

ACH13 – CORRIGÉ DES EXERCICES

Exercice 3 page 478

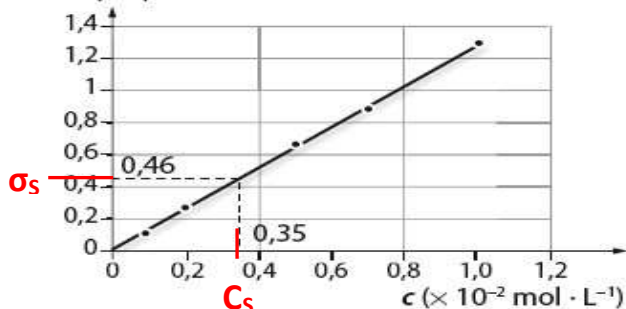
1. On doit utiliser la loi de Kohlrausch : $\sigma_{\text{solution}} = \sigma_1 + \sigma_2 + \dots = \sum \sigma_i = \sum \lambda_i \times c_i$ avec σ_{solution} la conductivité de la solution en S. m⁻¹, λ_i les conductivités ioniques molaires en S. m². mol⁻¹ et c_i les concentrations molaires en mol. m⁻³.

2.

Nom de la solution	Concentration molaire (mol · L ⁻¹)	Ions présents	Conductivité (S · 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}	H ₃ O ⁺ , 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 4 page 478

1. et 2. G (mS)



La solution S a pour concentration $0,35 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Exercice 5 page 478

1. La conductivité de la solution vaut :

$$\sigma = \lambda_{\text{K}^+} \times [\text{K}^+] + \lambda_{\text{Cl}^-} \times [\text{Cl}^-] = (\lambda_{\text{K}^+} + \lambda_{\text{Cl}^-}) \times c_0$$

2. a. La conductivité σ de la solution est proportionnelle à c_0 . Si c_0 augmente, la conductivité de la solution augmente aussi.

b. Si le volume augmente, mais que la concentration ne change pas, la conductivité de la solution ne change pas.

Exercice 6 page 478

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.

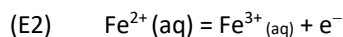
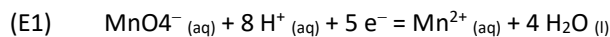
3. Le café qui contient le plus de caféine est celui dont la concentration massique en caféine est la plus élevée, ce qui correspond, d'après la courbe d'étalonnage, au café note 2.

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

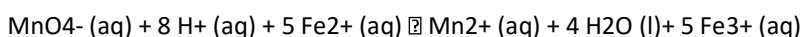
D'après la courbe d'étalonnage, la solution qui a une absorbance de 0,5 à 271 nm a une concentration massique de 16 mg · L⁻¹.

Exercice 9 page 479

1. Les demi-équations électroniques des couples en jeu sont :



En faisant (E1) + 5 × (E2), on obtient l'équation de la réaction de titrage :



2. Avant l'équivalence, le réactif titrant est le réactif limitant, il est donc entièrement consommé, tandis que le réactif titré est en excès. A

l'équivalence, les réactifs titrant et titre ont été introduits en proportions

stœchiométriques, les deux sont donc entièrement consommés, et après l'équivalence, le réactif titrant est en excès. On a donc :

Avant l'équivalence	À l'équivalence	Après l'équivalence
$n(\text{Fe}^{2+}, \text{initial}) - 5x_{\text{max}} > 0$	$n(\text{Fe}^{2+}, \text{initial}) - 5x_{\text{max}} = 0$	$n(\text{Fe}^{2+}, \text{initial}) - 5x_{\text{max}} = 0$
$n(\text{MnO}_4^-, \text{versé}) - x_{\text{max}} = 0$	$n(\text{MnO}_4^-, \text{versé}) - x_{\text{max}} = 0$	$n(\text{MnO}_4^-, \text{versé}) - x_{\text{max}} > 0$
$5 n(\text{MnO}_4^-, \text{versé}) < n(\text{Fe}^{2+}, \text{initial})$	$5 n(\text{MnO}_4^-, \text{versé}) = n(\text{Fe}^{2+}, \text{initial})$	$5 n(\text{MnO}_4^-, \text{versé}) > n(\text{Fe}^{2+}, \text{initial})$

