

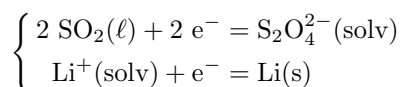
1S2 - Physique-Chimie
Devoir en classe n°8 - Durée : 1h
Proposition de correction

EXERCICE I : DISSOLUTION DU CHLORURE DE FER – 13 POINTS
--

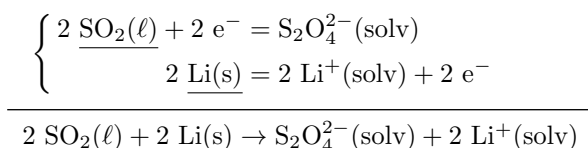
1. Dissolution du chlorure de fer (III) hexahydraté : $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \xrightarrow{\text{eau}} \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
2. Voir le cours. La molécule d'eau a une géométrie coudée en raison des deux doublets non liants de l'oxygène. Or l'oxygène est plus électronégatif que l'hydrogène donc les deux liaisons O – H sont polarisées. Ces deux faits impliquent que la molécule présente une polarisation globale.
3. Les trois étapes de la dissolution d'un solide ionique sont : la **dislocation** du cristal (les molécules d'eau, polaires, détachent les ions du cristal ionique par interaction électrostatique), la **solvatation** des ions (les molécules d'eau, polaires, entourent les cations et les anions et interagissent avec eux dans la solution de façon électrostatique) et enfin la **dispersion** des ions dans la solution (sous l'effet de la convection, de la diffusion et de l'agitation thermique, les ions se répartissent dans toute la solution).
4. Quantité de matière de soluté nécessaire :
 $n(\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = c \cdot V = 1,00 \cdot 10^{-1} \times 250,0 \cdot 10^{-3} = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
Masse molaire du soluté :
 $M(\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = M_{\text{Fe}} + 3 \cdot M_{\text{Cl}} + 12 \cdot M_{\text{H}} + 6 \cdot M_{\text{O}} = 270,42 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Masse de soluté nécessaire :
 $m(\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = n(\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 2,50 \cdot 10^{-2} \times 270,42 = 6,76 \text{ g}$
5. Mode opératoire de préparation de la solution S : peser précisément 6,76 g de chlorure de fer à l'aide d'une balance de précision. Introduire ce solide dans une fiole jaugée de 250 mL et ajouter de l'eau distillée. Agiter jusqu'à complète dissolution du solide. Compléter la fiole à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et agiter pour homogénéiser.
6. D'après l'équation de dissolution : $[\text{Fe}^{3+}] = c = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^{-}] = 3 \cdot c = 3,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
7. Lors de la dilution, la quantité de matière de soluté est conservée d'où : $c \cdot V = c' \cdot V'$ d'où le volume de solution S à prélever : $V = \frac{c' \cdot V'}{c} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \times 100,0}{1,00 \cdot 10^{-1}} = 5,00 \text{ mL}$
8. Pour préparer la solution S' il faut utiliser une pipette jaugée de 5 mL et une fiole jaugée de 100 mL.

EXERCICE II : PILES ET RADIOCOMMUNICATIONS – 7 POINTS

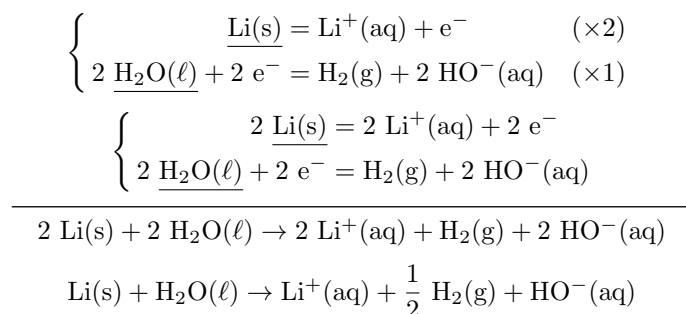
1. Demi-équations d'oxydoréduction des deux couples :



2. Si le lithium constitue le pôle négatif de cette pile, cela signifie que c'est le lithium qui fournit les électrons au circuit extérieur : les électrons quittent donc l'électrode de lithium où se produit une oxydation (perte d'électrons). L'autre électrode, contenant du $\text{SO}_2(\ell)$, reçoit les électrons : il s'y produit donc une réduction (gain d'électrons). On en déduit que l'électrode de lithium constitue l'anode alors que l'électrode contenant du $\text{SO}_2(\ell)$ constitue la cathode. L'équation-bilan de la réaction modélisant le fonctionnement de la pile est donc la suivante :



3. Dans l'équation de la réaction du lithium métallique avec l'eau, on peut identifier deux couples d'oxydo-réduction : $\text{Li}^+(\text{aq})/\text{Li}(\text{s})$ et $\text{H}_2\text{O}(\ell)/\text{H}_2(\text{g})$ et retrouver, à partir de ces couples, l'équation donnée dans l'énoncé (voir ci-dessous). Ainsi, il s'agit bien d'une réaction d'oxydoréduction.



4. Ces piles doivent être recyclées et ne doivent jamais être ouvertes afin d'éviter que le lithium solide qu'elles contiennent encore en fin de vie ne soit en contact avec l'eau, ce qui provoquerait une explosion de la pile. En outre, ces piles contiennent d'autres espèces chimiques dangereuses pour l'environnement.