

TP N° 4 :
Détermination du degré
chlorométrique d'une eau
de Javel

TP N° 4 : Détermination du degré chlorométrique d'une eau de Javel

I- But du TP

Vérifier le degré chlorométrique d'une eau de Javel par un titrage indirect.

II- Rappels théoriques

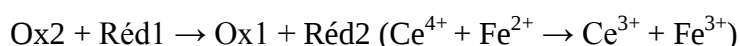
II-1 Définitions

Une réaction d'oxydo-réduction est un processus de transfert d'électrons d'une espèce à une autre. On appelle **réducteur** l'espèce qui **cède** les électrons (il s'oxyde) et **oxydant** l'espèce qui les **capte** au cours de la réaction (il se réduit). On définit ainsi le **couple redox** noté sous la forme : **oxydant/réducteur**.

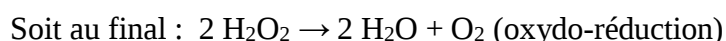
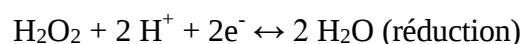
* **Une oxydation** est une perte d'électrons : $\text{Réd1} \leftrightarrow \text{Ox1} + n\text{e}^-$ ($\text{Fe}^{2+} \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$)

* **Une réduction** est un gain d'électrons : $\text{Ox2} + n\text{e}^- \leftrightarrow \text{Réd2}$ ($\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \leftrightarrow \text{Ce}^{3+}$)

L'oxydation d'un corps s'accompagne toujours de la réduction d'un autre. En effet, ne pouvant rester seuls, les électrons libérés sont nécessairement captés : on parle d'une **réaction d'oxydo-réduction (réaction redox)**. L'oxydation est une demi-réaction de l'oxydo-réduction, et la réduction est l'autre demi-réaction.



Note : certains composés chimiques peuvent se comporter aussi bien en oxydant qu'en réducteur. On dit qu'ils **se dismutent**. **Exemple** : $\text{H}_2\text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{H}^+ + \text{O}_2 + 2 \text{e}^-$ (oxydation)



II-2 Eau de Javel

L'eau de Javel est une solution aqueuse équimolaire de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) et d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{ClO}^-_{(\text{aq})}$).

L'eau de Javel est obtenue en dissolvant du dichlore gazeux dans une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium selon l'équation bilan :



Lors de la préparation de l'eau de Javel, les ions hydroxyde sont introduits en excès. Le pH de l'eau de Javel est compris entre 11 et 12.

Le constituant actif d'une eau de Javel est l'**ion hypochlorite** ($\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$). Les propriétés de l'eau de Javel sont dues au **caractère oxydant des ions hypochlorite** ClO^- . Ces ions peuvent donner lieu à plusieurs réactions, dans lesquelles interviennent divers facteurs : pH, concentrations, température, catalyseurs (ions métalliques), rayonnements (UV).

Quand on verse un acide fort dans l'eau de Javel, il y aura un dégagement du dichlore $\text{Cl}_{2(\text{g})}$:



Attention : Le dichlore Cl_2 est un gaz toxique.

Concentration d'une eau de Javel

Une eau de Javel est caractérisée par son **degré chlorométrique (°chl)**, défini comme étant le **volume, exprimé en litres, de dichlore gazeux (Cl_2), mesuré dans les conditions normales de température et de pression, qu'il faudrait utiliser pour fabriquer 1 litre de cette eau de Javel**. Dans ces conditions le volume molaire est $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Le pourcentage de chlore

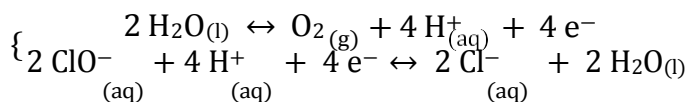
Le pourcentage de chlore ($\%\text{Cl}_2$) d'une eau de Javel est la masse, en gramme, de dichlore gazeux (Cl_2) utilisé pour préparer 100 g de cette eau de Javel. Toutefois, le pourcentage de chlore, pour une même qualité d'eau de Javel dépend de sa masse volumique qui, elle-même, varie avec le mode de préparation.

