Structure et transformations en solution aqueuse – Chapitre 5

TP : Dosage d'une eau de Javel

Matériel : barreau aimanté et agitateur magnétique, burette de 25 mL, pipette jaugée de 5 mL, 2 pipettes jaugées de 10 mL, fiole jaugée de 50 mL, 4 béchers de 100 mL, bécher de 250 mL, eau de Javel commerciale à 4,8%, solution de KI à $10^{-1}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, solution de H_2SO_4 à $1\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, solution de $Na_2S_2O_3$ à $10^{-1}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$, empois d'amidon.

I. Principe du dosage

L'eau de Javel est une solution aqueuse constituée d'un mélange équimolaire d'hypochlorite de sodium ($Na^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$) et de chlorure de sodium ($Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$). L'ion hypochlorite $ClO^-_{(aq)}$ est un oxydant puissant, qui possède des propriétés désinfectantes.

Nous souhaitons déterminer la concentration en ions hypochlorite dans une eau de Javel commerciale. Un titrage direct n'est pas possible car il n'existe pas de réaction faisant intervenir les ions hypochlorite qui soit quantitative, rapide, unique, et dont l'équivalence peut facilement être repérée. On va donc réaliser un dosage indirect en 3 étapes :

- Étape 1 : On fait réagir les ions $ClO^-_{(aq)}$ sur des ions iodure $I^-_{(aq)}$ en excès selon la réaction quantitative :

$$3\,ClO^-_{(aq)} + I^-_{(aq)} \longrightarrow 3\,Cl^-_{(aq)} + IO^-_{3(aq)}.$$

- Étape 2 : On acidifie le milieu afin de transformer les ions $IO^-_{3(aq)}$ formé précédemment en diiode $I_{2(aq)}$, avec les ions iodure $I^-_{(aq)}$ toujours en excès, selon la réaction quantitative :

$$IO^-_{3(aq)} + 6\,H^+_{(aq)} + 5\,I^-_{(aq)} \longrightarrow 3\,I_{2(aq)} + 3\,H_2O_{(l)}.$$

- Étape 3 : On titre le diiode à l'aide des ions thiosulfate $S_2O^{2-}_{3(aq)}$ selon la réaction quantitative :

$$I_{2(aq)} + 2\,S_2O^{2-}_{3(aq)} \longrightarrow I^-_{(aq)} + S_4O^{2-}_{6(aq)}.$$

  L'équivalence se repère facilement par la décoloration de la solution, puisque le diiode qui colore la solution en orange est totalement consommé.

II. Étude expérimentale

La concentration C_0 en ions hypochlorite de l'eau de Javel commercial étant élevée, on commence donc par la diluer.

1. Proposer un protocole expérimental permettant de réaliser une solution de 50 mL d'eau de Javel diluée d'un facteur $\alpha = 10$ par rapport à la solution commerciale.

ATTENTION ! Porter des gants pour manipuler la solution d'acide sulfurique.

- Appeler le professeur afin de confirmer votre protocole, puis réaliser la solution.
- Pour réaliser les étapes 1 et 2, introduire dans un bécher de 250 mL :
  - un volume $V_1 = 10{,}0\,\text{mL}$ de la solution d'eau de Javel diluée de concentration C_1 ;
  - environ 30 mL d'une solution d'iodure de potassium KI de concentration $0{,}10\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
  - environ 10 mL d'une solution d'acide sulfurique H_2SO_4 de concentration $1{,}0\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
  - un barreau aimanté qui permet d'agiter la solution à vitesse constante tout au long du dosage.
- Remplir la burette à votre disposition avec une solution de thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3$ de concentration $C_2 = 0{,}10\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- Réaliser le dosage du diiode, sachant que la solution se décolore au fur et à mesure que le diiode est consommé. Lorsque la solution devient jaune pâle, ajouter un peu d'empois d'amidon afin d'accentuer la coloration, et continuer à verser au goutte à goutte jusqu'à la décoloration totale correspondant à l'équivalence.

2. Relever le volume équivalent $V_{éq}$.

III. Exploitation des résultats

3. Comme les réactions des 3 étapes sont quantitatives, exprimer la concentration C_1 de la solution diluée en fonction de $V_{éq}$, V_1 et C_2.

