

Hypochlorites et eaux de Javel – CORRECTION

1. Degré chlorométrique d'une eau de Javel

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 $0,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Pour obtenir 1L d'eau de javel à 9°chl , il a fallu 9 L de dichlore gazeux.

On calcule donc la quantité de matière de dichlore gazeux que cela représente $n_{\text{Cl}_2} = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_M}$

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{9}{22,4} = 0,4 \text{ mol.}$$

D'après l'équation de la réaction, la consommation d'une mole de dichlore produit une mole d'ions hypochlorites ClO^- .

Une eau de javel de titre chlorométrique 9°chl a donc bien une concentration en ions hypochlorites $\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$ de $0,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

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.

Solution mère : Berlingot

$$C_0 = 36^\circ\text{chl}$$

V_0 à diluer ?

Solution fille : Eau de Javel prête à l'emploi

$$C_1 = 9^\circ\text{chl}$$

$$V_1 = 2 \text{ L}$$

Au cours d'une dilution, il y a conservation de la quantité de soluté.

$$n_0 = n_1$$

$$C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

$$V_0 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_0}$$

$$V_0 = \frac{9 \times 2}{36} = 0,5 \text{ L}$$

$V_0 = 2 \times 250 \text{ mL} = 500 \text{ mL}$ On vérifie bien qu'il est nécessaire de diluer 2 berlingots de 250mL si l'on souhaite préparer 2L d'eau de Javel.

2. Limite de conservation des 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.

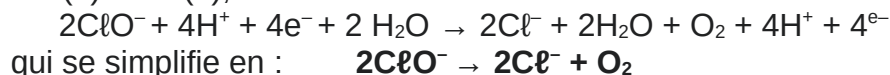
Voir la méthode avec ce diaporama : <https://labotp.org/Oxydoreduction.html>



L'ion hypochlorite ClO^- est l'oxydant car c'est lui qui capte les électrons

La première demi-équation (1) produit 4 électrons alors que la seconde (2) en consomme 2 : il convient d'ajouter le coefficient stœchiométrique 2 à la deuxième demi-équation.

On ajoute (1) + 2× (2), et on obtient :



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

D'après la question précédente, les ions ClO^- sont consommés progressivement. Puisqu'il y en a de moins en moins dans la solution, le degré chlorométrique d'une eau de javel diminue dans le temps.

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

① "À diluer dans les trois mois ... (dans les deux mois et demi en période **chaude**)" et "À conserver **au frais**" → Une **température** plus basse ralentit la dégradation.

② "À conserver à l'abri de la lumière et du soleil" → la **lumière** peut accélérer la dégradation.

③ La Javel la plus concentrée se conserve 2 ou 3 mois, alors que celle moins concentrée se conserve 3 ans → Une plus grande **concentration** peut accélérer la dégradation.

Ce sont les 3 facteurs influençant la dégradation de l'eau de Javel

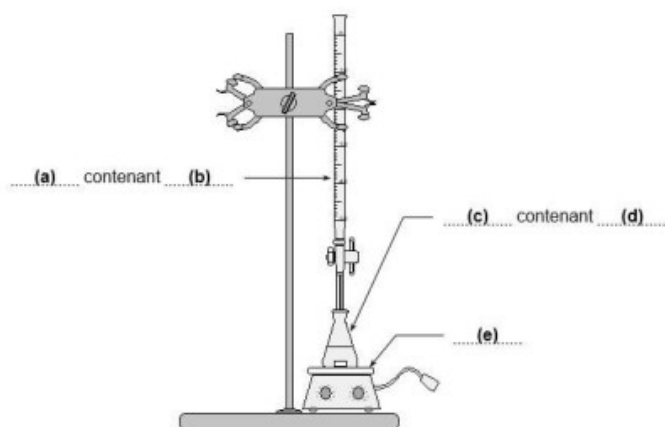
3.1. Indiquer les précautions à prendre lors de la manipulation des solutions S et S'



Le pictogramme alertant sur la toxicité de l'eau de javel étant indiqué sur la notice, il convient de porter les équipements de protection habituel : blouse, gants et lunettes de protection.

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.



(a) : burette

(b) : thiosulfate de sodium $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]_{(\text{aq})} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

(c) : erlenmeyer

(d) : volume V' de S' + 20 mL d'iodure de potassium $[\text{I}^-]_{(\text{aq})} = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ + quelques gouttes d'acide sulfurique + thiodène

(e) : agitateur magnétique

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

Le diiode I_2 jaune très pâle présent dans l'erlenmeyer va réagir avec les ions thiosulfate pour donner des ion iodure I^- incolores. Le thiodène permet de bien repérer la présence du diiode qu'il colore en bleu foncé.

L'équivalence sera atteinte lorsque tout le diiode aura réagi et par conséquent sera repérée par la disparition complète de la couleur bleue de la solution présente dans l'erlenmeyer.

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.

Calculons la quantité d'ions thiosulfate versé à l'équivalence :

$$n_{thio} = c_{thio} \cdot V_E$$

$$n_{thio} = 5,0 \times 10^{-2} \times 12,4 \times 10^{-3} = 6,2 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

L'équation de titrage nous indique que chaque molécule de diiode I_2 réagit avec 2 ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$.

À l'équivalence, tous les ions thiosulfate ayant réagi avec toutes les molécules de diiode, on en déduit que $n_{I_2} = \frac{n_{thio}}{2} = 3,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

Il s'est donc formé $3,1 \times 10^{-4}$ mol de diiode I_2 à l'issue de l'étape 2.

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

L'équation de la réaction ayant lieu à l'étape 2 indique que la consommation d'un ion ClO^- produit 1 molécule de diiode I_2 .

On en déduit que le volume V' de solution S' contenait $n_{ClO^-} = n_{I_2} = 3,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$ d'ions hypochlorite.

La concentration C' en ions hypochlorite de la solution S' est $C' = \frac{n_{ClO^-}}{V'}$

$$C' = \frac{3,1 \times 10^{-4}}{10 \times 10^{-3}} = 3,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

La solution S est 10 fois plus concentrée, on en déduit donc que la concentration en quantité de matière de la solution S vaut $C = 10 \cdot C'$

$$C = 3,1 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Cette valeur est significativement inférieure à la concentration théorique ($4 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$) en ions hypochlorite d'une eau de javel "neuve" : on peut supposer qu'il s'agit d'un échantillon qui a été conservé trop longtemps ou dans des conditions inadéquates (chaleur et/ou lumière).