Conservation de l'eau de Javel

* L'eau de Javel peut se détruire par carbonatation par le dioxyde de carbone de l'air qui provoque une diminution du pH.

* L'ion hypochlorite, en solution dans l'eau, est fortement oxydant et il est, en particulier, susceptible d'oxyder l'eau. L'équation de la réaction est la suivante :

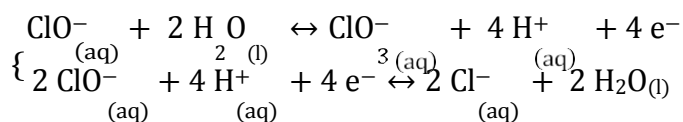
$2 \text{ClO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{O}_{2(\text{g})}$ telle que :



Cette réaction est lente ; c'est elle qui impose une limite de durée d'utilisation à l'eau de Javel. Cette décomposition peut être accélérée par divers catalyseurs tels que : les ions métalliques, la lumière et en particulier les rayonnements UV.

* L'ion hypochlorite se dismute avec **une élévation de température** en donnant des ions chlorate ClO^- selon la réaction : $3 \text{ClO}^- \leftrightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{ClO}^-$ telle que :

$$\underset{3}{\text{ClO}^-_{(\text{aq})}} \leftrightarrow \underset{2}{\text{Cl}^-_{(\text{aq})}} + \underset{1}{\text{ClO}^-_{(\text{aq})}}$$



Une eau de Javel sera donc conservée dans des récipients opaques non métalliques. Elle sera stockée à l'abri de la chaleur et diluée par de l'eau froide non polluée par des ions métalliques. Sa durée d'utilisation est limitée.

Utilisations de l'eau de Javel

L'eau de Javel est utilisée :

- pour désinfecter (les sanitaires, les ustensiles chirurgicaux,...) ;
- comme antiseptique (liqueur de Dakin, etc.) ;
- dans le traitement de l'eau potable ;
- dans le blanchiment de certains textiles.

III- Manipulation

III-1 Principe du titrage

Un excès d'ions iodure I^- est ajouté à un volume connu de solution d'eau de Javel en milieu acide. Le diiode (I_2), obtenu par réaction entre les ions hypochlorite ClO^- et iodure I^- , est ensuite titré par des ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ de concentration connue. La quantité d'ions hypochlorite s'en déduit. Ce titrage est dit «indirect» car ce n'est pas la solution d'eau de Javel que l'on titre, mais le diiode formé par l'addition d'un excès d'ions iodure sur l'eau de Javel.

III-2 Matériel et produits

Matériel	Produits
- Béchers - Erlenmeyers - Pipette graduée de 10 mL - Fiole jaugée de 100 mL - Eprouvette graduée - Burette graduée	- Eau de Javel de commerce - Solution d'iodure de potassium (KI) 0,1 M - Solution d'acide chlorhydrique (HCl) 1 M - Solution de thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) 0,1 M - Empois d'amidon - Eau distillée

III-3 Mode opératoire

III-3-1 Dilution de la solution d'eau de Javel (S)

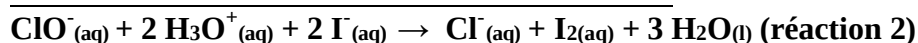
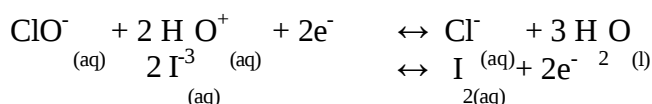
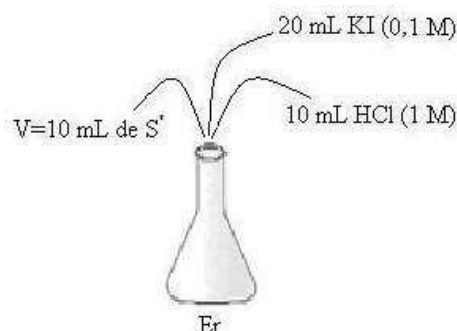
On veut effectuer une dilution au dixième de la solution commerciale.

