

L'eau de Javel

Texte de S. DELSARTE, R. GUILLAUME et P. FOCKEDEVY (UCL)

adapté par Marie-Hélène Fournier pour PISTES

Tout d'abord, afin d'introduire le sujet de l'eau de Javel, nous pouvons poser les questions suivantes aux élèves :

- Connaissez-vous l'origine de ce nom ?
- Savez-vous pourquoi on utilise de l'eau de Javel ?
- Connaissez-vous la composition chimique de l'eau de Javel ?
- Pouvez-vous nommer les agents actifs de l'eau de Javel ?
- Savez-vous pourquoi l'eau de Javel est considérée comme un produit dangereux ?
- Seriez-vous capables de produire de l'eau de Javel ? Comment ?

Après cette discussion avec les élèves, chacun d'eux remplit un tableau S/BS sur l'eau de Javel. On choisit ensuite, en consultant toute la classe, les sujets sur lesquels on souhaite se concentrer, puis les élèves se regroupent en équipes d'environ quatre et ils se distribuent les différents sujets de recherche. Chacun d'entre eux fait ensuite une recherche individuelle sur le ou les sujets dont il a la charge.

Les élèves amènent au cours suivant les informations qu'ils ont recueillies et ils les mettent en commun avec les autres membres de leur équipe. On vérifie ensuite, lors d'une plénière, si on a réussi à répondre aux questions qu'on avait ciblées. Si certaines questions restent en suspens, une seconde recherche d'informations peut être faite.

L'enseignant peut ensuite suggérer de fabriquer de l'eau de Javel si les étudiants ne l'ont pas déjà proposé. Chaque élève est alors chargé de tenter de trouver pour le prochain cours comment il est possible de fabriquer de l'eau de Javel. Les différentes idées seront mises en commun au début de la période suivante, puis on procédera à l'expérimentation.

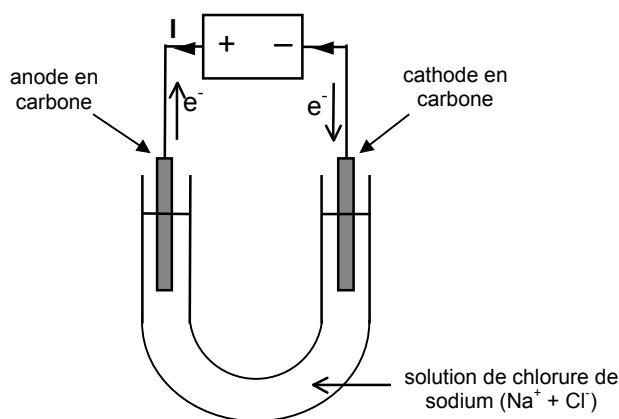
1. Fabrication de l'eau de Javel

On présente aux élèves le dispositif de préparation de l'eau de Javel par électrolyse du NaCl. On utilise le matériel suivant : un générateur de courant continu, une résistance variable, un ampère-mètre, deux électrodes de carbone, du papier indicateur de pH et un bain à électrolyse. On fait le

montage de l'expérience et on fait l'électrolyse durant 15 minutes. À la fin de la réaction, on demande aux élèves de mesurer, grâce au papier indicateur, le pH dans les deux compartiments et d'expliquer pourquoi la solution est basique à la cathode et acide à l'anode. Que s'est-il passé ? On en discute avec les élèves, la discussion devrait porter sur les anodes, les cathodes, la réaction globale, les demi-réactions, etc.

Le montage suivant peut-être réalisé pour l'électrolyse. Le schéma est tiré d'un document pédagogique mis à la disposition de tous par le groupe Sciences Physiques de l'Académie de Toulouse. Ce document est disponible à l'adresse suivante :

ftp://ftp.ac-toulouse.fr/pub/sc_phy/phy/ter/p0sms/ctsmco08.doc

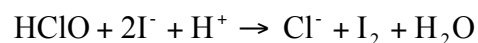


2. Titrage du NaClO contenu dans une solution commerciale d'eau de Javel

Cette séance a pour but de déterminer la molarité d'une solution commerciale d'eau de Javel. On demande aux élèves de quelle façon il est possible de déterminer la concentration de NaClO dans une solution commerciale d'eau de Javel. On peut leur proposer le protocole du titrage à exécuter, car il est assez complexe. En effet, il s'agit d'un titrage redox volumétrique qui fait intervenir des notions relativement complexes (titrage volumétrique, titrage de retour, réactions d'oxydoréduction).

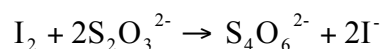
Principe du titrage :

Faire réagir le NaClO contenu dans un volume donné d'eau de Javel avec du KI en milieu acide, suivant la réaction :



Cette équation montre que pour une molécule de HClO présente au départ, on a formé une molécule de I₂, et, donc, qu'il suffit de connaître la quantité de molécules de I₂ formées au cours de cette première réaction pour connaître le nombre de molécules de HClO présentes dans le volume initial d'eau de Javel.

Dosage du I₂ formé grâce à un titrage redox (indicateur amidon).



Protocole pour le titrage du NaClO :

-Matériel et produits

- 1 éprouvette graduée de 50 mL
- 1 pipette pasteur en plastique avec graduations
- 1 erlenmeyer de 250 mL
- 1 burette de 50 mL
- 1 flacon laveur d'eau distillée
- 100 mL d'eau de Javel commerciale diluée 10 fois (**Attention, produit corrosif !**)
- 50 mL de solution de KI à 10 %
- 10 mL de HCl concentré (**Attention, produit corrosif !**)
- 200 mL de solution de thiosulfate de sodium de titre connu (environ 0.5 mol/L)
- empois d'amidon (servira d'indicateur). Faire cuire 1 g d'amidon dans 1 L d'eau pour avoir de l'empois à 1 g/L. Une fois refroidi, il devient un gel.
- un petit béccher

Note : En présence d'ions I⁻_(aq), la solution est incolore, en présence de I₂, elle est bleue.

