

GENERALISATION DE L' OXYDOREDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE



Exercice 1 :

Ecrire les demi-équations électroniques des couples suivants :

- a)  $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$  ;      b)  $\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$  ;      c)  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$   
d)  $\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  ;      e)  $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$  ;      f)  $\text{HClO} / \text{Cl}_2$

Exercice 2:

On appelle sel de Mohr un corps cristallisé possédant la composition :  $\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6\text{H}_2\text{O}$ .

On dissout 1,28 g de sel de Mohr dans 100 cm<sup>3</sup> d' eau.

- 1) Quelle est la composition molaire en ion  $\text{Fe}^{2+}$  de la solution obtenue.
- 2) Quel volume d' une solution acidifiée de permanganate de potassium à 0,01 mol/L faut-il utiliser pour que tous les ions  $\text{Fe}^{2+}$  soient oxydés en ions  $\text{Fe}^{3+}$ .

Exercice 3 :

On dispose d' un mélange de poudre de fer et d' aluminium. On traite 6,7g par de l' acide chlorhydrique en excès. Le gaz obtenu occupe un volume de 5,47 L à 20° C sous une pression de 101,3 kPa.

- 1) Calculer la masse de chaque métal dans le mélange.
- 2) Calculer le pourcentage molaire de chaque métal dans le mélange.

Données : les couples mis en jeu sont :  $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$  ;       $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$  ;       $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$

Exercice 4 :

1) Les solutions contenant de l' ion fer (II) son peu stables en présence d' air. En effet, le dioxygène de l' air peut se dissoudre dans ces conditions et oxyder les ions fer (II) en ions fer (III). Sachant que le dioxygène est réduit en eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ), écrire la demi-équation correspondante, puis l' équation-bilan de la réaction complète. Comment varie le pH au cours de cette réaction. Quelle conséquence cette variation peut-elle avoir ?

2) A fin de conserver les solutions de fer (II), on y plonge parfois un clou de fer. Justifier cette méthode. Peut-on l' utiliser pour conserver des solutions titrées ?

Exercice 5 :

On fait agir 50,0 cm<sup>3</sup> d' une solution d' acide sulfurique sur de la poudre de fer en excès.

- 1) Quelle est la réaction qui se produit (les ions sulfate sont sans action sur le fer) ?
- 2) On prélève 10,0 cm<sup>3</sup> de la solution finale, une fois la réaction terminée. On dose ces 10,0 cm<sup>3</sup> par une solution de permanganate de potassium de concentration  $2 \cdot 10^{-2}$  mol/L. Il faut 45,0 cm<sup>3</sup> de solution de permanganate de potassium pour doser les ions fer (II). Déterminer la concentration des ions fer (II) dans la solution finale.

3) Calculer la quantité de matière d' ions fer (II) formée dans l' expérience ainsi que le volume de dihydrogène qui s' est dégagé (à 20° C et  $1,013 \cdot 10^5$  Pa).

Exercice 6 :

On désire doser une solution de diiode de concentration voisine de  $5 \cdot 10^{-2}$  mol/L par une solution de thiosulfate de sodium que l' on prépare. Les cristaux de thiosulfate de sodium ont pour formule  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3, 5\text{H}_2\text{O}$ .

- 1) Quelle masse de thiosulfate de sodium doit-on dissoudre pour obtenir V = 100 cm<sup>3</sup> de solution réductrice de concentration 0,1 mol/L ?
- 2) Le prélèvement de solution de diiode placé dans le bêcher à un volume de 20 cm<sup>3</sup>. L' équivalence est obtenue pour un volume versé de solution de thiosulfate égal à 18,6 cm<sup>3</sup>. Quelle est la concentration de la solution de diiode ?

**Exercice 7 :**

Au cours d' une séance de travaux pratiques, le professeur demande à un élève de préparer une solution d' ions  $\text{Fe}^{2+}$  de concentration 0,1 mol/L à partir de cristaux de sulfate de fer (II) hydraté,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

- 1) Comment l' élève doit-il procéder pour obtenir 500  $\text{cm}^3$  de solution ?
- 2) Pour contrôler le travail effectué, le professeur demande à un autre élève de déterminer la concentration de la solution obtenue par dosage à l' aide d' une solution de permanganate de potassium, de concentration 0,04 mol/L. Indiquer le mode opératoire à suivre. Sachant que 10,1  $\text{cm}^3$  de la solution de permanganate de potassium ont été nécessaire pour doser 20  $\text{cm}^3$  de la solution d' ions  $\text{Fe}^{2+}$ , peut-on dire que la solution avait été bien préparée ?

