

OXYDO-RÉDUCTION

Q1 :

On réalise l'électrolyse de 100 mL d'une solution de AgNO_3 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ entre 2 électrodes de graphite.

Au bout de 15 minutes, on retire l'anode et on la pèse après l'avoir séchée. On constate une augmentation de 0,45 g.

- Quelles sont les espèces présentes dans la solution ? Ecrivez les équations d'oxydation et de réduction puis le bilan de l'électrolyse.
- Déterminez la concentration finale en ion Ag^+ de la solution.

Q2 :

Soit les couples suivants $\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2$ et $\text{SO}_4^{2-} / \text{S}_2\text{O}_6^{2-}$, écrire l'équation rédox pondérée de la réaction. Le premier couple est placé plus haut dans la classification des couples rédox.

Q3 :

Soit la pile : $\text{Fe} / \text{Fe}^{2+} // \text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$

- Quels sont les pôles positif et négatif de cette pile?
- Ecrivez les demi-réactions aux électrodes et l'équation bilan.
- Quelles sont les concentrations finales en ions Fe^{2+} et Sn^{2+} si chaque demi-pile contient au départ 50 mL de solutions $0,1 \text{ mol/L}$ et si la lame de fer a diminué de 28 mg ? (partie plus difficile)

Q4 :

On fait circuler un courant gazeux de dichlore dans une solution d'iodure de sodium (source d'ions iodure). Il apparaît une coloration brune due au diiode formé dont on mesure le volume 30mL dans les CSTP (une mole occupe 24,5 L dans ces conditions) et des ions chlorure. Quelle est la masse de dichlore utilisé au départ et quelle quantité (masse) d'ions chlorure va-t-on mesurer après réaction ?

Q5 :

L'anion thiosulfate ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) est un réducteur capable de réduire l'iode (I_2) en anions iodure.

- Etablissez l'équation de la réaction sachant qu'en libérant deux électrons, deux anions thiosulfate se transforment en un anion tétrathionate ($\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$).
- Les solutions d'ions I^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ sont incolores. Celles d'iode sont jaunes ou brunes suivant la concentration. Partie plus difficile

La coloration brune du iode disparaissant au contact des ions thiosulfate, on peut utiliser cette réaction pour doser le iode. Dès que l'on dépasse le point d'équivalence la solution se décolore puisque toutes les molécules d'iode sont consommées.

Pour rendre ce dosage plus précis, on utilise un indicateur de fin de réaction, l'empois d'amidon. Celui-ci forme avec l'iode un composé de couleur bleue. Cet indicateur est utilisé en faible quantité quand la solution d'iode est devenue très pâle, juste avant l'équivalence (même concentration des deux solutions).

On prélève un volume $V_{\text{ox}} = 20 \text{ mL}$ d'une solution d'iode à doser. La coloration bleue est obtenue lorsque nous avons ajouté 16,0 mL d'une solution de thiosulfate $0,12 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Quelle est la concentration de la solution d'iode ?