




Dosage de l'eau oxygénée

Document 1	Eau oxygénée	Document 2	Volume molaire
<p>Le peroxyde d'hydrogène est un composé chimique de formule H_2O_2. Sa solution aqueuse est appelée eau oxygénée. Elle est incolore et légèrement plus visqueuse que l'eau.</p> <p>Le peroxyde d'hydrogène possède à la fois des propriétés oxydantes par exemple vis-à-vis d'ions iodure et des propriétés réductrice par exemple vis-à-vis des ions permanganate.</p> <p>Lorsqu'elle est dite à "10 volumes" sa concentration molaire vaut :</p> <p style="text-align: center;">$C = 0,88 \text{ mol.L}^{-1}$</p>		<p>Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz.</p> <p>Dans les conditions de température et de pression du laboratoire ce volume molaire vaut :</p> <p style="text-align: center;">$V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$</p>	
		Document 3	Couples redox
		H_2O_2/H_2O MnO_4^-/Mn^{2+}	O_2/H_2O_2

I) Protocole expérimental

- 1) Préparer 50mL de solution d'eau oxygénée dite « à 10 volume » diluée 10 fois : choisir pour cela la verrerie la plus adaptée.
- 2) Préparer la burette graduée avec la solution titrante.
- 3) Après avoir placé 10mL de solution diluée dans un erlenmeyer, débiter le dosage en versant 1,0mL de solution titrante dans la solution titrée : la solution titrée prend une teinte marron.
- 4) Ajouter dans l'Erlenmeyer 6 gouttes d'acide sulfurique concentré.
- 5) Poursuivre le dosage « rapide » jusqu'à atteindre l'équivalence **appeler le professeur**.
- 6) Réaliser un second dosage précis : **vous appellerez le professeur juste avant l'équivalence**.
- 7) Noter le volume équivalent obtenu.
- 8) Ranger votre paillasse puis répondre aux questions sur la fiche de réponse.

II) Réponses

- 1) Ecrire et équilibrer les demi-équations des couples intervenant dans le dosage.

Couple de l'espèce titrante

Couple de l'espèce titrée

- 2) En déduire l'équation du dosage

- 3) Justifier le changement de couleur de la solution à l'équivalence.



4) Ecrire l'équation liant $n_{\text{MnO}_4^-}$ à $n_{\text{H}_2\text{O}_2}$ au moment de l'équivalence et noter dans le cadre le volume équivalent mesuré.


$V_E =$

5) En déduire la concentration en H_2O_2 de l'eau oxygénée dosée.

6) Sachant que l'eau oxygénée dosée est issue d'une eau oxygénée du commerce diluée 10 fois, le résultat que vous avez obtenu est-il cohérent avec les données ? Justifier

7) Schématiser et légender le montage ayant permis de réaliser le dosage.

