

CORRIGE 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 : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

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 $C(\text{Cl}^-) \cdot V(\text{Cl}^-) = C(\text{Ag}^+) \cdot V(\text{Ag}^+)_E$

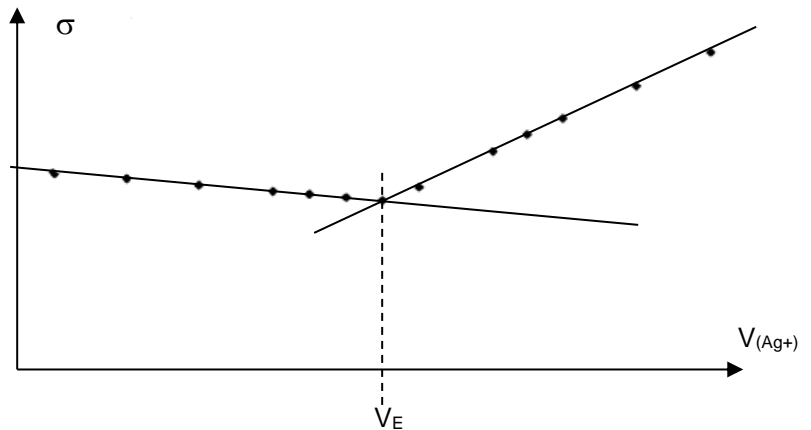
Alors $C(\text{Cl}^-) = C(\text{Ag}^+) \cdot V(\text{Ag}^+)_E / V(\text{Cl}^-) = 0,025 \times 7,2 / 10 = 0,018 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

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 ($250 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ maximum)

c) Interpréter l'allure de la courbe de titrage conductimétrique à l'aide des données suivantes des conductivités molaires ioniques en $\text{S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$
 $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,63 \cdot 10^{-3}$; $\lambda_{\text{Ag}^+} = 6,2 \cdot 10^{-3}$; $\lambda_{\text{NO}_3^-} = 7,14 \cdot 10^{-3}$
 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.

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

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 concentration massique sous forme normalisée. Est-il compatible avec le résultat obtenu par la première méthode ?

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

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

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

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

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

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