

Connue depuis plus de deux siècles pour son pouvoir à la fois désinfectant et blanchissant, l'eau de Javel reste encore aujourd'hui un produit d'utilisation courante en France. Chaque année, on compte environ 245 millions de litres commercialisés au niveau du grand public.

L'eau de Javel est une solution aqueuse contenant des ions hypochlorite ClO^- (aq). Son efficacité dépend de la concentration de ces ions qui présentent des propriétés oxydantes. Rencontrée sous différentes formes dans les usages domestiques, l'eau de Javel est très fréquemment vendue en flacon ou en berlingot de recharge affichant respectivement des degrés chlorométriques de 9°chl et de 36°chl .

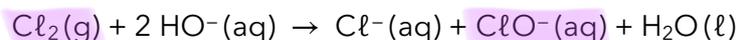
Le but de cet exercice est d'expliciter certaines des indications données par un fabricant proposant deux types de conditionnement, flacon et berlingot, et d'étudier une méthode de dosage de l'eau de Javel.



« JAVEL » en flacon	« JAVEL CONCENTRÉE » en berlingot
Eau de Javel prête à l'emploi.	Verser deux berlingots dans un flacon de 2 L vide et compléter avec de l'eau froide pour obtenir un volume de 2 L d'eau de Javel prête à l'emploi.
<ul style="list-style-type: none"> À utiliser de préférence dans les trois ans suivant les indications figurant sur le haut de la bouteille. À conserver au frais et à l'abri de la lumière et du soleil. Ne pas réutiliser le flacon vide, sauf pour diluer de l'eau de Javel en berlingot. 	<ul style="list-style-type: none"> À diluer dans les trois mois qui suivent la date de fabrication (dans les deux mois et demi en période chaude). À conserver au frais et à l'abri de la lumière et du soleil. Ne pas utiliser de flacons alimentaires.
Contient : sodium hypochlorite, sodium hydroxyde.	Contient : sodium hypochlorite, sodium hydroxyde.
 	 
FLACON DE 2 L CONCENTRATION : 9°chl	BERLINGOT DE 250 mL CONCENTRATION : 36°chl

1. Degré chlorométrique d'une eau de Javel

Industriellement, l'eau de Javel est obtenue par barbotage de dichlore gazeux Cl_2 (g) dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (Na^+ (aq) + HO^- (aq)). La transformation chimique ayant lieu peut être considérée comme totale et elle est modélisée par la réaction d'équation :



En France, l'eau de Javel est souvent caractérisée par son degré chlorométrique ($^\circ \text{chl}$) qui correspond au volume, exprimé en litres, de dichlore gazeux nécessaire pour préparer un litre de solution d'eau de Javel. Ce volume est mesuré dans des conditions de température et de pression telles que le volume molaire des gaz est $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1.1. Montrer que la concentration en quantité de matière des ions hypochlorite $\text{ClO}^- (\text{aq})$ d'une eau de Javel de titre chlorométrique 9°chl est de $0,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

9°chl correspond à un volume $V_{\text{Cl}_2} = 9 \text{ L}$ de dichlore gazeux nécessaire pour préparer 1 L de solution. Cela équivaut à une quantité de matière en dichlore n_{Cl_2} valant:

2,5 pts
$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_m} = \frac{9}{22,4} = 0,4 \text{ mol}$$

Or d'après la stoechiométrie de la réaction de formation des ions hypochlorites à partir du dichlore, et en supposant la réaction totale et le dichlore limitant, on forme autant d'ions hypochlorite qu'on consomme de dichlore:

$$n_{\text{ClO}^- \text{ formé}} = n_{\text{Cl}_2 \text{ consommé}} = 0,4 \text{ mol}$$

Et comme c'est pour 1 L de solution, cela donne une concentration en quantité de matière:

$$[\text{ClO}^-] = \frac{n_{\text{ClO}^-}}{V} = 0,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

1.2. Justifier le protocole de dilution indiqué sur l'étiquette d'un berlingot de « JAVEL CONCENTRÉE » pour obtenir une eau de Javel prête à l'emploi.

