

**Objectifs**

- Relier évolution quantité matière réactifs/produits à l'état final en fonction du volume de solution titrante ajoutée
- Relier équivalence au changement de réactif limitant
- Relier équivalence à introduction réactifs dans proportions stœchiométriques
- Expliquer changement couleur à l'équivalence lors d'un titrage

PROBLEMATIQUE

L'eau de Javel est une solution oxydante utilisée comme désinfectant et comme décolorant.
Selon l'emploi utilisé il est important de **connaître sa concentration.**

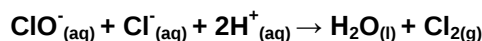
→ **Déterminer le degré chlorométrique de l'eau de Javel commercialisée**

DOCUMENTS**DOC 1 : La fabrication de l'eau de Javel et degré chlorométrique**

C'est dans le village de Javel que Claude Louis Berthollet (1748-1822) directeur à la manufacture des Gobelins, fabriqua un produit décolorant et désinfectant et l'employa dans le blanchiment des toiles textiles.

L'eau de Javel est obtenue par action du dichlore $\text{Cl}_{2(g)}$ sur de l'hydroxyde de sodium (=soude) et forme ainsi des ions $\text{Cl}^-_{(aq)}$ et des ions $\text{ClO}^-_{(aq)}$ et des ions $\text{Na}^+_{(aq)}$ et des molécules d'eau $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

En milieu acide (présence d'ion $\text{H}^+_{(aq)}$) l'eau de Javel subit une transformation :



Cette transformation permet de définir **le degré chlorométrique** de l'eau de javel.

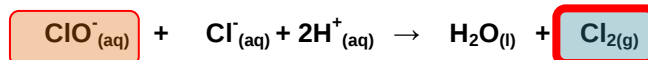
En effet, celui-ci est égal au **volume de dichlore $\text{Cl}_{2(g)}$ produit par V = 1,0 L d'eau de Javel** à une température de 0°C et une pressions P = 1,013 bar.

DOC 2 : Eau de javel commercialisée

Le bidon d'une eau de Javel commercialisée indique un degré chlorométrique de 12°

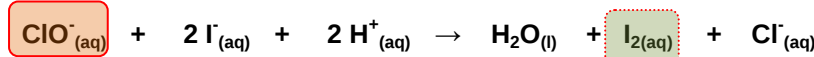
**DOC 3 : Protocole expérimental et explications des étapes**

Transformation de l'eau de Javel :

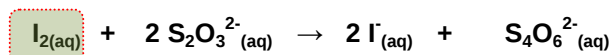


C'est ce que
je cherche

Ajout d'un excès d'ions iodures $\text{I}^-_{(aq)}$ à de l'eau de Javel :



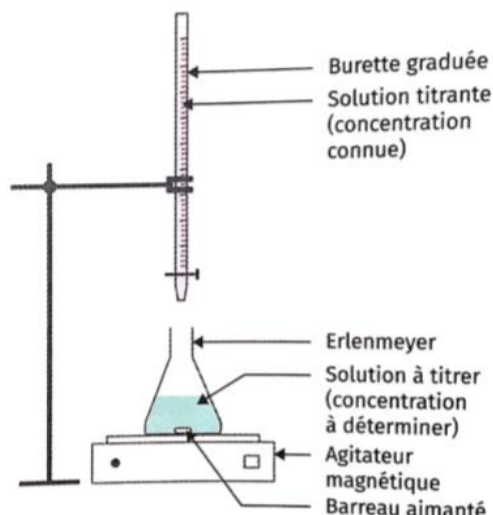
Dosage des I_2 ayant réagit :



1

2

3

DOC 4 : Montage expérimental pour le dosage

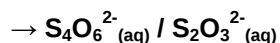
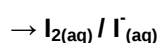
Solution de thiosulfate de sodium ($2\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$)

$$C_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$V_{1E} = 10,0 \text{ mL}$$

Eau de Javel diluée 10 fois = solution S $\rightarrow V_{\text{javel}} = 10,0 \text{ mL}$

- + $V(\text{I}^-) = 20 \text{ mL}$ (en très grand excès par rapport à l'eau de Javel)
- + Empois d'amidon qui permet de mieux repérer le changement de couleur

DOC 5 : Couples mis en jeu**DOC 4 : Volume molaire d'un gaz**

$$V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$$

QUESTIONS**DILUTION**

Q1 L'eau de Javel étant trop concentrée, il faut d'abord la diluer 10 fois afin d'obtenir une solution de $V_{\text{fille}} = 50,0 \text{ mL}$ de solution S.

Rédiger le protocole de dilution en précisant la verrerie utilisée au fur et à mesure pour fabriquer la solution S.

