-3}) \times 0,002 00 \times 10^3 = 5,0 \times 10^{-2}$
Acide chlorhydrique	300×10^{-5}	$\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$	$(35,0 \times 10^{-3} + 7,6 \times 10^{-3}) \times 300 \times 10^{-5} \times 10^3 = 1,3 \times 10^{-1}$

Exercice 6

1. Pour mesurer l'absorbance des solutions, on se place à une longueur d'onde proche de la longueur d'onde d'absorbance maximale, ce qui correspond, d'après le spectre d'absorbance de la caféine, à 271 nm.

2. D'après la loi de Beer-Lambert, l'absorbance est proportionnelle à la concentration, donc le graphe représentant l'absorbance en fonction de la concentration d'une espèce donnée est une droite passant par l'origine.

3. Le café qui contient le plus de caféine est celui dont la concentration massique en caféine est la plus élevée, ce qui correspond, d'après la courbe d'étalonnage, au café note 2.

4. La solution qui a été utilisée pour tracer le spectre d'absorbance a une absorbance de 0,53 à 271 nm.

D'après la courbe d'étalonnage, la solution qui a une absorbance de 0,5 à 271 nm a une concentration massique de 16 mg.L^{-1} .

Exercice 10

1. On note n_i les quantités de matière initialement présentes et n_E les quantités de matière versées à l'équivalence.

a. $n(\text{I}_2)_i = n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_E/2$.

b. $n(\text{Fe}^{2+})_i/5 = n(\text{MnO}_4^-)_E$.

c. $n(\text{H}_2\text{O}_2)_i/5 = n(\text{MnO}_4^-)_E/2$.

2. a. $c \cdot V = c' \cdot V'_E/2$ donc $c = c' \cdot V'_E/(2 V)$.

b. $c \cdot V/5 = c' \cdot V'_E$ donc $c = 5 c' \cdot V'_E/V$.

c. $c \cdot V/5 = c' \cdot V'_E/2$ donc $c = 5 c' \cdot V'_E/(2 V)$.

Exercice 14

1. L'équation de la réaction support de titrage est : $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{HO}^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l})$.

2. a. Le graphe du haut représente la conductance en mS en fonction du volume de solution titrante versée en mL lors du titrage conductimétrique. Celui du bas représente le pH (sans unité) en fonction du volume de solution titrante versée en mL lors du titrage pH métrique.

b. Pour le graphe du haut, il faut tracer les droites de régression et déterminer l'abscisse du point d'intersection de ces deux droites. Le volume équivalent vaut 10,0 mL. Sur le graphe du bas, la méthode des tangentes permet de trouver un volume équivalent de 10,0 mL.

3. Avant l'équivalence, on verse des ions hydroxyde et sodium, mais les ions hydroxyde réagissent avec les ions oxonium présents. Ainsi, tout se passe comme si les ions oxonium présents dans le bécher étaient remplacés progressivement par des ions sodium, qui ont une conductivité moindre. Donc la conductivité diminue avant l'équivalence. Après l'équivalence, on continue de verser des ions hydroxyde et sodium, donc la conductivité de la solution augmente.

Exercice 18

1. Voir cours.



Cette réaction doit être quantitative.

3. D'après la courbe de suivi de titrage, le pH à l'équivalence vaut 8,0. On choisit un indicateur coloré dont la zone de virage contient ce pH : le rouge de crésol convient.

4. a. L'équivalence est l'état final du système pour lequel les réactifs titrant et titre ont été introduits en proportions stœchiométriques.

b. La méthode des tangentes permet de trouver $V_{BE} \approx 14,5 \text{ mL}$.

5. Soit $n(\text{AH})_i$ la quantité de matière de AH à doser et $n(\text{HO}^-)_E$ la quantité de matière d'ions HO^- versée à l'équivalence.

$$n(\text{AH})_i = n(\text{HO}^-)_E = c_B \cdot V_{BE} = 2,00 \cdot 10^{-2} \times 14,4 \cdot 10^{-3} = 2,88 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

6. Dans la fiole jaugée de 100,0 mL, il y avait une quantité de matière de AH égale $10 n(\text{AH})_i$.

D'où $m = 10 n(\text{AH})i . M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$.

