

Dosages par titrage - Correction

Exercice 01 : Dosage d'un antiseptique

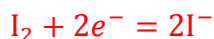
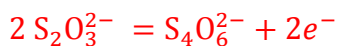
Les solutions aqueuses de diiode I_2 sont utilisées comme antiseptique à usage domestique. Avec une pipette jaugée (de précision 0,02 mL), on introduit $V_0 = 20$ mL d'antiseptique dans un bécher et on y ajoute une goutte d'empois d'amidon. On dose ensuite à l'aide d'une burette (précision 0,1 mL), par une solution de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) de concentration $C_T = 1,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ connue très précisément. Les solutions de diiode sont jaunes à marron en fonction de la concentration : l'empois d'amidon est incolore, mais devient bleu foncé en présence de I_2 . Le volume équivalent est $V_E = 10,7$ mL.

1. Expliquer comment on repère l'équivalence.

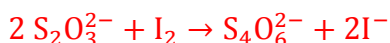
Au début du dosage, le bécher contient I_2 . La solution est jaune foncé et s'éclaircit à l'approche de l'équivalence, car I_2 est consommée. L'ajout d'empois d'amidon rend alors la solution bleue. A l'équivalence, tout I_2 est consommée. Il n'y en a plus après l'équivalence, et la solution devient incolore. L'empois d'amidon permet de rendre plus nette la disparition de la coloration (bleu à incolore au lieu de jaune pâle à incolore).

2. Les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont : $S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$ et I_2 / I^- . Ecrire l'équation-bilan de la réaction support du titrage.

Les demi-réactions d'oxydoréduction sont :



En effectuant la somme de sorte à éliminer les électrons, on obtient l'équation-bilan :



3. Calculer la concentration C_0 de I_2 dans l'antiseptique, et calculer l'incertitude associée.

Les quantités de matière introduites à l'équivalence sont respectivement C_0V_0 pour I_2 et C_TV_E pour l'ion thiosulfate. On en déduit qu'à l'équivalence : $C_0V_0 = \frac{C_TV_E}{2}$, soit $C_0 = \frac{C_TV_E}{2V_0}$

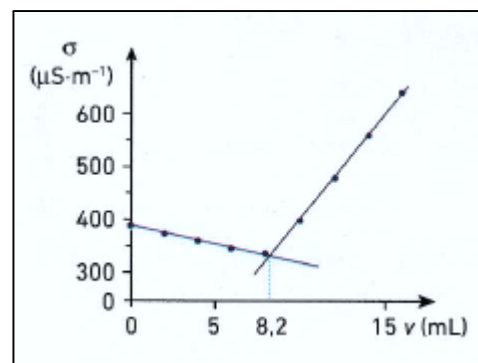
L'application numérique donne $C_0 = 1,01 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. En négligeant l'incertitude sur C_T , la formule sur la propagation des incertitudes donne (avec $\Delta V_0 = 0,02$ mL et $\Delta V_E = 0,1$ mL) :

$$\frac{\Delta C_0}{C_0} = \sqrt{\left(\frac{\Delta V_E}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{\Delta V_0}{V_0}\right)^2} = 9 \cdot 10^{-3}.$$

On en déduit : $\Delta C_0 = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$, d'où $C_0 = (4,01 \pm 0,04) \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Exercice 02 : Dosage conductimétrique

Les ions Pb^{2+} dissous dans l'eau sont très toxiques, ce qui rend l'eau ayant stagné dans des canalisations en plomb impropre à la consommation. On peut doser les ions Pb^{2+} par conductimétrie, le réactif titrant étant le sulfate de sodium ($2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$) ; l'ion sulfate forme avec le plomb un précipité $\text{PbSO}_4(\text{s})$. On prélève $V_0 = 20 \text{ mL}$ d'eau dans une canalisation en plomb, et on y ajoute environ $V' = 200 \text{ mL}$ d'eau distillée. On dose avec une solution de sulfate de sodium de la concentration $C_T = 4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$; la conductivité σ de la solution (figure ci-contre) est mesurée en fonction du volume v de réactif titrant ajouté.



1. Déterminer le volume équivalent et calculer la concentration C_0 en ions Pb^{2+} dans l'eau prélevée dans la canalisation. Sachant que l'eau est potable si la concentration en plomb est inférieure à $10 \mu\text{g.L}^{-1}$, que conclure ? La masse molaire du plomb vaut $207,2 \text{ g.mol}^{-1}$.

