

TITRAGE DE L'EAU DE JAVEL

BUT du TP : L'eau de Javel est un mélange équimolaire d'hypochlorite de sodium (NaOCl) et de chlorure de sodium, obtenu par réaction entre le dichlore Cl_2 et la soude. Le but de ce TP est de doser les ions hypochlorite ClO^- contenus dans un berlingot commercial d'eau de Javel pour en déduire son degré chlorométrique. **Vous disposez pour cela d'une solution d'eau de Javel diluée** préparée de la manière suivante : 10,0 L de solution à partir d'un berlingot de 250 mL.

I. Données physico-chimiques. Matériel et produits à disposition.

1) Matériel à disposition : liste indicative

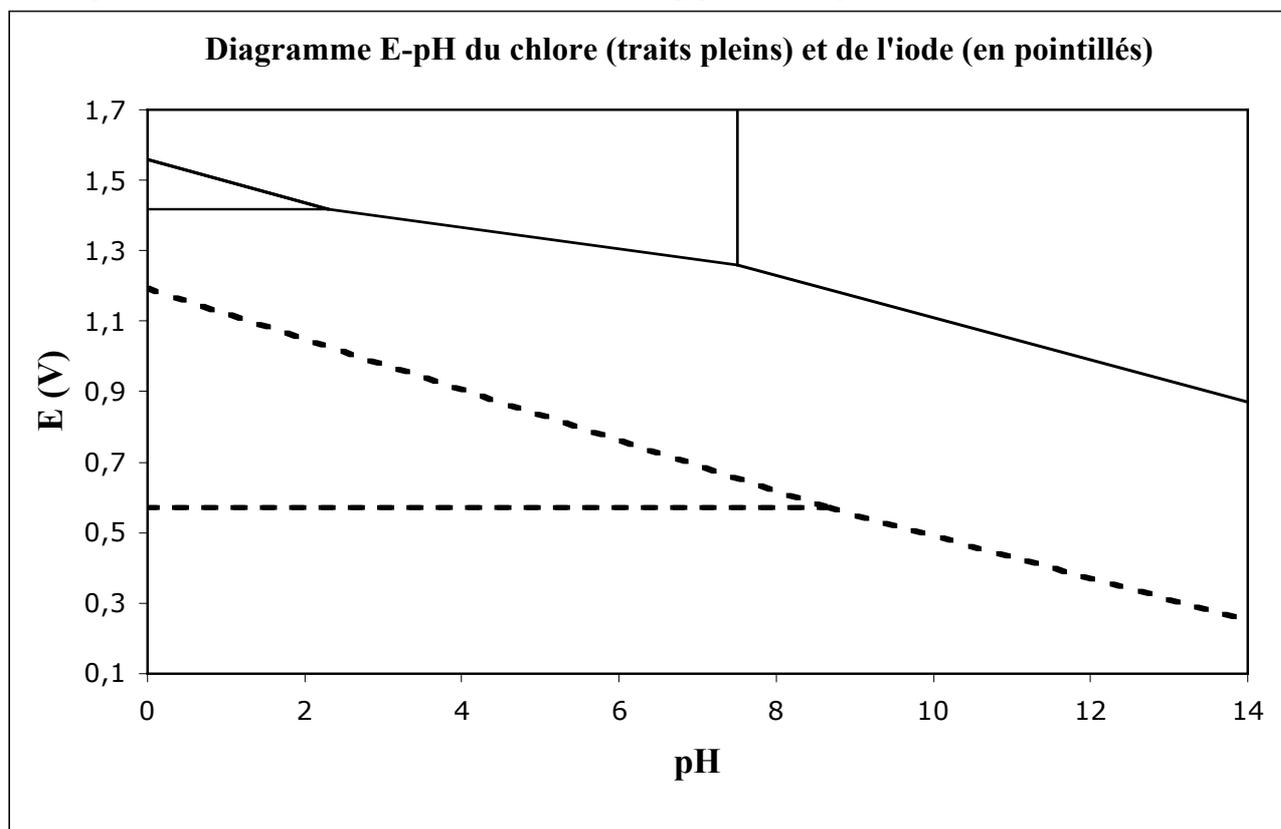
Matériel classique pour les activités expérimentales de chimie minérale : pipettes jaugées de 5, 10 et 20 mL, pipette graduée, pipette Pasteur, éprouvette graduée de 50 mL, fiole jaugée de 50 mL, béchers, erlenmeyer, burette graduée, agitateur magnétique, etc.

2) Produits chimiques

Solution d'eau de Javel diluée, solution d'iodure de potassium à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, acide acétique (acide éthanoïque) glacial, empois d'amidon ou thiodène, thiosulfate de sodium pentahydraté $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$ ($M = 248,20 \text{ g.mol}^{-1}$), papier pH, etc.

3) Données

– On donne les diagrammes E-pH simplifiés de l'iode et du chlore à 298 K, tracés pour une concentration totale en élément dissous de $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. La convention utilisée aux frontières correspond à l'égalité des concentrations atomiques. Les espèces considérées pour ces deux tracés sont : $\text{Cl}_2(\text{aq})$, Cl^- , HClO (acide hypochloreux), ClO^- (ion hypochlorite) pour le diagramme du chlore, I^- , IO_3^- (ion iodate) et $\text{I}_2(\text{aq})$ pour le diagramme de l'iode.



– On donne les potentiels standard (en V) de couples rédox à 298 K :

$I_2(aq) / I^-$	$HClO / Cl_2(g)$	ClO^- / Cl^-	$Cl_2(g) / Cl^-$	$S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$
0,54	1,63	0,89 à pH =14	1,36	0,09

– Le diiode I_2 est un solide peu soluble dans l'eau ($s = 5.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$) : en revanche, il l'est davantage en présence d'ions iodure par formation du complexe I_3^- ($pK_d = 2,6$).