Solution mère (S) : $C_M, V_M \rightarrow$ Solution fille (S') : $C', V_F = 100 \text{ mL}$ avec $C_M = F \cdot C'$. Le facteur de dilution F étant égal à 10 $\Rightarrow V_M = \frac{V_F}{10} = 10 \text{ mL}$.

III-3-2 Réduction des ions hypochlorite par les ions iode

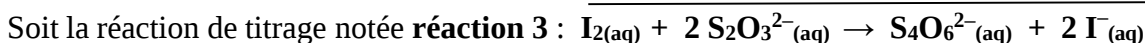
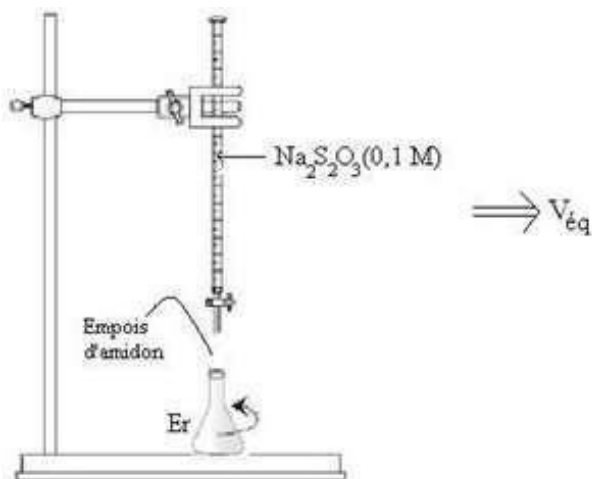
Dans un erlenmeyer, introduire :

- $V = 10,0 \text{ mL}$ de la solution (S') ;
- $20,0 \text{ mL}$ de la solution d'iode de potassium (KI) de concentration molaire $0,1 \text{ M}$.
- $10,0 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique (HCl) de concentration molaire 1 M .



III-3-3 Titrage

- Remplir la burette avec la solution de thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($0,1 \text{ M}$) et ajuster au zéro.
- Verser la solution de thiosulfate de sodium jusqu'à ce que la couleur de la solution contenue dans l'erlenmeyer devienne jaune pâle. Ajouter alors quelques gouttes d'empois d'amidon. Continuer à verser la solution titrante mais goutte à goutte jusqu'à la décoloration complète de la solution. Noter le volume obtenu (V_{eq}).



III-4 Exploitation des résultats de mesure

- À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques données par l'équation de titrage. D'après la réaction de titrage (réaction 3), la quantité d'ions thiosulfate apportés par la solution titrante est le double de celle des molécules de diiode initialement

présentes dans l'erenmeyer, soit : $n_{I_2} = \frac{n_{S_2O_3^{2-}}}{2}$.

- D'après la réaction 2 :

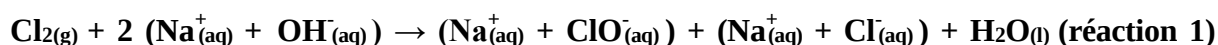
$$n_{ClO^-} \text{ initialement présents dans le prélèvement de volume } V \text{ de la solution diluée } S' = n_{I_2 \text{ formé}}.$$

- Or $[ClO^-]_{(aq)} S' = \frac{n_{ClO^-}}{V}$ avec **V le volume de la prise d'essai de la solution diluée S'** donc :

$$V = 10,0 \text{ mL} = 10^{-2} \text{ L}.$$

- La solution commerciale est **F** fois plus concentrée, on a alors $[ClO^-]_{(aq)} S = F [ClO^-]_{(aq)} S'$.

- Au cours de la fabrication de l'eau de Javel, il se produit la **réaction 1** d'équation :



Ainsi, on constate qu'une mole de dichlore peut conduire à la formation d'une mole d'ions hypochlorite, soit : $n_{Cl_2} = n_{ClO^-}$.

