



MINI SESSION CHIMIE :

Durée : 2 h

Classe : 1ere CD

Coef : 2

Masses molaires atomiques (g/mol) : Zn : 64,5 Fe : 56 ; O : 16 ; H : 1 ; K : 39,1 ; Mn : 55 ; Ag : 108

EXERCICE 1 : L'oxydoréduction I / 8 points

Les parties A, B, C sont indépendantes

A.

- Définir : Oxydation ; réaction d'oxydoréduction. 0,5 pt
- On attaque 5 g de zinc par 400 mL d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire 1 mol/L. A la fin du dégagement gazeux, on constate que tout le fer a disparu.
 - Ecrire l'équation-bilan de la réaction. 0,5 pt
 - Quel est le volume du gaz dégagé dans les conditions où le volume molaire est $V_m = 24$ L/mol. 1 pt

B.

On dose un volume $V_r = 10$ mL d'une solution d'ions Fe^{2+} acidifiée à l'acide sulfurique concentré par une solution de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) de concentration molaire $C_0 = 2 \cdot 10^{-2}$ mol/L. Il faut verser un volume $V_0 = 17,2$ mL de la solution de permanganate de potassium dans la solution d'ions Fe^{2+} pour obtenir la persistance de la coloration violette.

- Quels sont les couples d'oxydoréduction mis en jeu lors de ce dosage ? 0,5 pt
- Ecrire les demi-équations électroniques correspondantes et l'équation-bilan du dosage. 1,5 pt
- Exprimer la quantité de matière d'ions Fe^{2+} oxydés par les ions MnO_4^- en fonction de la concentration C_0 et du volume V_0 . 1 pt

En déduire la concentration molaire C_r des ions Fe^{2+} . 1pt

C.

Pour protéger une barre de fer contre la corrosion, on la recouvre d'un autre métal. On a le choix entre le zinc et le nickel.

- Qu'est-ce que la corrosion du fer ? Quel est le facteur qui la favorise ? 1 pt
- Lequel des deux métaux doit-on choisir pour la protection du fer ? Justifier la réponse. 1 pt

$$E^\circ (Zn^{2+} / Zn) = - 0,76 V$$

$$E^\circ (Ni^{2+} / Ni) = - 0,26 V$$

EXERCICE 2 : L'oxydoréduction II / 8 points

Les parties 1, 2, 3 et 4 sont indépendantes

- Utiliser les nombres d'oxydation pour équilibrer les équations-bilan : 1 pt



2. On réalise une pile standard à partir des deux couples Ag^+ / Ag et Mg^{2+} / Mg donc les potentiels standards d'oxydoréduction sont respectivement : $E^\circ (Ag^+ / Ag) = 0,80V$ et

$$E^\circ (Mg^{2+} / Mg) = -2,37V$$

- Qu'est-ce que le potentiel d'oxydoréduction d'un couple rédox ? 0,5 pt
- Ecrire l'équation bilan de la réaction de fonctionnement de la pile. 0,5 pt

- 2.3. Faire le schéma conventionnel de la pile en indiquant ses pôles. 0,5 pt
- 2.4. Les béchers contiennent chacun 500 mL de solution ; à un moment donné du fonctionnement, on constate la masse de l'une des électrodes a augmenté de 27 g. Déterminer à cet instant :
- 2.4.1. La diminution de masse de l'autre électrode. 0,75 pt
- 2.4.2. La concentration des ions Mg^{2+} en solution. 1 pt
- 2.4.3. La concentration des ions Ag^+ en solution. 1 pt
3. Deux béchers A et B contiennent chacun une solution aqueuse d'acide chlorhydrique concentrée. On plonge dans le bécher A une lame de fer et dans le bécher B une lame d'argent. On observe dans le bécher A un dégagement gazeux et une coloration verte claire de la solution ; dans le bécher B aucun changement n'est observé.
- 3.1. A partir de ces observations, classer les trois couples ci-après suivant leur pouvoir oxydant croissant : H_3O^+ / H_2 ; Ag^+ / Ag ; Fe^{2+} / Fe . 0,5 pt
- 3.2. Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction des couples mis en jeu dans le bécher A. En déduire l'équation bilan de la réaction 0,75pt
- 3.3. Donner un test d'identification du gaz qui se dégage du bécher A, ainsi que l'origine de la coloration verte de la solution. 0,5 pt
4. Après avoir écrit les demi-équations électroniques, écrire l'équation bilan de la réaction naturelle entre les couples : O_2 / H_2O_2 et $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$; sachant que $E^0(Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+})$ est supérieure à $E^0(O_2 / H_2O_2)$ et que le milieu est acide. 1 pt

EXERCICE 3 : Expérience de chimie / 4 points

La plupart des produits de nettoyage contiennent de l'hypochlorite de sodium ($Na^+ + ClO^-$). On donne les potentiels standards des couples :

$$E^0(ClO^- / Cl^-) = 0,90V ; E^0(I_2 / I^-) = 0,62V ; E^0(S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}) = 0,09V$$

1. Etablir l'équation bilan de la réaction naturelle entre les couples :



2. Pour déterminer la concentration des ions hypochlorite contenus dans un produit de nettoyage ménager, on utilise la méthode dite par retour : à un excès d'une solution d'iodure de potassium acidifiée, on ajoute 2 cm³ de produit à doser. Une coloration brune apparait, due à la formation de diiode. On dose alors le diiode ainsi formé par une solution titrée de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) de concentration $C' = 0,10 mol.L^{-1}$. La décoloration intervient lorsqu'on a versé $v' = 18,5 cm^3$ de la solution de thiosulfate.

2.1. Faire le schéma du dispositif expérimental du dosage du diiode par la solution de thiosulfate de sodium en l'espèce chimique présente dans :

- La burette graduée

- Le bécher (ou l'erlenmeyer).

1 pt

0,5 pt

2.2. Définir : équivalence.

2.3. Quelle est la concentration du produit de nettoyage en ions hypochlorite ? 1 pt