Exercice 10 page 479

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

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

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

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

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

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

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

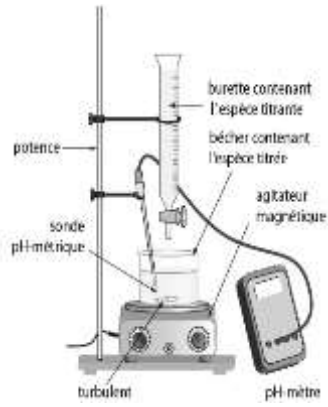
Exercice 16 page 481

1.a. Le titrage a été suivi par pH-métrie.

1.b. La pipette jaugée sert à prélever la prise d'essai, solution à doser : c'est elle qu'il faut mettre initialement dans le bécher.

1.c. Montage de titrage pH-métrique :

2. a. La réaction de titrage a pour équation : $\text{HCO}_3^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{aq}), \text{H}_2\text{O} (\text{l})$



2.b. D'après les coefficients stœchiométriques de l'équation de titrage, à l'équivalence, on a :

$n_{\text{hydro}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{E}}$ versé à l'équivalence.

D'après la méthode des tangentes, on trouve $V_{\text{AE}} = 8,0 \text{ mL}$.

2.c. On a donc $n_{\text{hydro}} = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{E}}$ versé à l'équivalence

$n_{\text{hydro}} = C_A V_{\text{AE}} = 0,40 \times 8,0 \cdot 10^{-3} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

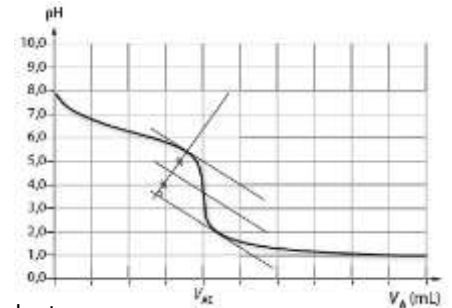
2.d. La concentration en hydrogencarbonate est donc :

$[\text{HCO}_3^-]_{\text{exp}} = n_{\text{hydro}}/V = 3,2 \cdot 10^{-3} / (20,0 \cdot 10^{-3}) = 0,16 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'écart relatif vaut :

$|[\text{HCO}_3^-]_{\text{exp}} - [\text{HCO}_3^-]_{\text{étiquette}}| / [\text{HCO}_3^-]_{\text{étiquette}}$ soit

$e = |0,16 - 0,166| / 0,166 = 0,036$ soit $e\% = 3,6\% < 5\%$. Les deux valeurs trouvées sont concordantes.



Exercice 17 page 481

1. On peut suivre le titrage par pH-métrie et déterminer le volume équivalent par la méthode des tangentes ou de la dérivée sur le graphe $\text{pH} = f(V)$. On peut également le suivre par conductimétrie et déterminer le volume équivalent qui correspond au volume pour lequel il y a rupture de pente sur le graphe $G(V)$.

2. Lors du prélèvement de la prise d'essai à la pipette, le volume se mesure avec une certaine incertitude ; les valeurs de conductance indiquées par le conductimètre contiennent une incertitude et le volume équivalent déterminé graphiquement également. Toutes ces sources d'incertitude font que tous les binômes ne trouvent pas exactement le même volume équivalent.

3. Le volume équivalent de 16,3 mL trouvé par le binôme 3 du groupe 1 est aberrant. Toutes les autres valeurs sont proches de 12 mL.

4. On trouve $V_{\text{Emoy}} = 12,02 \text{ mL}$ et $\sigma = 0,46 \text{ mL}$.

5. On calcule $\Delta V_E = 2 \sigma = 0,92 \text{ mL}$.

6. Ainsi, on a $V_E = (12,02 \pm 0,92) \text{ mL}$

7. Le résultat peut donc être donné avec trois chiffres significatifs : $V_E = 12,0 \text{ mL}$, avec incertitude sur le chiffre des dixièmes.