-Manipulations

Note : Le port des gants et des lunettes de protection est obligatoire durant toute la manipulation.

- Prélever, grâce à l'éprouvette graduée, 25 mL d'eau de Javel de titre inconnu et les introduire dans un erlenmeyer de 250 mL.

- Ajouter dans l'erenmeyer 10 mL d'une solution de KI à 10 % (à l'aide de l'éprouvette graduée) et 1,5 mL de HCl concentré (à l'aide de la pipette pasteur en plastique).
- À l'aide de la burette graduée de 50 mL, ajouter progressivement (0,2 mL à la fois) la solution de thiosulfate de sodium de titre connu. Après chaque ajout, homogénéiser la solution en l'agitant et vérifier sa couleur.
- Lorsque la coloration jaune s'atténue, ajouter 2 mL d'amidon comme indicateur dans l'erenmeyer jusqu'à l'obtention d'une coloration bleu foncé et titrer jusqu'à décoloration complète.
- Noter avec précision le volume de thiosulfate de sodium ajouté à l'équivalence (i.e. lorsque la solution est complètement incolore).
- Répéter toutes les étapes précédentes deux autres fois afin de compléter trois titrages ayant des volumes comparables de thiosulfate de sodium.

-Exploitation des résultats

Numéro du titrage	Volume de thiosulfate de sodium au point d'équivalence (mL)
1	
2	
3	
Volume moyen	

Sachant la concentration de $S_2O_3^{2-}$ et le volume de titrant utilisé, que peut-on dire au sujet du nombre de moles de thiosulfate de sodium ?

Quel rapport y a-t-il entre le nombre de moles de I_2 et de $S_2O_3^{2-}$?

Que peut-on dire du nombre de moles de I_2 présentes dans 25 mL de solution titrée, connaissant le nombre de moles de $S_2O_3^{2-}$ ajoutées au point d'équivalence ?

Quel rapport y a-t-il entre le nombre de moles de ClO^- et celui de I_2 présentes dans 25 mL d'eau de Javel avant l'ajout de l'excès de KI ?

Connaissant le nombre de moles de ClO^- présentes dans 25 mL, déduire le nombre de moles de ClO^- présentes dans 1000 mL d'eau de Javel.

Qu'entend-on par molarité d'une solution ?

Note : la solution d'eau de Javel titrée était diluée 10 fois.

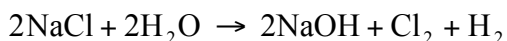
3. Quelques informations sur l'eau de Javel

L'eau de Javel tire son nom d'un ancien village, le village de Javel, qui est maintenant un simple quartier de Paris. Dans ce village, Claude-Louis Berthollet, un chimiste travaillant dans une manufacture des Acides et des Sels, découvre qu'une solution aqueuse blanchit artificiellement les tissus, ce qui facilitera le travail des buandières qui exposent le linge au soleil pour le faire blanchir.

L'eau de Javel est un produit désinfectant, décolorant et déodorant couramment employé de nos jours. Les solutions à usage domestique sont des solutions aqueuses qui contiennent environ 5 % en masse de NaClO. Les solutions commerciales sont fabriquées avec du chlore gazeux de 12 à 16 %, puis elles sont ensuite diluées à 5 %.

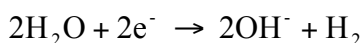
L'eau de Javel peut également être produite par électrolyse. C'est-à-dire, grâce à une réaction chimique forcée par l'application d'une différence de potentiel par l'intermédiaire d'électrodes. On obtient alors une solution contenant de 0,1 à 0,3 % de chlore actif. L'eau de Javel produite de cette façon est donc beaucoup moins concentrée.

La réaction globale de l'électrolyse est décrite par l'équation :

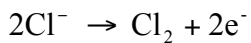


Que se passe-t-il ?

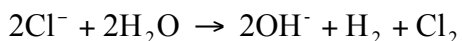
À la cathode (le pôle négatif par rapport à l'anode) se déroule la réduction de l'eau :



À l'anode (le pôle positif par rapport à la cathode) se déroule l'oxydation des ions chlorure :



L'équation globale correspondante est :



Si l'électrolyse est effectuée de manière à ce que les produits formés à l'anode et à la cathode soient séparés, de l'hydroxyde de sodium et du chlore sont récupérés au terme de l'électrolyse. Si, au contraire, l'électrolyse est effectuée de manière à ce que les produits formés ne soient pas

séparés, l'hydroxyde de sodium et le chlore réagissent pour former de l'hypochlorite de sodium selon la réaction suivante :



4. Bibliographie

« L'oxydoréduction », document préparé pour les Mercredis de la chimie à la faculté des sciences de l'Université catholique de Louvain (année universitaire 1999-2000) dans le cadre de la formation continue organisée par Marianne van de Wiel.

ATKINS, P.W. (2000). *Chimie physique*, 6^e édition, Paris, De Boeck Université, 1015 p.

SELINGER, B. (1998). *Chemistry in the marketplace*, 5^e édition, Australie, Harcourt Brace, 588 p.

ftp://ftp.ac-toulouse.fr/pub/sc_phy/phy/ter/p0sms/ctsmco08.doc

<http://www.laparisienne.ca/vw/fs/p001.htm>

<http://www.sfc.fr/Donnees/mine/javl/texjavl.htm>