

# [TP Chimie 8] Titration d'une eau de Javel

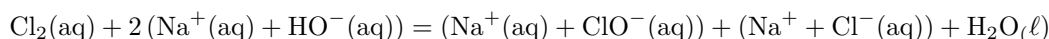
L'objectif du TP est d'effectuer un titrage indirect des ions hypochlorite d'une eau de Javel.

## Matériel à disposition

Eau de Javel commerciale diluée au 1/5	Éprouvettes graduées de 10 et 50 mL
Solution de iodure de potassium à $1 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	Erlenmeyer de 125 mL
Solution de thiosulfate de sodium à $1,00 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	Béchers (2)
Solution d'acide sulfurique à $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$	Burette graduée
Empois d'amidon	Agitateur magnétique
Pipette jaugée de 10 mL	

## Partie A. Principe du titrage

L'eau de Javel est une solution aqueuse d'hypochlorite et de chlorure de sodium, en présence d'un excès d'hydroxyde de sodium. Elle est obtenue par réaction directe entre le dichlore et l'hydroxyde de sodium :



La concentration d'une eau de Javel est indiquée sous forme d'un pourcentage en « chlore actif », défini comme la masse de dichlore en g utilisée pour former 100 g de solution.

Les utilisations de l'eau de Javel sont nombreuses en raison de ses propriétés détachante, blanchissante, désinfectante et désodorisante. Le principe actif de l'eau de Javel est l'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$  qui est un oxydant puissant. Nous allons exploiter cette propriété pour doser un berlingot d'eau de Javel.

Il n'existe cependant pas de réaction courante avec les ions  $\text{ClO}^-$  qui soit totale, rapide, unique, et dont on peut facilement repérer l'équivalence. On utilise alors un titrage en deux étapes (indirect) : on fait réagir  $\text{ClO}^-$  avec un premier réactif de façon à obtenir une espèce en quantité liée à la quantité de  $\text{ClO}^-$ , puis on titre cette espèce.

Le protocole est le suivant :

- Prélever un volume  $V = 10,0 \text{ mL}$  d'une solution  $S$  de Javel de concentration  $c$  en ions hypochlorite. L'introduire dans un erlenmeyer avec un barreau aimanté.
- Ajouter dans cet ordre, sous agitation magnétique :
  - environ 20 mL d'une solution d'iodure de potassium ( $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$ ) de concentration  $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;
  - environ 10 mL d'acide sulfurique de concentration  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  (avec gants et lunettes).On obtient du diiode qui colore la solution en marron.
- Titrer avec une solution de thiosulfate de sodium ( $2\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ ) de concentration  $c_0 = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . L'indicateur de fin de réaction est l'empois d'amidon qui forme avec le diiode un complexe de couleur bleu nuit. On l'introduit juste avant l'équivalence pour mieux détecter la décoloration, lorsque la couleur devient jaune pâle. Il ne faut pas le faire trop tôt car cela empêcherait le diiode de réagir.

## Partie B. Analyse du protocole

En utilisant le diagramme potentiel-pH fourni en annexe, répondre aux questions suivantes.

1. La solution de Javel étant basique, quelles sont les espèces obtenues après ajout de l'iodure de potassium ?
2. Les ions iodure ont été versés en excès. Quelle réaction conduit ensuite au diiode après ajout d'acide sulfurique ?
3. Écrire l'équation-bilan de la réaction suite à ces deux ajouts.
4. L'iodure de potassium et l'acide sulfurique étant en excès, quelle est la relation liant le diiode formé et les ions hypochlorite présents initialement dans l'échantillon ?
5. Le dichlore est peu soluble et passe à l'état gazeux où il est toxique. Indiquez pourquoi l'ordre dans lequel on ajoute l'iodure de potassium et l'acide sulfurique doit être absolument respecté.
6. Justifier à l'aide des diagrammes E-pH que les ions thiosulfate réagissent totalement avec le diiode. Écrire l'équation de la réaction.
7. En déduire la relation à l'équivalence liant  $c$ ,  $V$ ,  $c_0$  et le volume  $V_E$  versé à l'équivalence.

## Partie C. Réalisation du titrage et exploitation

- Mettre en œuvre le protocole. Relever le volume versé à l'équivalence.
- En déduire la concentration de la solution  $S$ .
- La solution dosée a été obtenue en diluant au 1/5 une solution commerciale de densité  $d = 1,038$ . Déterminer le pourcentage en chlore actif de la solution commerciale. Comparer à la valeur annoncée par le fabricant : 2,6 %.

Diagrammes E-pH

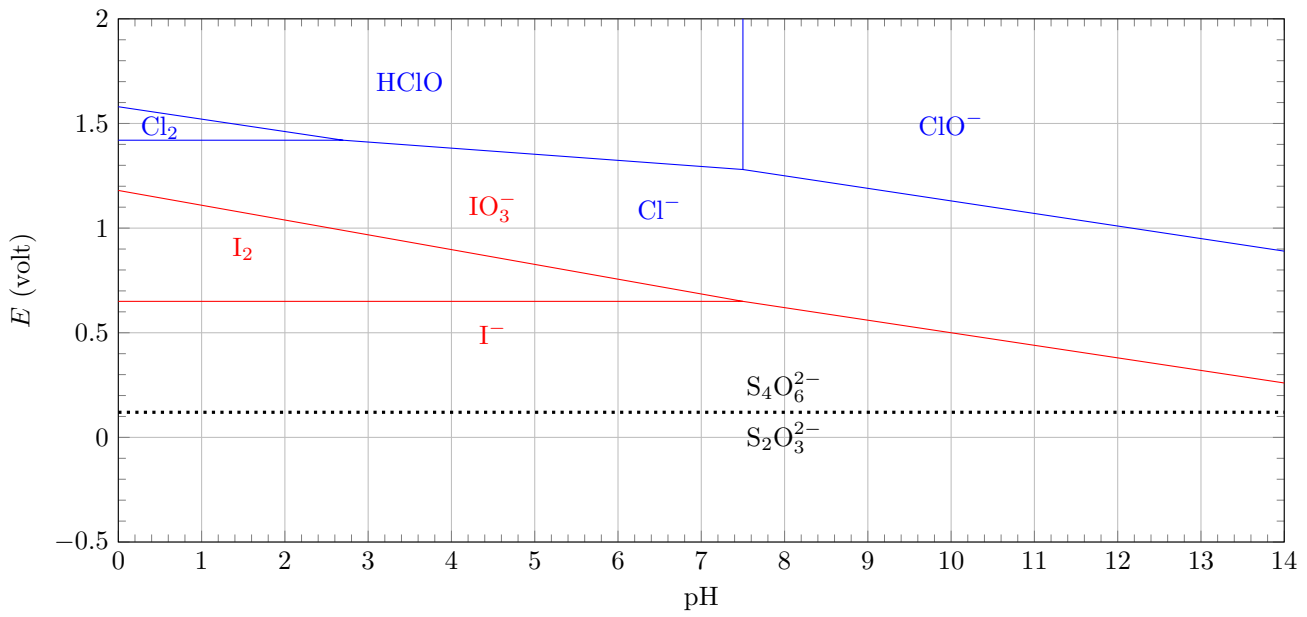


FIGURE 1 – Diagrammes E-pH simplifiés de l'iode, du chlore et du couple  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ , à la concentration de travail  $10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$