Dosage des nitrates dans l'eau

Document 1	Eutrophisation		
<p>L'eutrophisation est la modification d'un milieu aquatique liée à un apport excessif de matière nutritive. Cet apport en azote (N) et phosphore (P) est principalement dû aux apports provenant des épandages agricoles (engrais, lisiers...) et aux eaux usées urbaines et industrielles.</p> <p>Les conséquences sont une augmentation du volume d'algues, une dégradation de la qualité de l'eau, un envasement rapide.</p> <p>On peut ainsi voir des "marées vertes" sur les côtes bretonnes, ou des lacs peu profonds se transformer en marais puis en prairies.</p>			
Document 2	Pollution aux nitrates		
<p>En France, la présence de nitrates dans les eaux continentales provient à 66 % de l'agriculture, suite à l'épandage de doses massives d'engrais azotés et de lisier (effluents d'élevage), les zones les plus atteintes étant les plaines alluviales qui récoltent les eaux des grands bassins versants et sont des lieux privilégiés d'agriculture intensive. Le reste est issu des rejets des collectivités locales (22 %) et de l'industrie (12 %).</p> <p>Très solubles dans l'eau, les nitrates constituent aujourd'hui la cause majeure de pollution des grands réservoirs d'eau souterraine du globe.</p>			
Document 3	Dosage par les ions fer II	Document 4	Dosage par le cuivre
<p>Les ions fer II ($Fe^{2+}_{(aq)}$) réagissent avec les ions nitrate. Afin de doser les ions nitrate présents dans une solution il suffit donc d'introduire une quantité d'ions fer II connue dans la solution puis de doser les ions fer II n'ayant pas réagi. Pour cela on utilise des ions permanganate (violets) qui se décolorent en réagissant avec les ions fer II n'ayant pas réagi.</p> <p>Les ions fer sont incolores à la concentration utilisée.</p>		<p>On chauffe à reflux la solution à doser à laquelle on ajoute des copeaux de cuivre. Le cuivre réagit sur les ions nitrates selon la réaction suivante :</p> $3 Cu + 2 NO_3^- + 8 H^+ \rightarrow 2 NO + 4 H_2O + 3 Cu^{2+}$ <p>Après une complexation des ions cuivre grâce à de l'ammoniac, on dose par spectrophotométrie les ions cuivre formés.</p>	
Document 5	Normes en nitrates	Document 6	Masses molaires
<p>« Depuis 1975, en Europe, le taux d'ions nitrate dans les eaux de surface destinées à la consommation humaine est limité à 50 mg.L^{-1} et on estime qu'un taux inférieur ou égal à 25 mg.L^{-1} serait préférable. Pour limiter le phénomène de prolifération des algues vertes, il n'existe pas de valeur limite à respecter, mais tous les scientifiques considèrent qu'il faudrait atteindre un taux inférieur à 10 mg.L^{-1}. »</p> <p><i>Source : www.developpement-durable.gouv.fr</i></p>		$M(C) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(N) = 14,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$	

I) Questions préliminaires

- 1) Expliquer le terme "marées vertes" du document 1
- 2) Les nitrates sont qualifiés de "composés azotés". Expliquer pourquoi.
- 3) Ecrire et équilibrer la demi-équation redox du couple Fe^{3+}/Fe^{2+} .
- 4) Ecrire et équilibrer la demi-équation redox du couple NO_3^-/NO .
- 5) En déduire l'équation de la réaction de dosage.

II) Dosage des ions nitrate par les ions fer II

On souhaite doser les ions nitrate présents dans 20,0 mL d'eau d'un lac. Pour cela on ajoute à cette eau 10,0 mL d'une solution contenant des ions Fe^{2+} . On dose l'excès d'ions fer II avec une solution d'ions permanganate. Comment repérer l'équivalence ?

III) Dosage des ions nitrate par le cuivre

On dose les ions nitrate présents dans 20,0 mL de l'eau d'un lac à l'aide de copeaux de cuivre. Le dosage par spectrophotométrie indique que la quantité d'ions cuivre formés est égale à $4,0 \cdot 10^{-5}$ mol.

1) Pourquoi faut-il ajouter de l'acide pour faire réagir les ions cuivre et les ions nitrate ?

2) Quelle est la quantité d'ions nitrate présents dans les 20,0 mL d'eau de lac ? Expliquer.

3) En déduire la **concentration massique** en nitrate de l'eau de ce lac sous la forme $t_{\text{nitrate}} \mp \Delta t_{\text{nitrate}}$.
On précise que :

$$\left(\frac{\Delta t_{\text{nitrate}}}{t_{\text{nitrate}}}\right)^2 = \left(\frac{\Delta C_{\text{nitrate}}}{C_{\text{nitrate}}}\right)^2 + \left(\frac{\Delta M_{\text{nitrate}}}{M_{\text{nitrate}}}\right)^2 \text{ avec } \Delta C_{\text{nitrate}} = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } \Delta M_{\text{nitrate}} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

4) Conclure quant au développement des algues.