



Dosage iodométrique de l'eau de Javel

Colorimétrie, Titrage indirect

Dosage calorimétrique de l'eau de Javel

Calorimétrie

 La blouse et les lunettes de protection seront portées pendant toute la durée de la séance.

1. Dosage iodométrique de l'eau de Javel

L'eau de Javel est une solution liquide oxydante fréquemment utilisée comme désinfectant et/ou décolorant.

Étudiée particulièrement à partir de 1775 par le chimiste français Claude Louis Berthollet, dont la manufacture de produits chimiques a été construite dans le quartier de Javel à Paris, elle est composée d'hypochlorite de sodium (NaClO), en solution aqueuse avec du sel (NaCl), produit résiduel du procédé de fabrication.

L'anion hypochlorite est un oxydant puissant qui intervient dans le couple ClO^-/Cl^- .

L'eau de Javel est commercialisée sous plusieurs niveaux de dilution. Elle est caractérisée par le pourcentage de chlore actif (%ca) qui représente la masse de dichlore (en grammes) formé par réduction des ions hypochlorite contenus dans 100 g d'eau de Javel.

A partir de la demi-équation électronique du couple, relier la masse de dichlore produit à la quantité de matière d'ions hypochlorite à réduire.



Dans le commerce, on trouve des bouteilles d'eau de Javel à 2,6 %ca et des berlingots à 9,6 %ca.

2.1. Principe

L'eau de Javel est ici dosée par une méthode de **titrage indirect** :

- Les ions hypochlorite ClO^- , en milieu basique, sont d'abord réduits en ions chlorure Cl^- , par un excès d'ions iodure I^- . Les ions iodure ayant réagi sont devenus des ions iodate, IO_3^- .
- En acidifiant le milieu, les ions iodate réagissent avec les ions iodure pour donner des ions triiodure I_3^- .
- Les ions triiodure sont titrés par une solution de thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) de concentration molaire connue.

Pour simplifier les notations ultérieures, on considèrera l'espèce $\text{I}_{2(\text{aq})}$ à la place de l'ion triiodure I_3^- .

Ecrire les équations des réactions décrites ici.

Pour comprendre le devenir des espèces au cours du titrage, on utilise un diagramme E-pH où sont représentés les domaines de prédominance respectifs de ces constituants.

Comme pour les diagrammes d'Ellingham, les règles de lecture sont les suivantes :

Attribution des domaines :

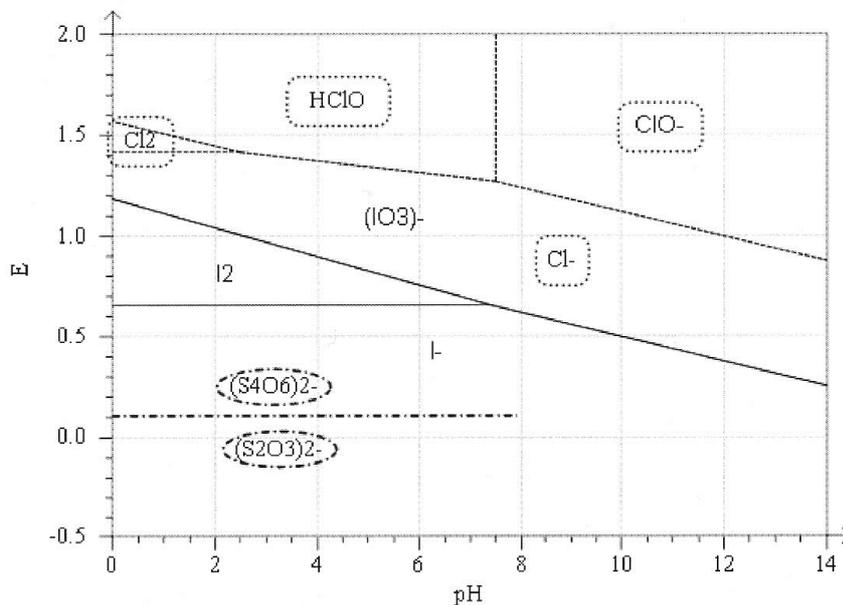
Le domaine de stabilité au-dessus de la droite d'un couple est attribué à l'oxydant.
Le domaine situé en-dessous de la droite est attribué au réducteur du couple.

Expl : ClO^- et Cl^- forment un couple redox dont ClO^- est l'oxydant et Cl^- le réducteur conjugué (ClO^- est au-dessus de la frontière entre les domaines de ClO^- et Cl^-).

Caractère favorable/défavorable d'une réaction :

Toute réaction impliquant deux espèces ayant des domaines de stabilité est très favorable.
Toute réaction impliquant deux espèces ayant des domaines de stabilité à intersection non vide est très défavorable.

Diagrammes potentiels-pH du chlore et de l'iode (concentration molaire de chaque espèce dissoute $0,100 \text{ mol L}^{-1}$) ; potentiels du couple $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$



A l'aide du diagramme ci-dessus, justifier les transformations décrites dans le paragraphe précédent, détaillant le principe du titrage.

2.2. Expérience

Dilution de l'eau de Javel

L'eau de Javel du commerce titre théoriquement 9,6%ca.