Pour **1 litre** de solution : $n_{Cl_2} = [ClO^-]_{(aq)} S$

Calcul du degré chlorométrique

Le degré chlorométrique d'une eau de Javel est le volume, exprimé en litres, de dichlore gazeux (Cl_2), mesuré dans les conditions normales de température et de pression, qu'il faudrait utiliser pour fabriquer 1 L de cette eau de Javel. On aura donc :

$$^{\circ}chl = V_{Cl_2} = n_{Cl_2} \cdot V_m, \text{ avec } V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

Remarque 1

La relation finale entre la grandeur calculée et les grandeurs mesurées est telle que :

$$^{\circ}chl = \frac{F \cdot C_{S_2O_3^{2-}} \cdot V_{\text{éq}} \cdot V_m}{2V}$$

Remarque 2

On peut travailler aussi avec les concentrations :

$$\text{À l'équivalence (réaction 3)} : n_{I_2} \cdot V_{I_2} = n_{S_2O_3^{2-}} \cdot V_{S_2O_3^{2-}} \Rightarrow 2C_{I_2} \cdot V_{I_2} = C_{S_2O_3^{2-}} \cdot V_{S_2O_3^{2-}}$$

$$\Rightarrow C_{I_2} = \frac{C_{S_2O_3^{2-}} \cdot V_{\text{éq}}}{2V}.$$

D'après la réaction 2 : $[ClO^-]_{(aq)} S' = [I_2]_{(aq)} S' = C_{I_2}$.

La solution commerciale est **F** fois plus concentrée, on a alors : $[ClO^-]_{(aq)} S = F \cdot [ClO^-]_{(aq)} S'$

Selon la réaction de fabrication de l'eau de Javel (réaction 1) : $[\text{Cl}_2]_{(g)} = [\text{ClO}^-]_{(aq)}$

Par ailleurs, $^{\circ}\text{chl} = V_{(\text{Cl}_2)} = n_{\text{Cl}_2} \cdot V_m$. Pour 1 litre d'eau de Javel : $^{\circ}\text{chl} = [\text{Cl}_2]_{(g)} \cdot V_m$.

Calcul du pourcentage de chlore (%Cl₂)

Le pourcentage de chlore (%Cl₂) d'une eau de Javel est la masse, en grammes, de dichlore gazeux (Cl₂) utilisé pour préparer 100 g de cette eau de Javel.

Pour **1 litre** d'eau de Javel :

$$n_{\text{Cl}_2} = [\text{ClO}^-]_{(aq)} = \frac{F \cdot C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} \cdot V_{\text{éq}}}{2V}$$

n_{Cl_2} moles $\rightarrow$ 1000 mL d'eau de Javel.

En passant aux masses, on aura :

$$n_{\text{Cl}_2} \cdot M_{\text{Cl}_2} \text{ (g)} \rightarrow 1000 \rho_{\text{eau de Javel}} \text{ (g)}$$

$$\% \text{Cl}_2 \rightarrow 100 \text{ g}$$

$$\text{Donc, } \% \text{Cl}_2 = \frac{100 \cdot n_{\text{Cl}_2} \cdot M_{\text{Cl}_2}}{1000 \cdot \rho_{\text{eau de Javel}}} \Rightarrow \% \text{Cl}_2 = \frac{n_{\text{Cl}_2} \cdot M_{\text{Cl}_2}}{10 \cdot \rho_{\text{eau de Javel}}}$$

On donne : $F = 10$, $V = 10,0 \text{ mL}$, $C_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, $M_{\text{Cl}_2} = 71 \text{ g.mol}^{-1}$, $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

et $\rho_{\text{eau de Javel}} = \dots\dots\dots$

Remarque

On peut calculer le pourcentage de chlore à partir du degré chlorométrique :

$$\% \text{Cl}_2 = \frac{^{\circ}\text{chl} \cdot M_{\text{Cl}_2}}{10 \cdot V_m \rho_{\text{eau de Javel}}}$$

On donne, ci-contre, pour les différents couples ox/red étudiés dans ce TP, l'échelle des potentiels standard.

et $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$.

