Guadeloupe 1997 - **Le peroxyde d'hydrogène en présence d'ions fer III (Fe^{3+})** - ? points

Calculatrice autorisée - $?min$

Couple	Demi-équations électronique	E^0
H_2O_2/H_2O	$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\,e^- \rightleftarrows 2\,H_2O$	$1,77\,V$
O_2/H_2O_2	$O_2 + 2\,H^+ + e^- \rightleftarrows H_2O_2$	$0,69\,V$
MnO_4^-/Mn^{2+}	$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightleftarrows Mn^{2+} + 4\,H_2O$	$1,551\,V$
Fe^{3+}/Fe^{2+}	$Fe^{3+} + e^- \rightleftarrows Fe^{2+}$	$0,77\,V$

L'eau oxygénée est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H_2O_2. Le peroxyde d'hydrogène est l'oxydant du couple H_2O_2/H_2O et le réducteur du couple O_2/H_2O_2.

Il peut se décomposer suivant la réaction :

$$2\,H_2O_2 \longrightarrow O_2 + 2\,H_2O$$

cette réaction de dismutation qui est lente à la température ambiante.

L'ion fer III, Fe^{3+} catalyse cette réaction de décomposition.

Le peroxyde d'hydrogène, se comportant comme un réducteur, peut être oxydé par l'ion permangagnate MnO_4^- suivant l'équation-bilan :

$$2\,MnO_4^- + 5\,H_2O_2 + 6\,H^+ \longrightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,O_2 + 8\,H_2O$$

Cette réaction est rapide aux températures ordinaires.

Etude expérimentale

Dans un erlenmeyer de $250\,mL$, on verse $5\,mL$ d'une solution acidifiée de chlorure de fer III puis $85\,mL$ d'eau. A l'instant origine, on ajoute $10,0\,mL$ d'eau oxygénée du commerce. Toutes les 5 minutes, on prélève $10\,mL$ du mélange précédent auquel on ajoute $40\,mL$ d'eau glacée et $10\,mL$ d'une solution d'acide sulfurique de concentration $1,0\,mol.L^{-1}$. On dose chacune des prises d'essai par une solution de permanganate de potassium de concentration $2,0 \times 10^{-2}\,mol.L^{-1}$. Le volume de permangante de potassium nécessaire pour obtenir une coloration persistante dans chaque essai sera noté $V(MnO_4^-)$.

Les prélèvements effectués ne modifient pas la cinétique de la réaction étudiée.

t en min	0	5	10	15	20	25	35	40	50	60
$V(MnO_4^-)$ en mL	$17,9$	$14,8$	$12,6$	$10,8$	$9,2$	$7,8$	$6,2$	$5,4$	$4,5$	$3,6$

1. Pourquoi a-t-on ajouté de l'eau glacée à chaque prélèvement avant dosage par la solution de permanganate de potassium.
2. Justifier que la concentration en péroxyde d'hydrogène $[H_2O_2]$ dans le milieu réactionnel en fonction de la concentration en permanganate de potassium $[MnO_4^-]$, du volume $V(MnO_4^-)$, versé et du volume de peroxyde d'hydrogène $V(H_2O_2)$ s'écrit :

$$[H_2O_2] = 5\,[MnO_4^-] \times \frac{V(MnO_4^-)}{2\,V(H_2O_2)}$$

   Calculer cette concentration aux différents instants indiqués dansle tableau des résultats expérimentaux.
3. Représenter sur une feuille de papier millimétré le graphe de la concentration du peroxyde d'hydrogène en fonction du temps. On adoptera pour les échelles : en abscisse $1\,cm$ pour $5\,min$ et en ordonnée $1\,cm$ pour $10\,mmol.L^{-1}$.
4. Déterminer graphiquement la vitesse initiale de disparition du peroxyde d'hydrogène. Déterminer aussi le temps de demi réaction, c'est-à-dire le temps au bout duquel la moitié du peroxyde d'hydrogène initialement présent a disparu.
5. Sans écrire les équations-bilan, indiquer pourquoi les ions Fe^{3+} catalysent la dismutation du peroxyde d'hydrogène.