

Exercices sur généralisation de l'oxydoréduction en solution aqueuse

Exercice n°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) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$; 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^3 d'eau.

- 1) Quelle est la composition molaire en ion Fe^{2+} de la solution obtenue.
- 2) Quel volume d'une solution acidifiée de permanganate de potassium à $0,01 \text{ mol/L}$ faut-il utiliser pour que tous les ions Fe^{2+} soient oxydés en ions 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 $5,47 \text{ L}$ à 20°C sous une pression de $101,3 \text{ kPa}$.

- 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) sont 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 (H_2O), 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 $50,0 \text{ cm}^3$ 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 $10,0 \text{ cm}^3$ de la solution finale, une fois la réaction terminée. On dose ces $10,0 \text{ cm}^3$ par une solution de permanganate de potassium de concentration $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Il faut $45,0 \text{ cm}^3$ 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 $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$).

Exercice 6 :

On désire doser une solution de diiode de concentration voisine de $5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ 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 $V = 100 \text{ cm}^3$ de solution réductrice de concentration $0,1 \text{ mol/L}$?
- 2) Le prélèvement de solution de diiode placé dans le bêcher à un volume de 20 cm^3 . L'équivalence est obtenue pour un volume versé de solution de thiosulfate égal à $18,6 \text{ cm}^3$. 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 Fe^{2+} de concentration $0,1 \text{ mol/L}$ à partir de cristaux de sulfate de fer (II) hydraté, $\text{FeSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$.

- 1) Comment l'élève doit-il procéder pour obtenir 500 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 $0,04 \text{ mol/L}$.

Indiquer le mode opératoire à suivre.

Sachant que $10,1 \text{ cm}^3$ de la solution de permanganate de potassium ont été nécessaires pour doser

20 cm³ de la solution d'ions Fe²⁺, peut-on dire que la solution avait été bien préparée ?

Exercice 8 :

Une solution d'acide nitrique HNO₃ contient les ions H⁺ et NO₃⁻. L'ion nitrate NO₃⁻ est l'oxydant dans le couple

NO₃⁻ / NO. Le monoxyde d'azote NO est un gaz incolore qui s'oxyde au contact de l'air pour donner NO₂, le dioxyde d'azote, qui est un gaz roux. On montre que le couple NO₃⁻ / NO se situe entre les couples Ag⁺ / Ag et O₂ / H₂O.

1- Ecrire la demi réaction pour le couple NO₃⁻ / NO.

2- Montrer que le cuivre réagit sur l'acide nitrique. Ecrire la réaction correspondante.

3- Quel est l'ion obtenu par oxydation du fer par l'acide nitrique ? Ecrire la réaction.

4- Montrer que lorsqu'une solution contient deux oxydants (HNO₃), c'est l'oxydant le plus fort qui intervient en premier.

Exercice 9 :

L'acide oxalique, constituant de l'oseille et du chocolat, est le réducteur du couple CO₂ / H₂C₂O₄. On dose 10mL de cet acide par du permanganate de potassium à 10⁻¹ mol.L⁻¹. Le virage a lieu pour 12mL de la solution oxydante.

1- Ecrire les demi équations redox et en déduire l'équation- bilan du dosage en milieu acide.

2- Déterminer la concentration molaire de l'acide oxalique.

3- Calculer le volume dioxyde carbone formé à l'équivalence.

Exercice n°10 :

On réalise l'oxydation totale d'un composé organique oxygéné A de formule C_nH_{2n+2}O par un excès de dichromate de potassium. Le produit organique B obtenu a pour formule C_nH_{2n}O₂. On admettra que la réaction est une oxydoréduction mettant en jeu les couples Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺ et B/A. Par ailleurs le dosage de la quantité totale de B obtenue par une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C = 0,1 mol/L, nécessite un volume équivalent V = 20 mL. En fin de dosage, le mélange final est vaporisé puis séché. On obtient alors une masse m = 192 mg de carboxylate de sodium.

1- Ecrire les demi-équations électroniques relatives aux couples oxydant/réducteur Cr₂O₇²⁻/Cr³⁺ et B/A

2- En déduire l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction réalisée.

3- Ecrire l'équation-bilan de la réaction support du dosage. En déduire la formule statistique du carboxylate de sodium formé.

4- Déterminer alors la formule brute de A. Rechercher les noms de ses différents isomères. Préciser leurs classes éventuellement.

5- Identifier B par sa formule semi-développée et par son nom.

6- Quel volume de dichromate de potassium de concentration 0,1 mol/L faut-il utiliser pour oxyder 900 mg de A en B?