

Objectif Déterminer le degré chlorométrique d'une eau de Javel du commerce, par un titrage indirect.

1 Présentation

1.1 Historique

Javel était un lieu-dit de la proche banlieue de Paris, aujourd'hui incorporé dans le 15^{ème} arrondissement. Dans cette partie du village de Grenelle, le comte d'Artois fonda en 1777 une usine d'acides et de produits dérivés. L'un d'entre eux était utilisé dans les blanchisseries comme antiseptique, décolorant et détersif. Il a pris le nom du lieu : c'est l'eau de Javel que l'on utilise toujours.

L'eau de Javel est une solution aqueuse d'hypochlorite de sodium, $\text{Na}^+ + \text{ClO}^-$, et de chlorure de sodium, $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$. Elle est utilisée pour ses propriétés antiseptiques et décolorantes.

1.2 Degré chlorométrique

L'eau de Javel est caractérisée par son degré chlorométrique D : c'est le volume, exprimé en litre et mesuré à 0°C sous 101 300 Pa (C. N. T. P. : conditions normales de température et de pression), de dichlore $\text{Cl}_{2(g)}$ que donne l'acidification complète d'un litre d'eau de Javel suivant l'équation :



1.3 Principe du dosage

Aucune réaction de dosage des ions hypochlorites présents dans l'eau de Javel n'a pu être trouvée. On procède donc à un dosage *indirect*.

Un excès d'ions iodure I^- est ajouté à un volume connu de solution d'eau de Javel. Le diiode I_2 , obtenu par réaction entre les ions hypochlorite ClO^- et iodure I^- , est ensuite dosé par des ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ de concentration connue. La quantité d'ions hypochlorite s'en déduit.

2 Protocole

2.1 Dilution de la solution commerciale

La solution commerciale d'eau de Javel est très concentrée. On procède à sa dilution en versant 35 mL de solution commerciale dans une fiole jaugée de 1 000 mL.

a. Calculer le facteur de dilution.

2.2 Préparation de la solution à doser

Dans un erlenmeyer, introduire, **dans cet ordre** :

- 10,0 mL de solution d'eau de Javel diluée ;
- 10,0 mL de solution d'iodure de potassium $\text{K}^+ + \text{I}^-$ de concentration 0,10 mol · L⁻¹ ;
- 15 gouttes d'acide sulfurique à 1 mol · L⁻¹.

2.3 Dosage

Doser le diiode formé à l'aide d'une solution de thiosulfate de sodium $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ de concentration 0,10 mol · L⁻¹, en ajoutant 3 à 4 gouttes d'empois d'amidon lorsque la teinte de la solution contenue dans l'erlenmeyer devient jaune pâle.

3 Résultats

- b.** Écrire l'équation de la réaction, notée (1), entre les ions hypochlorite et les ions iodure. Pourquoi a-t-on ajouté de l'acide sulfurique lors de cette réaction ?

Données : couples oxydant / réducteur :
 $(\text{ClO}^- / \text{Cl}^-)$ et $(\text{I}_2 / \text{I}^-)$

- c.** Écrire l'équation de la réaction de dosage, notée (2), entre le diiode et les ions thiosulfate. Déduire des résultats du dosage la quantité de diiode formé lors de la réaction (1) (vous pouvez vous aider d'un tableau d'avancement).

Donnée : couple oxydant/réducteur :
 $(\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-})$

- d.** Établir un tableau d'avancement relatif à la réaction (1). En déduire la quantité d'ions hypochlorite initialement présents dans le prélèvement.

- e.** Déterminer alors la concentration en ions hypochlorite de la solution diluée, puis celle de la solution commerciale.

- f.** En déduire le degré chlorométrique de l'eau de Javel utilisée. Comparer le résultat obtenu aux indications de l'étiquette du produit. Commenter.

Donnée : volume molaire dans les C. N. T. P. :

$$V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- g.** À partir de cet exemple proposer une définition d'un dosage indirect.

Spécialité – TP de Spécialité 17 Dosage de l'eau de Javel
--

Au bureau

- ☐ Carrés de papier-filtre
- ☐ Fiole jaugée 1 L
- ☐ 1 paire de gants grande taille, lunette
- ☐ Pipettes jaugées 10 mL et 25 mL
- ☐ 2 poires aspirantes “propipettes”
- ☐ 4 béchers

Solutions pour le dosage

- ☐ Berlingot d'eau de Javel
- ☐ Solution $\text{K}^+ + \text{I}^-$ à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ exact, 1 L
- ☐ Solution $2\text{Na}^+ + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ à $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ exact, 1 L
- ☐ Solution H_2SO_4 à 1 mol.L^{-1} , 500 mL

× 8 groupes

- ☐ Papier-pH
- ☐ 1 coupelle de pesée
- ☐ 1 burette 25 mL
- ☐ 1 agitateur magnétique
- ☐ 1 barreau aimanté
- ☐ 3 béchers
- ☐ 1 bécher poubelle
- ☐ 1 pipette jaugée 10 mL
- ☐ 1 poire aspirante “propipette”
- ☐ 1 erlenmeyer
- ☐ Empois d'amidon ou thiodène