

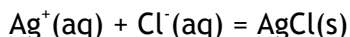
Dosage des ions Cl^-

But :

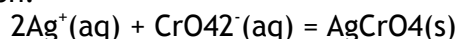
Déterminer la concentration en ions Cl^- dans une solution à titrer (ici, d'eau du robinet).

Principe :

La solution titrante est composée d'ions Ag^+ qui réagissent avec les ions Cl^- présents dans la solution à titrer.



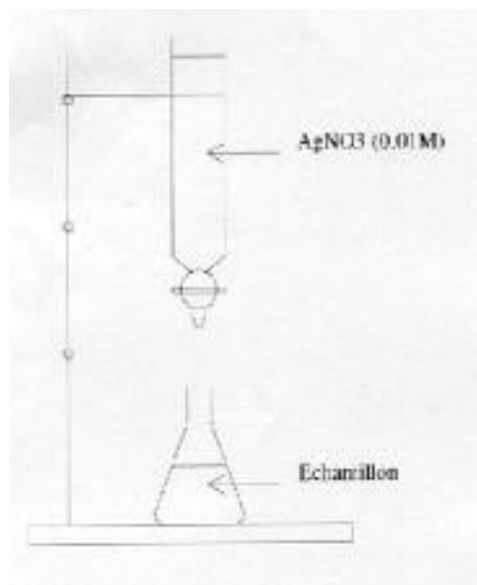
A l'équivalence, les ions Cl^- sont entièrement consommés et les ions Ag^+ , jusqu'alors précipitant en molécules AgCl (précipité blanc) forment (en réagissant avec un indicateur coloré : chromate de potassium ($2\text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$)) alors un précipité rouge brique marquant la fin de la réaction.



Matériel :

- Burette graduée
- Agitateur magnétique
- Erlenmeyer
- Pipette graduée
- Solution d'origine : AgNO_3 de concentration 0.2% ($\sim 0.01 \text{ mol/L}$)
- Solution à titrer (eau du robinet) : $E = 10 \text{ mL}$
- Chromate de potassium
- Chlorure de potassium KCl Solide

Mode opératoire :



Avant de commencer le dosage des ions Chlorure, vérifier la concentration des Ag^+ dans le nitrate d'argent. Pour cela préparer une solution aqueuse de KCl de concentration $0,01 \text{ mol/L}$. Prélever 10 mL (V_{Cl^-}) de la solution et ajouter du chromate de potassium (indicateur coloré passant du jaune au rouge brique lors de l'équivalence).

Ajouter progressivement des ions Ag^+ à l'aide de la burette graduée remplie de la solution titrante jusqu'à l'équivalence V_{Ag^+} .

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] * V_{\text{Cl}^-} / V_{\text{Ag}^+}$$

On peut ensuite titrer les Cl^- dans l'eau du robinet.

Placer l'Erlenmeyer contenant la solution à titrer sur un agitateur magnétique, ajouter le barreau magnétique dans la solution.

Ajouter quelques gouttes de chromate de potassium.

Ajouter progressivement des ions Ag^+ à l'aide de la burette graduée remplie de la solution titrante jusqu'à l'équivalence.

Noter le volume à l'équivalence (V_{eq}).

$$[\text{Cl}^-] = C * V_{\text{eq}} / E$$

Compte rendu :

Avant de commencer le dosage des ions chlorure, nous avons vérifié la concentration des Ag^+ dans le nitrate d'argent que nous avons supposée à 0,01 mol/L. Pour cela nous avons préparé une solution aqueuse de KCl (7,5g de KCl dans 100 mL). Nous avons ensuite prélevé 1 mL de cette solution que nous avons dilué dans 100 mL d'eau et nous avons obtenu une solution de concentration 0,01 mol/L (nous ne pouvions pas prendre directement la bonne masse de KCl car la balance n'était pas assez précise). Nous avons prélevé 10 mL de la solution et ajouté du chromate de potassium (indicateur coloré passant du jaune au rouge brique lors de l'équivalence).

Si nous versions un volume équivalent de nitrate d'argent, alors la concentration de celui-ci serait bien de 0,01 mol/L. Mais nous avons dû verser 17,2 mL de nitrate d'argent. Après calcul, nous avons trouvé que la véritable concentration était de $5,8 \cdot 10^{-3}$ mol/L.

Nous avons ensuite dosé l'eau du robinet avec la même solution de nitrate d'argent. On a obtenu un volume équivalent à environ à 1,1mL. On obtient alors une concentration en ions chlorures dans l'eau du robinet de $5,27 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

Les données réglementaires sur la concentration en Chlorure d'une eau de consommation (*Décret 2001-1220 du 20 décembre 2001*) sont en mg/L, il nous faut alors convertir et l'on obtient : une concentration de 1,87g/L. Le décret nous donne une donnée maximale de 250mg/L.

Il y a donc un problème dans le résultat qui pourrait être du à : (Hypothèse)

- Une erreur de manipulation qui aurait rajouté des ions chlorures.
- Un mauvais repérage de l'équivalence du à une mauvaise préparation de l'indicateur coloré.
- Le nitrate d'argent était mal dissout et avait une concentration variable.