1,5 pt Il faut 2 berlingots de 250 mL à 36°chl (solution mère) dans un bidon de 2 L (solution fille). Le facteur de dilution est donc de

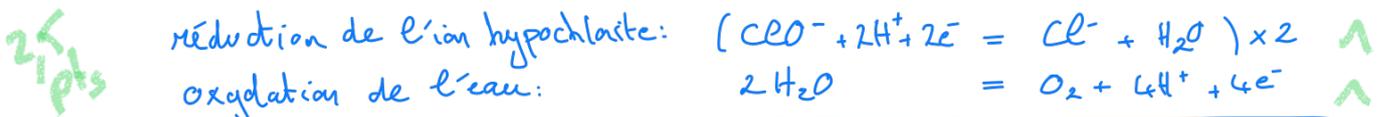
$$\frac{2 \text{ L}}{2 \times 0,25 \text{ L}} = 4$$

Cela donnera un degré chlorométrique divisé par 4, soit $\frac{36^\circ \text{chl}}{4} = 9^\circ \text{chl}$.
On obtient bien le degré chlorométrique espéré pour une eau de Javel prête à l'emploi.

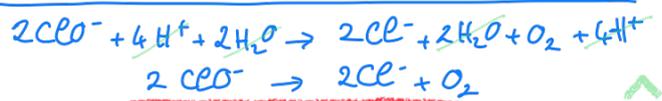
2. Limite de conservation des eaux de Javel

L'ion hypochlorite $\text{ClO}^- (\text{aq})$ en solution aqueuse est fortement oxydant et capable d'oxyder l'eau elle-même. On peut modéliser cette transformation à partir des deux couples oxydant-réducteur suivants : $\text{ClO}^- (\text{aq}) / \text{Cl}^- (\text{aq})$ et $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O} (\text{l})$. Cette transformation, plus ou moins lente en fonction de certains paramètres, impose une limite de durée d'utilisation aux eaux de Javel.

2.1. Établir l'équation de la réaction d'oxydo-réduction modélisant l'oxydation de l'eau par les ions hypochlorite. Justifier le rôle oxydant de l'ion hypochlorite.



L'ion hypochlorite est bien un oxydant puisqu'il capte des électrons.



2.2. Indiquer comment évolue le degré chlorométrique d'une eau de Javel dans le temps. Justifier la réponse.

1pt L'eau de la solution d'eau de Javel va progressivement réduire les ions hypochlorite présents. Or, comme on l'a déjà mentionné, le degré chlorométrique de la solution est directement proportionnel à la quantité d'ions hypochlorite.
Donc $^{\circ}\text{dCl}$ \searrow au cours du temps. ✓

2.3. D'après les indications fournies par le fabricant, identifier trois facteurs qui influent sur la dégradation de l'eau de Javel.

1pt Les 3 facteurs sont la chaleur, la lumière et le soleil (probablement pour les UV) ✓

3. Titrage d'une eau de Javel prête à l'emploi

On se propose de contrôler expérimentalement la concentration en ions hypochlorite $\text{ClO}^-(\text{aq})$ présents dans une solution S d'eau de JAVEL achetée en flacon de 2 L.

Pour cela, on procède au titrage de la solution S par une méthode indirecte dont les étapes sont décrites ci-après.

Étape 1 :

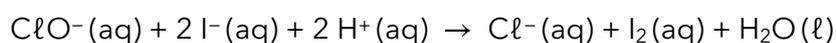
La solution S étant trop concentrée pour être dosée directement, on effectue une dilution au dixième afin d'obtenir un volume de 50,0 mL de solution diluée notée S'.

