Spécialité : Dosage d'une eau de Javel

Bac S 2003 Asie (ancien programme) · Exercice 4 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 Décrire une méthode permettant de diluer au dixième l'eau de Javel commerciale pour obtenir 50,0 mL de solution S. Préciser la verrerie (noms et volumes).

Données utiles $V_S = 50{,}0$ mL ; facteur de dilution $F = 10$

Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté est conservée : $c_0\,V_0 = c_S\,V_S$ avec $c_S = \dfrac{c_0}{10}$.

Volume de solution commerciale à prélever : $V_0 = \dfrac{V_S}{10} = \dfrac{50{,}0}{10} = 5{,}0$ mL.

Protocole :

- verser un peu d'eau de Javel commerciale dans un bécher ;
- prélever $5{,}0$ mL avec une **pipette jaugée de 5,0 mL** munie d'une propipette ;
- les introduire dans une **fiole jaugée de 50,0 mL** ;
- ajouter de l'eau distillée aux trois quarts, boucher, agiter ;
- compléter à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, boucher et homogénéiser.

Pipette jaugée de $5{,}0$ mL et fiole jaugée de $50{,}0$ mL : $V_0 = 5{,}0$ mL de solution commerciale complétés à $50{,}0$ mL.

PIÈGE
Proposer une éprouvette graduée ou un bécher : la concentration de S ne serait plus connue avec précision. Ne jamais pipeter directement dans le flacon.

MÉTHODE
Dilution d'un facteur F : le rapport volume de la fiole sur volume de la pipette vaut F. Toujours citer deux verreries jaugées, avec leurs volumes.

1.2 Quelle verrerie utiliser pour prélever $V = 10{,}0$ mL de solution S, puis $V' = 20$ mL de solution d'iodure de potassium ?

Le volume $V = 10{,}0$ mL de solution S contient les ions hypochlorite à doser : il doit être connu avec précision. On utilise une **pipette jaugée de 10,0 mL**.

Les ions iodure sont introduits en excès : la quantité de diiode formé ne dépend que de la quantité d'ions hypochlorite. Le volume $V' = 20$ mL n'a pas besoin d'être précis : une **éprouvette graduée** (de 25 mL ou 50 mL) convient.

V : pipette jaugée de $10{,}0$ mL ; V' : éprouvette graduée.

COMPRENDRE
L'écriture des volumes donne l'indice : « 10,0 mL » (trois chiffres significatifs) annonce une verrerie jaugée, « 20 mL » une verrerie simplement graduée.

2.1 Écrire l'équation de la réaction de titrage, notée (2), entre le diiode et les ions thiosulfate.

Données utiles couples $\mathrm{I_2\,(aq)}$ / $\mathrm{I^-\,(aq)}$ et $\mathrm{S_4O_6^{2-}\,(aq)}$ / $\mathrm{S_2O_3^{2-}\,(aq)}$

Réduction du diiode : $\mathrm{I_2\,(aq) + 2\,e^- = 2\,I^-\,(aq)}$

Oxydation des ions thiosulfate : $\mathrm{2\,S_2O_3^{2-}\,(aq) = S_4O_6^{2-}\,(aq) + 2\,e^-}$

Les deux demi-équations échangent deux électrons ; on les additionne :

$$\mathrm{I_2\,(aq) + 2\,S_2O_3^{2-}\,(aq) \longrightarrow 2\,I^-\,(aq) + S_4O_6^{2-}\,(aq)} \qquad (2)$$

PIÈGE
Vérifier les charges : $0 + 2 \times (-2) = -4$ à gauche, $2 \times (-1) + (-2) = -4$ à droite. Aucun électron ne doit rester dans l'équation finale.

2.2 Déduire des résultats du titrage la quantité de matière de diiode présente dans le mélange réactionnel.

Données utiles $c_1 = 0{,}10\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V_{1E} = 10{,}0\ \text{mL}$

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation (2) :

$$n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3{}^{2-})_{\text{versé}}}{2} = \frac{c_1\, V_{1E}}{2}$$

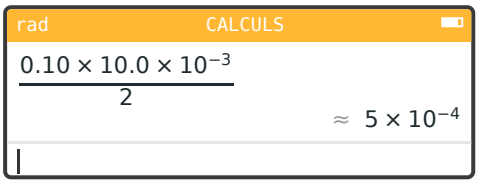
$$n(\text{I}_2) = \frac{0{,}10 \times 10{,}0 \times 10^{-3}}{2}$$

$\boxed{n(\text{I}_2) = 5{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol}}$

PIÈGE
Oublier le facteur $\frac{1}{2}$: il faut deux ions thiosulfate pour une molécule de diiode. Convertir V_{1E} en litres.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme c_1, la donnée la moins précise. Le thiodène (ou l'empois d'amidon) est bleu foncé en présence de diiode : l'équivalence se repère à la décoloration.

À LA CALCULATRICE



2.3 Calculer la quantité de matière d'ions hypochlorite initialement présents dans le prélèvement de volume V.

Données utiles $n(\text{I}_2) = 5{,}0 \times 10^{-4}$ mol (2.2)

La réaction (1) est totale et les ions iodure sont en excès : les ions hypochlorite sont le réactif limitant, ils sont entièrement consommés.