Exercice 18 page 481

2. $\text{AH} (\text{aq}) + \text{HO}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{A}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ Cette réaction doit être quantitative.

3. D'après la courbe de suivi de titrage, le pH à l'équivalence vaut 8,0 mL. On choisit un indicateur colore 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 titrés ont été introduits en proportions stœchiométriques.

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

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

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

7. D'où $m = 10 n(\text{AH})_i \times M(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$. A.N. : $m = 2,88 \cdot 10^{-3} \times 176$ soit $m = 507 \text{ mg} \approx 500 \text{ mg}$.

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

1.



Exercice 20 page 482

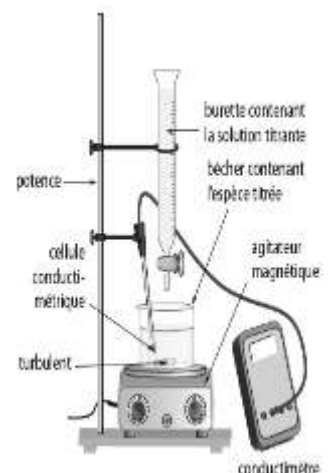
1.a. On ajoute 150 mL d'eau distillée pour que la cellule conductimétrique plonge correctement dans la solution et pour pouvoir négliger l'effet de dilution sur la conductance lors du dosage.

1.b.

1.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 : $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{HO}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

2.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.



2.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 $V_E = 12$ mL (on ne peut pas réellement être plus précis que cela).

2.d. A l'équivalence, on a ici, d'après les coefficients stœchiométriques de l'équation de titrage : $c_{Ad} \times V_A = c_B \times V_E$.

Donc $c_{Ad} = c_B \times V_E / V_A$ A.N. : $c_{Ad} = 5,0 \cdot 10^{-2} \times 12 \cdot 10^{-3} / (10,0 \cdot 10^{-3})$ soit $c_{Ad} = 6,0 \cdot 10^{-2}$ mol. L⁻¹.

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

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

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

3.b. L'écart relatif vaut $e\% = |7 - 7,2| \times 100/7$ soit $e\% = 2,9\% < 5\%$. Les deux valeurs sont concordantes.

Exercice 21 page 483

1. On a $n_D = [I_2] \times V = 2,0 \cdot 10^{-2} \times 20,0 \cdot 10^{-3}$ soit $n_D = 4,0 \cdot 10^{-4}$ mol de diode introduit.

2. La solution restant colorée, le diiode est en excès, donc le glucose est en défaut : c'est le réactif limitant.

3. Les nombres stœchiométriques devant le diiode et devant le glucose étant les mêmes dans l'équation de la réaction de titrage, on peut dire que la quantité de matière de glucose ayant réagi est la même que celle de diiode ayant réagi. On a donc $n_G = n_D - n_R$.

4.a. Il s'agit d'une courbe d'étalonnage.

4.b. Cette courbe représentant une droite passant par l'origine, elle indique que A est proportionnelle à $[I_2]$.

4.c. D'après la courbe d'étalonnage, on a : $[I_2] = 3,0$ mmol. L⁻¹. Ainsi, $n_R = [I_2] \times V = 3,0 \cdot 10^{-3} \times 50 \cdot 10^{-3}$ soit $n_R = 1,5 \cdot 10^{-4}$ mol.

4.d. On a $n_G = n_D - n_R$ donc $n_G = 4,0 \cdot 10^{-4} - 1,5 \cdot 10^{-4}$ soit $n_G = 2,5 \cdot 10^{-4}$ mol.

5. Dans 2,0 cm³ de jus de fruit, il y a $n_G = 2,5 \cdot 10^{-4}$ mol de glucose. Dans 1 L soit 1 000 cm³ de jus de fruit, il y a n'_G mol de glucose.

$n'_G = 1000 \times 2,5 \cdot 10^{-4} / 2$ soit $n'_G = 1,25 \cdot 10^{-1}$ mol de glucose dans 1 L de jus de fruit.

Ainsi, $m_G = n'_G \times M_G$ A.N. : $m_G = 0,125 \times 180$ soit pour finir $m_G = 23$ g de glucose dans 1 L de jus de fruit.