4. En déduire l'expression de la concentration C_0 de la solution concentrée, puis calculer la concentration obtenue.

Le fabricant indique que le degré chlorométrique de l'eau de Javel commerciale est $D = 15°$. Le degré chlorométrique correspond au volume (en litres) de dichlore gazeux que peut dégager 1 L d'eau de Javel en milieu acide selon la réaction :

$$Cl^-_{(aq)} + ClO^-_{(aq)} + 2\,H^+_{(aq)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + H_2O_{(l)}.$$

On rappelle que, dans les conditions normales de température et de pression ($T = 273\,K$ et $P = 1\,atm$), le volume molaire des gaz parfaits est : $V_m = 22{,}4\,L \cdot mol^{-1}$.

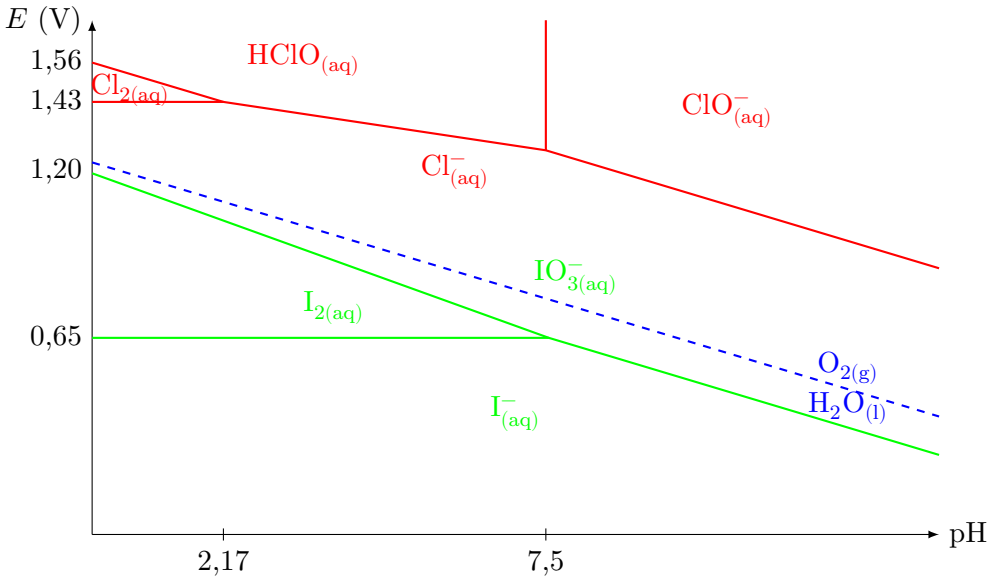
5. Exprimer le degré chlorométrique D d'une eau de Javel en fonction de sa concentration C_0 et du volume molaire V_m.

6. Calculer le degré chlorométrique obtenu, puis le comparer à celui donné par le fabricant.

La valeur obtenue expérimentalement est en générale plus faible que celle indiquée par le fabricant, en particulier si l'eau de Javel est ancienne, car l'ion hypochlorite n'est pas stable thermodynamiquement dans l'eau. La cinétique de sa réaction avec l'eau est cependant très lente, ce qui permet de conserver une eau de Javel plusieurs mois à température ambiante.

IV. Interprétation à l'aide des diagrammes E-pH

On trace ci-dessous une partie des diagrammes E-pH de l'eau, du chlore et de l'iode, avec une concentration de tracé de $0{,}1\,mol \cdot L^{-1}$.



7. Justifier que le pH de l'eau de Javel est basique.

8. Justifier que la réaction de l'étape 1 est possible thermodynamiquement.

9. Dans quel domaine de pH les ions $I^-_{(aq)}$ et $IO^-_{3(aq)}$ ne peuvent pas coexister ? Quelle type de réaction se produit lorsqu'on acidifie alors la solution ?

10. Pourquoi est-il plus simple de réaliser un dosage indirect en plusieurs étapes et de titrer du diiode, plutôt que de réaliser directement le dosage des ions $ClO^-_{(aq)}$ par les ions $I^-_{(aq)}$?

11. Justifier que l'ion hypochlorite $ClO^-_{(aq)}$ n'est pas stable dans l'eau, puis écrire l'équation de sa réaction avec l'eau.