D'après l'équation (1), une mole d'ions ClO^- forme une mole de I_2 :

$$n(\text{ClO}^-)_{\text{initial}} = n(\text{I}_2)_{\text{formé}}$$

$\boxed{n(\text{ClO}^-) = 5{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol}}$

MÉTHODE
Titrage indirect : l'espèce étudiée est d'abord transformée entièrement en une autre (ici I_2), que l'on titre. On remonte ensuite à l'espèce de départ par la stœchiométrie de la première réaction.

2.4 Déterminer la concentration en ions hypochlorite de la solution S, puis de la solution commerciale.

Données utiles $n(\text{ClO}^-) = 5{,}0 \times 10^{-4}$ mol (2.3) ; $V = 10{,}0$ mL ; dilution au dixième

Dans la solution S :

$$[\text{ClO}^-]_S = \frac{n(\text{ClO}^-)}{V} = \frac{5{,}0 \times 10^{-4}}{10{,}0 \times 10^{-3}} = 5{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

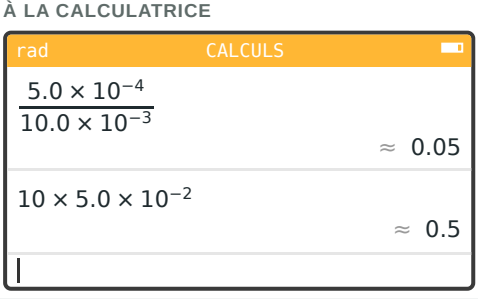
La solution commerciale est dix fois plus concentrée que S :

$$[\text{ClO}^-]_0 = 10 \times [\text{ClO}^-]_S = 10 \times 5{,}0 \times 10^{-2}$$

$\boxed{[\text{ClO}^-]_S = 5{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } [\text{ClO}^-]_0 = 0{,}50\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}$

PIÈGE
Diviser par le volume total du mélange (30 mL) ou par V_{1E}. Les ions hypochlorite dosés étaient contenus dans les seuls $10{,}0$ mL de solution S.

À LA CALCULATRICE



2.5 (2.5.1) À l'aide de l'équation donnée dans le texte encadré, calculer la quantité de matière de dichlore produite par un litre d'eau de Javel.

Données utiles $[\mathrm{ClO^-}]_0 = 0{,}50\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ (2.4) ; $V_J = 1{,}0\ \mathrm{L}$

Équation : $\mathrm{ClO^-\,(aq) + Cl^-\,(aq) + 2\,H^+\,(aq) = H_2O\,(l) + Cl_2\,(g)}$

La transformation est complète et une mole d'ions $\mathrm{ClO^-}$ produit une mole de $\mathrm{Cl_2}$:

$$n(\mathrm{Cl_2}) = n(\mathrm{ClO^-}) = [\mathrm{ClO^-}]_0 \times V_J = 0{,}50 \times 1{,}0$$

$n(\mathrm{Cl_2}) = 0{,}50$ mol

COMPRENDRE
L'eau de Javel est préparée à partir de dichlore et de soude, ce qui forme autant d'ions $\mathrm{Cl^-}$ que d'ions $\mathrm{ClO^-}$: en milieu acide, les ions hypochlorite sont donc tous consommés.

2.5.2 En déduire le degré chlorométrique de l'eau de Javel commerciale utilisée. Commenter le résultat.

Données utiles $V_m = 22{,}4\ \mathrm{L \cdot mol^{-1}}$; $n(\mathrm{Cl_2}) = 0{,}50$ mol (2.5.1) ; indication de la bouteille : 12° chl

Le degré chlorométrique est le volume de dichlore, en litres, libéré par un litre d'eau de Javel :

$$V(\mathrm{Cl_2}) = n(\mathrm{Cl_2}) \times V_m = 0{,}50 \times 22{,}4 = 11\ \mathrm{L}$$

Écart relatif avec l'indication de l'étiquette : $\dfrac{12 - 11{,}2}{12} \approx 7\ \%$.

Le résultat est proche de la valeur annoncée mais un peu plus faible. L'écart est compatible avec la précision du titrage (c_1 connue à deux chiffres significatifs). Il peut aussi venir du vieillissement de l'eau de Javel, dont les ions hypochlorite se décomposent lentement.

Degré chlorométrique : environ 11° chl, voisin des 12° chl annoncés (écart de 7 %).

PIÈGE
Utiliser $24\ \mathrm{L \cdot mol^{-1}}$: le degré chlorométrique est défini à 0 °C et 1,013 bar, d'où $V_m = 22{,}4\ \mathrm{L \cdot mol^{-1}}$, quelle que soit la température du laboratoire.

COMPRENDRE
« Commenter » demande une comparaison chiffrée avec l'étiquette, puis une cause plausible de l'écart. Une eau de Javel perd du titre avec le temps, la chaleur et la lumière.

À LA CALCULATRICE