- ✓ Déterminer la dilution que doit subir cette eau de Javel pour obtenir une solution dont la concentration des ions ClO^- est sensiblement égale à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. On prendra, pour le calcul $\rho(\text{eau de Javel}) = \rho(\text{eau})$.
- ✓ Choisir un volume V à prélever avec précision pour réaliser $200,00 \text{ mL}$ d'eau de Javel à sensiblement $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ (les pipettes jaugées disponibles ont pour capacité : $5,0 \text{ mL}$, $10,0 \text{ mL}$, $15,0 \text{ mL}$, $20,0 \text{ mL}$, $25,0 \text{ mL}$, $30,0 \text{ mL}$ et $50,0 \text{ mL}$).

ATTENTION : l'eau de Javel du berlingot est extrêmement oxydante !!! Lunettes et gants de protection obligatoires ! Aucun contact avec les vêtements sous peine de décoloration instantanée.

- Réaliser la dilution.
- Pour effectuer une comparaison à l'issue du dosage avec la donnée de l'étiquette, il est nécessaire de connaître la densité de l'eau de Javel afin de pouvoir revenir à la concentration molaire réelle de l'ion ClO^- dans le berlingot. Déterminer la densité de l'eau de Javel du commence en mesurant précisément la masse de 5,00 mL d'eau de Javel.

Dosage de la solution diluée

- Introduire dans un erlenmeyer rodé, **dans l'ordre indiqué** :
 - 10,00 mL d'eau de Javel diluée,
 - 20 mL d'une solution d'iodure de potassium à 100 g L^{-1} (noter vos observations)
 - 20 gouttes d'acide éthanoïque pur ou acide éthanoïque glacial (noter vos observations).
- Laisser reposer cinq minutes après avoir bouché l'erlenmeyer (noter vos observations).
- Au moment du dosage, rincer le bouchon au-dessus de l'erlenmeyer et éventuellement les parois de l'erlenmeyer pour récupérer le diiode que se serait déposé sur le bouchon et les parois.
- Doser par une solution de thiosulfate de sodium à $0,100 \text{ mol L}^{-1}$. L'empois d'amidon ou le thiodène est ajouté quand la teinte de la solution est devenue jaune pâle.
- Faire deux dosages concordants.

2.3. Exploitation

- ✓ Déterminer la concentration en ion hypochlorite et la comparer à la donnée du berlingot.

2. Titrage calorimétrique de l'eau de Javel

2.1. Principe

- La réaction de réduction des ions hypochlorite ClO^- par les ions iodure I^- , en milieu basique, est exothermique.
- Couples mis en jeu : $\text{ClO}^- / \text{Cl}^-$ et $\text{IO}_3^- / \text{I}^-$.
- Conduite dans un calorimètre, cette réaction tend donc à augmenter la température du système.

Ecrire l'équation de la réaction.

A partir du diagramme E-pH décrit dans la partie précédente, justifier le caractère favorable de la réaction.

- Le titrage des ions ClO^- par les ions I^- sera réalisé dans un calorimètre en suivant l'évolution de la température du milieu réactionnel en fonction du volume de solution d'ions iodure versé. (on aura préalablement déterminé la capacité thermique c du calorimètre).

2.2. Expérience

Détermination de la capacité thermique c du calorimètre par la méthode des mélanges

- Peser un bécher contenant environ 50 mL d'eau permutée, verser cette eau dans le calorimètre, puis peser à nouveau le bécher, en déduire la masse m_1 d'eau.
- Attendre l'équilibre thermique (cela prend du temps) et relever alors la température θ_1 .
- Peser à nouveau un bécher contenant 50 mL d'eau tiède du robinet à une température θ_2 . Relever cette température θ_2 .
- Introduire rapidement l'eau tiède dans le calorimètre, agiter et noter la température la plus élevée obtenue θ .
- Peser à nouveau le bécher pour en déduire la masse m_2 d'eau tiède.
- Sécher le vase calorimétrique, **attention la bague en plastique blanc n'est pas solidaire du bécher.**
- Déterminer la capacité thermique c du calorimètre.
- Rincer abondamment le vase calorimétrique afin qu'il revienne à température ambiante.

Donnée : Capacité calorifique molaire standard à pression constante: $C_{p,m}^\circ(\text{H}_2\text{O},\ell) = 75,3 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

Dosage des ions hypochlorite

- Introduire dans le calorimètre 50,00 mL d'eau de Javel du commerce théoriquement **à 2,6 %ca.**
- Compléter avec 75 mL d'eau distillée, agiter, **attendre l'équilibre thermique** et noter sa température initiale θ_0 .
- Titrer par la solution d'iodure de potassium à $1,00 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ en mesurant la température obtenue après chaque addition de 1,00 mL. Un tableau comme le celui-ci-dessous sera établi :

V (mL)	0,00	1,00	2,00	3,00	4,00	5,00	6,00	...			
θ (°C)											

- Poursuivre l'addition de la solution d'iodure de potassium jusqu'à ce que la température ne varie pratiquement plus pendant 5 mesures.
- Déterminer la densité de l'eau de Javel du commerce en mesurant précisément la masse de 5,00 mL d'eau de Javel.

2.3. Exploitation

- ✓ Justifier l'allure de la courbe obtenue.
- ✓ Déterminer la concentration en ions hypochlorite dans la solution commerciale et comparer avec l'indication du flacon commercial.

3. *A la fin de la séance*

- La paille doit être lavée et remise comme vous l'avez trouvée en arrivant.
- Se laver les mains.