

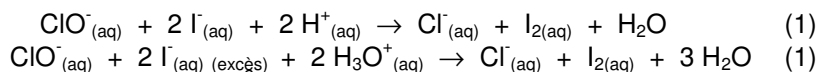
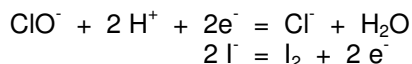
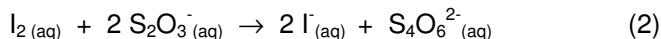
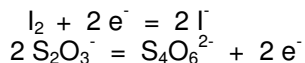
Éléments de correction**A-Degré chlorométrique :**

d'après l'équation chimique $\text{ClO}^-_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + 2\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} = \text{Cl}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$, on a $n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{Cl}_2}$

et $D = V_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \cdot V_m = n_{\text{ClO}^-} \cdot V_m$

donc $n_{\text{ClO}^-} = \frac{D}{V_m}$ or $V = 1 \text{ L}$ donc $D = [\text{ClO}^-] \cdot V_m$ avec $V_m = 22,4 \text{ l.mol}^{-1}$ dans les CNTP

Soit **$D = [\text{ClO}^-] \times 22,4$**

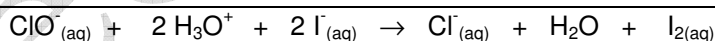
B-1-1 Réduction de ClO^- par I^- **B-1-2 Réduction de I_2 par $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (réaction de dosage)**

B-2 masse de la fiole jaugée de 50.0 mL vide = 44.54 g

Masse fiole jaugée de 50.0 mL + eau de Javel = 101.62 g

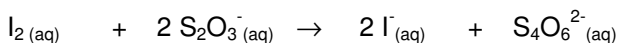
$$\mu = \frac{m}{V} = \frac{101.62 - 44.54}{50 \cdot 10^{-3}} = 1.14 \text{ g.cm}^{-3}$$

B-3-1 L'empois d'amidon est l'indicateur coloré du dosage du diiode (ou des ions triiodure I_3^-) par les ions thiosulfate. En effet, l'amidon se présente sous la forme d'une macromolécule tournée en hélice, dans laquelle peuvent s'insérer des molécules comme I_2 et former un complexe bleu intense. Ainsi lorsque tout le diiode a réagi avec les ions thiosulfate, la couleur bleue disparaît.

B-3-2

Etat initial	$c_1 V_1$	excès	excès	--	solvant	0
En cours de transformation	$c_1 V_1 - x$	--	--	--	--	x
Etat final	$c_1 V_1 - x_{\text{max}}$	--	--	--	--	x_{max}

D'où $x_{\text{max}} = c_1 V_1 = n(\text{I}_2)$

B-3-3

Etat initial	$n(\text{I}_2)$	$c_2 V_{2,\text{éq}}$	0	0
En cours de transformation	$n(\text{I}_2) - x$	$c_2 V_{2,\text{éq}} - 2x$	2x	x
Equivalence	0	0	$2x_{\text{éq}}$	

A l'équivalence on a : $x_{\text{éq}} = n(\text{I}_2) = \frac{c_2 V_{2,\text{éq}}}{2}$ d'où $c_1 V_1 = \frac{c_2 V_{2,\text{éq}}}{2}$ $c_1 = \frac{0.100 \cdot 14.4 \cdot 10^{-3}}{2 \cdot 10^{-3}} = 7.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

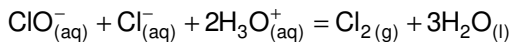
B-3-4 $D_1 = [\text{ClO}^-]_1 \times 22,4 = c_1 \times 22,4 = 1.61$; **$D = 20 \times D_1 = 32.3$** car $c = 20 \cdot c_1$

B-3-5

L'expression « chlore actif » désigne le chlore de l'hypochlorite qui est effectivement actif, mais aussi le chlore inactif comme oxydant, présent sous forme d'ions chlorure (Cl^-).

Pour obtenir le pourcentage de chlore actif ou % c.a., il faut calculer la masse de "chlore disponible",

$$n_{\text{chlore-actif}} = n_{\text{ClO}^-} + n_{\text{Cl}^-}$$



$n_{\text{ClO}^-} = n_{\text{Cl}^-}$ car L'eau de Javel est une solution basique ($\text{pH} \approx 12$) constituée d'un mélange équimolaire d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{ClO}^-_{(\text{aq})}$) et de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$).

donc $n_{\text{Cl}} = 2 \cdot n_{\text{ClO}^-}$

D'après les résultats précédents,

La solution diluée a une concentration $c_1 = 7.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
la solution commerciale a une concentration $c = 20 \cdot c_1 = 1.44 \text{ mol/L}$

Dans un litre $n_{\text{ClO}^-} = 1.44 \text{ mol}$

$$n_{\text{chlore-actif}} = 2 \cdot n_{\text{ClO}^-} = 2.88 \text{ mol}$$

$$m_{\text{chlore-actif}} = n_{\text{chlore-actif}} \cdot M_{\text{Cl}} = 2.88 \cdot 35.5 = 102 \text{ g}$$

Un litre d'eau de Javel pèse 1140 g

Le pourcentage de chlore actif est : $\% \text{ c.a.} = \frac{m_{\text{Cl}}}{m_{1\text{L_eau de Javel}}}$; $\% \text{ c.a.} = \frac{102}{1140} = 8.9\%$

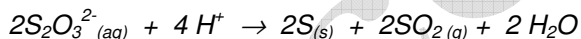
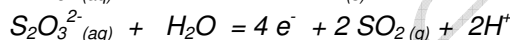
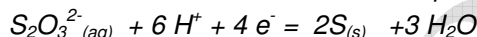
Valeur inférieure à l'indication portée sur le berlingo d'eau de Javel (9,6%).

Ecart relatif : $\frac{19.6 - 8.91}{9.6} = 0.08$ donc 8 % d'écart

B-4-1. Expériences complémentaires :

• Dismutation des ions thiosulfate en milieu très acide

Voir cours de chimie tronc commun partie A (facteurs cinétiques) :



On divise par 2:



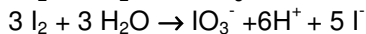
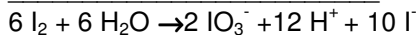
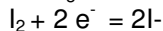
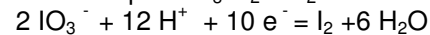
Donc:



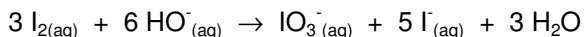
En milieu acide ($\text{pH} < 3$), les ions thiosulfate se dismutent pour former du soufre colloïdal.

B-4-2

Deux couples IO_3^-/I_2 et I_2/I^-



En milieu basique il n'y a pas de H^+ on ajoute 6 HO^- de chaque côté :



Le diiode se dismute en milieu basique pour former les ions iodure et iodate (IO_3^-).