- verser la solution commerciale dans un bécher 25mL
- prélever $V_{\text{mère}} = 5,0 \text{ mL}$ d'eau de javel à l'aide d'une pipette jaugée de 5 mL et d'une propipette (rincée avec la solution à prélever)
- verser le volume prélevé dans une fiole jaugée de 50,0 mL
- remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au $\frac{3}{4}$ et agiter
- compléter jusqu'au trait de jauge et agiter

REACTIF TITRE

Q2 Dans un erlenmeyer on introduit dans cet ordre lors du dosage :

$$\rightarrow V_{\text{javel}} = 10,0 \text{ mL de solution S}$$

$$\rightarrow V(\text{I}^-) = 20 \text{ mL de solution d'iodure de potassium } (\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{I}^-_{(\text{aq})}).$$

Choisir la verrerie à utiliser.

Afin de mesurer le volume $V = 10,0 \text{ mL}$ de solution S, une pipette jaugée de 10,0mL est nécessaire. Pour la mesure du volume $V(\text{I}^-)$ de la solution d'iodure de potassium, il faut utiliser une éprouvette graduée moins précise car cette espèce chimique étant largement mise en excès la précision n'est pas importante

EQUATION DE REACTION	
Q3	Ecrire les 2 ½ équations électroniques des 2 couples mis en jeu lors du dosage. Ecrire l'équation de la réaction qui sera notée (3) entre le diiode et les ions thiosulfate Les deux demi-équations à partir des couples rédox sont : $I_2(l) + 2 e^- = 2I^-(aq)$ $S_4O_6^{2-}(aq) + 2 e^- = 2 S_2O_3^{2-}(aq)$ L'équation de la réaction est : $I_2(l) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) \longrightarrow 2 I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$

3

REACTION DE DOSAGE	
Q4	Expliquer la décoloration progressive du mélange réactionnel lors du dosage. Le mélange réactionnel se décolore car seul le diiode est coloré. Ainsi il réagit avec les ions thiosulfate et disparaît.

REACTIF LIMITANT	
Q5	Citer quel est le réactif limitant avant l'équivalence, après l'équivalence, à l'équivalence. Avant : Le réactif limitant avant l'équivalence est l'espèce chimique se trouvant dans la burette, le thiosulfate de sodium. Après : Le réactif limitant de la réaction après l'équivalence est le diiode car il a réagi entièrement. Le thiosulfate de sodium est alors en excès. À l'équivalence : les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques, c'est-à-dire qu'ils vérifient la relation suivante : $n(I_2) = \frac{n(S_2O_3^{2-})}{2}$, les deux sont limitants.

DIIODE ET HYPOCHLORITE	
Q6	Déduire des résultats de l'expérience de dosage la quantité de matière de diiode $n(I_2)$ présente dans le mélange réactionnel. À l'équivalence : $n(I_2) = \frac{n(S_2O_3^{2-})}{2} = \frac{c(S_2O_3^{2-}) \times V_{eq}}{2} = \frac{0,10 \times 10,0 \times 10^{-3}}{2} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ Sachant que cette quantité de matière correspond aussi à la quantité produite lors de la réaction Déduire la quantité de matière initiale d'ions hypochlorite de formule $ClO^-_{(aq)}$ initialement présents dans le prélèvement de volume V $n(I_2) = n(ClO^-)$

3

2

CONCENTRATION MOLAIRE	
Q7	Déterminer la concentration molaire en ions hypochlorite → de la solution S → de la solution commerciale $c(\text{ClO}^-) = \frac{n(\text{ClO}^-)}{V} = \frac{5,0 \times 10^{-4}}{10,0 \times 10^{-3}} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ La concentration des ions hypochlorite dans la solution S est de $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Toutefois, la solution commerciale est 10 fois plus concentrée, elle a une concentration en ions hypochlorite de : $5,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

DICHLORE	
Q8	En utilisant l'équation de la réaction chimique de la transformation de l'eau de Javel, calculer la quantité de matière de dichlore Cl_2 produite par 1,0 L d'eau de Javel. $\text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{aq})$ 1 Les réactifs étant introduits dans des proportions stœchiométriques, alors : $n(\text{ClO}^-) = n(\text{Cl}_2)$ $n(\text{Cl}_2) = c(\text{ClO}^-) \times V$ $n(\text{Cl}_2) = 5,0 \times 10^{-1} \times 1$ $n(\text{Cl}_2) = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ La quantité de matière en dichlore produite par un litre d'eau de Javel est de $5,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$.

DEGRE CHLOROMETRIQUE	
Q9	En déduire le degré chlorométrique de l'eau de Javel commercialisée. D'après le doc. 1, le degré chlorométrique « est égal au volume, exprimé en litre, de dichlore produit par un litre d'eau de Javel ». Ainsi : $V(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \times V_m$ $V(\text{Cl}_2) = 5,0 \times 10^{-1} \times 22,4$ $V(\text{Cl}_2) = 11 \text{ L}$ Ainsi, le degré chlorométrique est de 11°.