Étape 2 :

Dans un erlenmeyer de 150 mL, on introduit dans l'ordre :

- un volume $V' = 10,0 \text{ mL}$ de solution S' ;
- 20 mL d'une solution aqueuse d'iodure de potassium ($\text{K}^+(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq})$) de concentration effective en ions iodure $[\text{I}^-(\text{aq})] = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$;
- quelques gouttes d'acide sulfurique concentré.

La transformation chimique ayant lieu lors de cette étape peut être modélisée par la réaction d'équation :



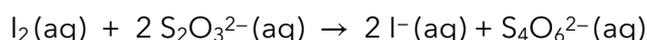
Les ions iodure $\text{I}^-(\text{aq})$ étant apportés en excès dans le mélange, la totalité des ions hypochlorite $\text{ClO}^-(\text{aq})$ initialement présents sont consommés.

Étape 3 :

On réalise le titrage du diiode $\text{I}_2(\text{aq})$ formé à l'issue de l'étape 2 par une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ($2 \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$).

La concentration effective en ions thiosulfate de cette solution est $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})] = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

La réaction support du titrage a pour équation :



À l'approche de l'équivalence, on ajoute quelques gouttes de thiodène dans le mélange réactionnel.

Lors de ce titrage, le volume de solution aqueuse de thiosulfate de sodium versé pour atteindre l'équivalence est $V_E = 12,4 \text{ mL}$.

En solution aqueuse, le diiode $\text{I}_2(\text{aq})$ est de couleur brune à forte concentration et jaune très pâle à faible concentration.

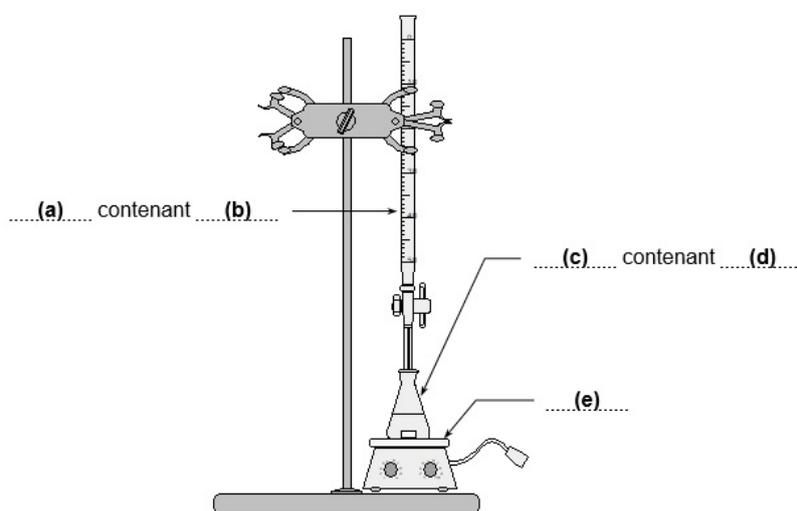
Une solution aqueuse de diiode devient bleu foncé en présence de thiodène.

Parmi l'ensemble des espèces mentionnées dans cet exercice, seul le diiode est coloré en solution aqueuse.

3.1. Indiquer les précautions à prendre lors de la manipulation des solutions S et S'.

1pt Il faut porter gants et lunettes.

3.2. On donne le schéma du dispositif expérimental mis en œuvre lors de l'étape 3. Indiquer sans recopier le schéma sur la copie, les termes à mettre en (a), (b), (c), (d) et (e) pour compléter la légende de ce schéma.



2,5pts

(a) burette graduée
(b) solution titrante de thiosulfate de sodium

(c) erlenmeyer
(d) solution titrée contenant le diiode
(e) agitateur magnétique.

3.3. Indiquer comment l'équivalence est repérée lors de ce titrage. Justifier la réponse.

1pt

La solution titrée est probablement de couleur brune ou jaune au départ du fait du diiode. Au fur et à mesure de l'ajout de thiosulfate, le diiode disparaît de la solution ce qui rend la couleur du mélange de plus en plus pâle (les autres espèces présentes sont supposées incolores).

