

CORRIGÉ DOSAGES DES IONS CHLORURES

1. Dosage des ions chlorures par titrage conductimétrique

- b) Obtenir et exploiter la courbe de titrage (utilisation de l'outil droite pour obtenir le point d'équivalence) :
 $V_E = 7,2 \text{ mL}$ (chute de burette de Ag^+)

c) A partir de l'écriture de l'équation de la réaction support du titrage et en justifiant, déterminer par le calcul si l'eau dessalée est potable relativement à l'ion chlorure. (donnée : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$)

L'équation de la réaction support du dosage est: $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})} = \text{AgCl}_{(\text{s})}$

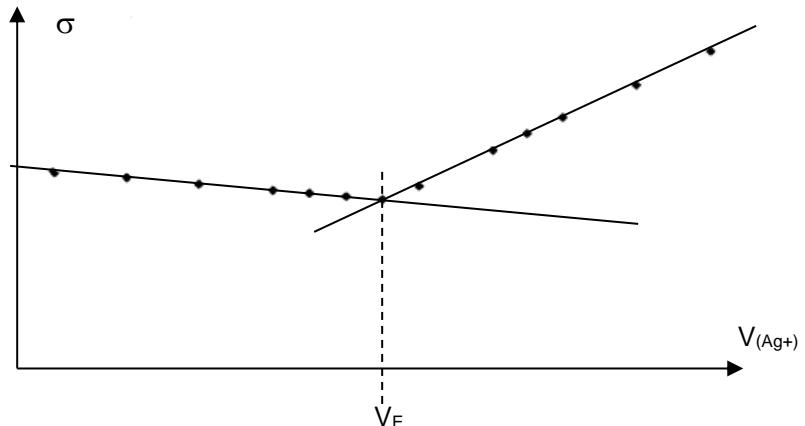
À l'équivalence $n(\text{Cl}^-) = n(\text{Ag}^+)_E$ donc $C(\text{Cl}^-) \cdot V(\text{Cl}^-) = C(\text{Ag}^+) \cdot V(\text{Ag}^+)_E$

Alors $C(\text{Cl}^-) = C(\text{Ag}^+) \cdot V(\text{Ag}^+)_E / V(\text{Cl}^-) = 0,025 \times 7,2 / 10 = 0,018 \text{ mol.L}^{-1}$

Concentration massique $C_m = C \cdot M = 0,018 \times 35,5 = 0,639 \text{ g} = 639 \text{ mg}$

L'eau n'est donc pas potable selon les normes (250 mg.L⁻¹ maximum)

- c) Interpréter l'allure de la courbe de titrage conductimétrique à l'aide des données suivantes des conductivités molaires ioniques en $\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$
 $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,63 \times 10^{-3}$; $\lambda_{\text{Ag}^+} = 6,2 \times 10^{-3}$; $\lambda_{\text{NO}_3^-} = 7,14 \times 10^{-3}$
Avant l'équivalence $[\text{Cl}^-]$ diminue et $[\text{NO}_3^-]$ augmente et $[\text{Ag}^+]$ reste nulle donc compte tenu des valeurs des λ , la conductivité diminue légèrement.
Après l'équivalence $[\text{Cl}^-]$ est nulle et $[\text{NO}_3^-]$ et $[\text{Ag}^+]$ augmentent donc la conductivité augmente
Il y a donc rupture de pente du graphe à l'équivalence.



2) Dosage des ions chlorures par titrage avec indicateur d'équivalence

- a) $V_E = 7,0 \text{ mL}$ (chute de burette de Ag^+)
b) Déduire la concentration molaire puis la concentration massique de l'ion Cl^- dans l'eau étudiée.

Le traitement est le même que pour la première méthode.

$$C(\text{Cl}^-) = C(\text{Ag}^+) \cdot V(\text{Ag}^+)_E / V(\text{Cl}^-) = 0,025 \times 7,0 / 10 = 0,0175 \text{ mol.L}^{-1}$$

Concentration massique $C_m = C \cdot M = 0,0175 \times 35,5 = 0,621 \text{ g} = 621 \text{ mg}$

- c) Relever les données nécessaires aux calculs d'incertitude et calculer l'incertitude sur la concentration massique de l'eau étudiée. Donner le résultat de la centration massique sous forme normalisée. Est-il compatible avec le résultat obtenu par la première méthode ?

$$\text{pipette : tolérance} = 0,04 \text{ mL} \quad \Delta V = 2 \times 2 \times 0,04 / \sqrt{12} = 0,05 \text{ mL}$$

$$\text{burette : tol} = 0,1 \text{ mL} ; \text{grad} = 0,1 \text{ mL} \quad \Delta V_{\text{burette}} = 2 \sqrt{\left(\frac{\text{tol}}{\sqrt{3}}\right)^2 + \left(2 \frac{\text{grad}}{\sqrt{12}}\right)^2} = 0,2 \text{ mL} \quad \text{donc } V_E = 7,0 \pm 0,2 \text{ mL}$$

$$\frac{\Delta C_b}{C_b} = \sqrt{\left(\frac{\Delta C_a}{C_a}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_{\text{pipette}}}{V_{\text{pipette}}}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_{\text{burette}}}{V_{\text{burette}}}\right)^2} = (0,02^2 + (0,05/10)^2 + (0,2/7)^2)^{1/2} = 0,035$$

$$\Delta C = 0,0175 \times 0,035 = 6,2 \times 10^{-4} \approx 7 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} \quad C = (175 \pm 7) \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$C_m = (175 \pm 7) \times 10^{-4} \times 35,5 = (621 \pm 25) \times 10^{-3} \text{ g} = 621 \pm 25 \text{ mg}$$

Ce résultat est cohérent avec puisque le précédent (639 mg.L⁻¹) est inclus dans de domaine d'incertitude obtenu ($596 < C_m < 646 \text{ mg}$)