– Le dichlore Cl_2 est un gaz peu soluble dans l'eau sous sa forme moléculaire.

– Constantes d'acidité à 298 K : $pK_A(HClO/ClO^-) = 7,5$; $pK_A(CH_3CO_2H/CH_3CO_2^-) = 4,75$.

II. Dosage de l'eau de Javel diluée

À l'aide des diagrammes E-pH, des données, des produits et matériels fournis, proposer un protocole expérimental précis pour titrer les ions hypochlorite ClO^- contenus dans une prise d'essai de 10,0 mL de solution d'eau de Javel diluée.

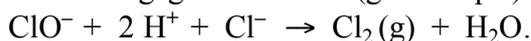
APPELER LE PROFESSEUR AVANT D'EFFECTUER LES MANIPULATIONS.

Après discussion, réaliser le protocole expérimental fourni par le professeur.

III. Exploitation des résultats

- 1) Répondre aux questions accompagnant le protocole fourni par le professeur.
- 2) Écrire les réactions mises en jeu et calculer les constantes d'équilibres K° correspondantes.
- 3) Déterminer la concentration en ions hypochlorite contenus dans l'eau de Javel diluée fournie et faire un calcul d'incertitude.

4) Par acidification l'eau de Javel dégage du dichlore (gaz toxique) selon la réaction suivante :



On appelle degré chlorométrique le volume CNTP de dichlore libéré par un litre de solution. Quel est le degré chlorométrique de l'eau de Javel du berlingot commercial ?

IV. Questions théoriques

- 1) Pourquoi le diiode solide et le dichlore gazeux sont-ils peu solubles dans l'eau ?
- 2) Quelles sont les géométries du complexe I_3^- et de l'ion iodate IO_3^- ?
- 3) Expliquer pourquoi il est fortement déconseillé de mélanger de l'eau de Javel avec un détartrant (acide fort) ?
- 4) En étudiant le diagramme E-pH du chlore superposé à celui de l'eau, commenter et interpréter la stabilité des solutions aqueuses d'eau de Javel.

TITRAGE DE L'EAU DE JAVEL : Exemple de protocole expérimental

Principe : On dose des solutions oxydantes par une méthode de dosage indirect : on les réduit par une solution d'iodure de potassium en excès et on dose l'iode bimoléculaire formé par une solution de thiosulfate de sodium.

Préparation d'une solution de thiosulfate de sodium

Sachant que la masse molaire du thiosulfate de sodium pentahydraté $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ vaut $248,20 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, préparer 50 mL d'une solution de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ de concentration *exacte à environ* $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, en opérant à l'aide d'une balance monoplateau et d'une fiole jaugée (pourquoi ?).

a) Question : Noter avec précision la masse exacte qui a été pesée. Calculer la concentration de la solution préparée et faire un calcul d'incertitude sur la concentration.

Titration de l'eau de Javel diluée

Mesurer 10,0 mL de solution diluée d'eau de Javel (à la pipette jaugée : pourquoi ?) et y ajouter 20 mL (éprouvette : pourquoi ?) d'une solution de KI à $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Ajouter enfin environ 1 mL d'acide acétique « pur » (glacial). La solution prend une couleur brune (quelle est l'espèce responsable de la couleur ?). Doser ce mélange par du thiosulfate $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$: verser lentement le thiosulfate par la burette. Quand la solution à doser pâlit, ajouter quelques mL d'empois d'amidon, puis verser le thiosulfate goutte à goutte jusqu'à décoloration.

b) Questions

– À quoi sert l'acide acétique (éthanoïque) ? Pourquoi l'additionne-t-on après réaction entre les iodures en excès et l'eau de Javel ? Aurait-on pu utiliser de l'acide chlorhydrique ou de l'acide sulfurique ?

– Quelle est la couleur du diiode en présence d'empois d'amidon ?

Pour le professeur :

TITRAGE DE L'EAU DE JAVEL

Exemple de protocole expérimental

1) Préparation d'une solution de thiosulfate de sodium

Sachant que la masse molaire du thiosulfate de sodium pentahydraté $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ vaut $248,20 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, préparer 50 mL d'une solution de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ de concentration *exacte à environ* $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, en opérant à l'aide d'une balance monoplateau et d'une fiole jaugée. Noter avec précision la masse exacte qui a été pesée (**de l'ordre de 1,24 g**). Calculer la concentration de la solution préparée et faire un calcul d'incertitude sur la concentration.

2) Titrage de l'eau de Javel diluée

Mesurer 10,0 mL de solution diluée d'eau de Javel (à la pipette jaugée : pourquoi ?) et y ajouter 20 mL (éprouvette : pourquoi ?) d'une solution de KI à $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Ajouter enfin environ 1 mL d'acide acétique « pur » (glacial). La solution prend une couleur brune (quelle est l'espèce responsable de la couleur ?). Doser ce mélange par du thiosulfate $0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (à préparer par l'élève) : verser lentement le thiosulfate par la burette. Quand la solution à doser pâlit, ajouter quelques mL d'empois d'amidon, puis verser le thiosulfate goutte à goutte jusqu'à décoloration.

Questions à poser pendant les manipulations :

Comment préparer une solution de thiosulfate de sodium à partir du solide fourni ?

Pourquoi doit-on acidifier la solution ? À quoi sert l'acide acétique (éthanoïque) ? Pourquoi l'additionne-t-on après réaction entre les iodures en excès et l'eau de Javel ? Aurait-on pu utiliser de l'acide chlorhydrique ou de l'acide sulfurique ?

Quelle est la couleur du diiode en présence d'empois d'amidon ?