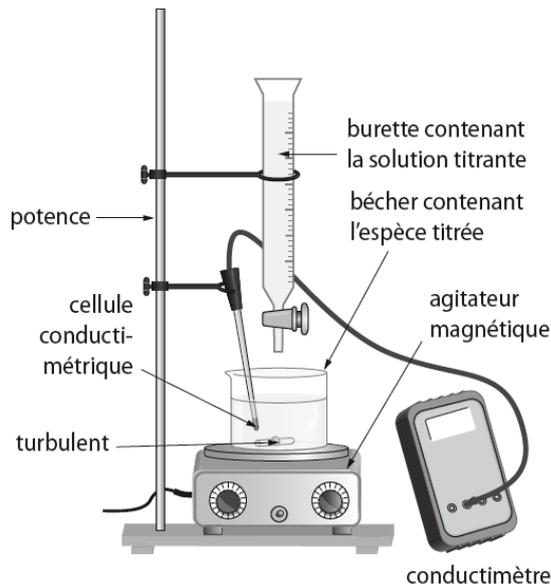
$m = 2,88 \times 10^{-3} \times 176 = 507 \text{ mg} \approx 500 \text{ mg}$.

L'indication du fabricant « vitamine C 500 » indique qu'un comprimé de vitamine C contient 500 mg d'acide ascorbique.

Exercice 20

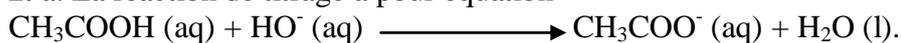
1. a. On ajoute 150 mL d'eau distillée pour que la cellule conductimétrique plonge correctement dans la solution et pour pouvoir négliger l'effet de dilution sur la conductance lors du dosage.

b.



c. On doit réaliser une dilution au vingtième : le rapport entre les volumes des solutions mères et fille doit donc être de 20. On peut prélever 5,0 mL de solution commerciale avec une pipette jaugée de 5 mL et les introduire dans une fiole jaugée de 100,0 mL, puis compléter jusqu'au trait de jauge en prenant soin de mélanger pour homogénéiser lorsque la fiole est à moitié remplie.

2. a. La réaction de titrage a pour équation



b. Avant l'équivalence, on ajoute en solution des ions hydroxyde et des ions sodium. Les ions hydroxyde réagissent avec l'acide acétique (qui ne conduit pas le courant) pour former des ions éthanoate, donc s'ajoutent à la conductivité initiale de la solution, celle des ions sodium et celle des ions éthanoate, qui sont toutes deux faibles. Donc la conductance de la solution augmente, mais faiblement. Après l'équivalence, on ajoute des ions hydroxyde qui restent en solution et qui ont une conductivité très importante, et des ions sodium. Donc la conductance de la solution augmente de manière plus importante.

c. Le volume équivalent correspond sur le graphe à l'abscisse du point d'intersection des droites modélisant les points expérimentaux avant et après l'équivalence.

On trouve $V_E = 12 \text{ mL}$ (on ne peut pas réellement être plus précis que cela).

d. A l'équivalence, on a ici, d'après les coefficients stœchiométriques de l'équation de titrage : $c_{\text{Ad}} \cdot V_{\text{A}} = c_{\text{B}} \cdot V_{\text{E}}$.

$$\text{Donc } c_{\text{Ad}} = c_{\text{B}} \cdot V_{\text{E}} / V_{\text{A}} = 5,0 \times 10^{-2} \times 12 \times 10^{-3} / (10,0 \times 10^{-3}) \\ = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

e. On a donc $c_{\text{A}} = 20 \cdot c_{\text{Ad}} = 20 \times 6,0 \times 10^{-2} = 1,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. a. On a $m_{\text{A}}(100 \text{ g}) = n_{\text{A}}(100 \text{ g}) \cdot M = (c_{\text{A}} \cdot V(100 \text{ g})) \cdot M \\ = (1,2 \times 100 \times 10^{-3}) \times 60,0 = 7,2 \text{ g}.$

Le vinaigre étudié a donc une acidité de 7,2°.

b. L'écart relatif vaut $|7 - 7,2|/7 = 2,9 \% < 5 \%$. Les deux valeurs sont concordantes.