Par avant l'équivalence, on ajoute du thiodène qui rend le mélange réactionnel bleu foncé à cause du diiode encore présent.

À l'équivalence, le diiode devient limitant et la solution devient donc incolore.

En résumé, l'équivalence est repérée par le passage d'une solution bleu foncée à incolore.

3.4. Déduire du résultat de ce titrage la quantité de matière de diiode formé dans le mélange réactionnel à l'issue de l'étape 2 et titré par le thiosulfate.

2pts À l'équivalence, le mélange est stœchiométrique, et d'après la stœchiométrie de la réaction support du titrage, on a:

$$\frac{n_{I_2}}{1} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2}$$

$$\Rightarrow n_{I_2} = \frac{[S_2O_3^{2-}] \times V_E}{2}$$

$$= \frac{(5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) \times (12,4 \text{ mL})}{2}$$

$$= \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \times 12,4 \cdot 10^{-3}}{2}$$

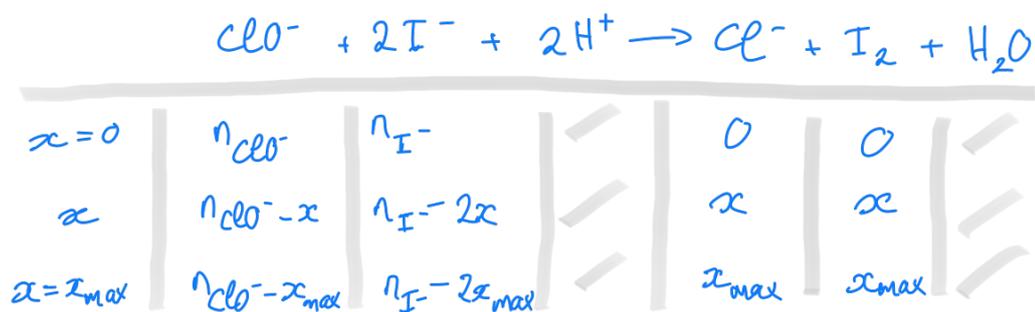
$$= \underline{3,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$$

3.5. Déterminer la concentration en quantité de matière des ions hypochlorite de la solution S et commenter le résultat.

Pour cette dernière question, le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie même si elle n'a pas abouti.

4pts L'étape 2 consistait à faire réagir les ions hypochlorite ClO^- avec un excès d'ions iodures.

Dressons le tableau d'avancement correspondant à cette étape:



Comme les ions iodures ont été placés en excès, les ions hypochlorites sont limitants et donc $n_{ClO^-} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = n_{ClO^-}$

Par conséquent, la quantité de molécules de diiode formées à l'issue de l'étape 2 vaut $n_{I_2} = \alpha_{\max} = n_{ClO^-}$ ~~⇒ déterminer la quantité de diiode~~ par le titrage permet de remonter à la quantité d'ions hypochlorite $ClO^-_{(aq)}$ de la solution S' !

La concentration en ions hypochlorite $ClO^-_{(aq)}$ de la solution S' est alors donnée par:

$$\begin{aligned} [ClO^-]' &= \frac{n_{ClO^-}}{V'} \\ &= \frac{n_{I_2}}{V'} \\ &= \frac{3,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{10,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}} \\ &= 3,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$

On peut enfin remonter à la solution S puisqu'on nous dit qu'elle est diluée au dixième pour obtenir S' .

$$\begin{aligned} \Rightarrow [ClO^-] &= 10 \times [ClO^-]' \\ &= \underline{3,1 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} \end{aligned}$$

Une solution neuve à 9°Cl est sensée être concentrée à $9,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On peut en déduire que cette solution d'eau de Javel est sans doute un peu vieille (ou a été entreposée à la lumière et/ou la chaleur, ce qui aurait pu accélérer la diminution de son degré chlorométrique).