Le volume équivalent est repéré par l'intersection des deux portions de droite qu'on peut tracer à partir des points expérimentaux : $V_e = 8,2 \text{ mL}$. L'équation-bilan de la réaction support est : $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4(\text{s})$. Il est évident que pour consommer tout le plomb, on doit verser une quantité égale de SO_4^{2-} , soit $C_0 V_0 = C_T V_E$. d'où $C_0 = \frac{C_T V_E}{V_0} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

La concentration massique en plomb est : $1,6 \cdot 10^{-4} \times 207,2 = 34 \text{ mg.L}^{-1}$. Cette eau est impropre à la consommation.

2. Expliquer qualitativement la variation de la conductivité avant et après l'équivalence.

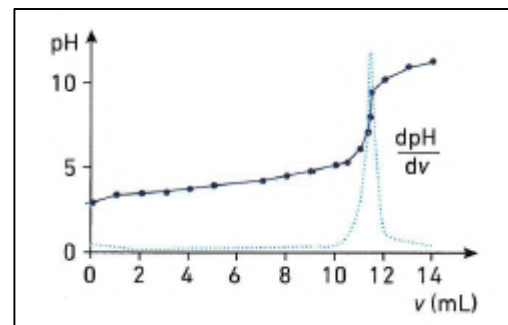
Avant l'équivalence, pour chaque ion Pb^{2+} qui précipite, on introduit un ion SO_4^{2-} (qui précipite aussi) et deux ions Na^+ . La quantité totale de charges dans la solution reste donc constante et la conductivité varie peu.

Après l'équivalence, le réactif titrant ajouté augmente la quantité d'ions en solutions, et plus aucun ion n'est éliminé car il n'y a plus de réaction (les ions Pb^{2+} ont tous réagi). La quantité totale de charges augmente fortement, et la conductivité aussi.

Exercice 03 : Dosage du principe actif de l'aspirine

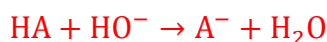
On souhaite déterminer la quantité d'acide acétylsalicylique (un acide faible noté HA) qui est le principe actif de l'aspirine, dans un cachet. Pour cela, on dissout le cachet dans $V_0 = 250 \text{ mL}$ d'eau. On prélève ensuite $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de cette solution, et on la dose par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) à la concentration $C_T = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH du mélange est mesuré en fonction du volume v de réactif titrant ajouté ; la courbe $\text{pH}(v)$ (bleu foncé) ainsi que celle de sa dérivée dpH/dv (bleu clair) sont représentées sur la figure ci-contre.



1. Sachant que l'acide acétylsalicylique est un acide, déterminer l'équation support du dosage.

L'acide acétylsalicylique est un acide HA et le réactif titrant est une base (ion hydroxyde HO^-). La réaction support du titrage est donc la réaction acido-basique :



2. Calculer la quantité de matière d'acide acétylsalicylique présente initialement dans le volume V_1 .

On appelle n_1 la quantité de matière d'acide acétylsalicylique HA introduit au départ. La quantité d'ions hydroxyde introduite à l'équivalence est $C_T V_E$. On en déduit la relation : $n_1 = C_T V_E$.

Le volume équivalent se lit sur le courbe niveau du saut de pH : $V_E = 11,4 \text{ mL}$, d'où $n_1 = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

3. Calculer la masse d'acide acétylsalicylique contenue dans le cachet, sachant que sa masse molaire vaut $M_{\text{HA}} = 180 \text{ g.mol}^{-1}$.

Le volume V_1 est un prélèvement effectué dans la solution de volume V_0 : la concentration de HA est donc la même dans les deux volumes. Soit n_0 la quantité d'acide acétylsalicylique HA dans V_0 .

On a donc : $\frac{n_0}{V_0} = \frac{n_1}{V_1}$, soit $n_0 = \frac{n_1 V_0}{V_1} = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

La masse correspondante est $m_0 = n_0 M_{\text{HA}} = 0,50 \text{ g}$.

Ce document PDF gratuit à imprimer est issu de la page :

- [Exercices Terminale Physique - Chimie : Chimie Contrôle de la qualité par dosages Dosages par titrage - PDF à imprimer](#)

Le lien ci-dessous vous permet de télécharger cet exercice avec un énoncé vierge

- [Dosages par titrage - Terminale - Exercices](#)

Les exercices des catégories suivantes pourraient également vous intéresser :

- [Exercices Terminale Physique - Chimie : Chimie Contrôle de la qualité par dosages Dosages par étalonnage - PDF à imprimer](#)

Besoin d'approfondir en : Terminale Physique - Chimie : Chimie Contrôle de la qualité par dosages Dosages

- [Cours Terminale Physique - Chimie : Chimie Contrôle de la qualité par dosages Dosages par titrage](#)
- [Vidéos pédagogiques Terminale Physique - Chimie : Chimie Contrôle de la qualité par dosages Dosages par titrage](#)