

EXERCICES SUR COUPLES REDOX

EXERCICE 1 : Une plaque de circuit imprimé est recouverte d'un dépôt de cuivre d'épaisseur $e = 0,02$ mm . Le circuit imprimé est dessiné sur une plaque carrée de côté $a = 10$ cm et occupe 50% de la surface totale. Pour éliminer les parties non dessinées, on plonge la plaque dans un bain de volume $V = 200$ mL d'une solution de trichlorure de fer III.

- 1.) La solution de trichlorure de fer III est obtenue en dissolvant $m = 100$ g de composé solide dans 1 L d'eau. Calculer la concentration c de la solution ainsi que les concentrations $[Fe^{3+}]$ et $[Cl^-]$
- 2.) La masse volumique du cuivre est $\rho = 8900$ kg.m⁻³ : calculer la masse m_{Cu} de cuivre à oxyder
- 3.) Montrer que la réaction d'oxydation du cuivre par les ions Fe^{3+} est possible. Ecrire les demi-équations électroniques, puis le bilan global .
- 4.) Calculer les concentrations $[Fe^{3+}]$, $[Fe^{2+}]$, $[Cu^{2+}]$ et $[Cl^-]$ dans la solution en fin de réaction .

EXERCICE 2 : On dissout $m = 10$ g de sulfate de fer III $Fe_2(SO_4)_3$ dans $V = 100$ mL d'eau.

- 1.) Calculer les concentrations $[Fe^{3+}]$ et $[SO_4^{2-}]$ dans la solution préparée.
- 2.) On introduit de la limaille de fer en excès : montrer que le fer est oxydé et écrire l'équation de la réaction.
- 3.) Déterminer la masse m_{Fe} de fer ayant disparu lorsque tous les ions Fe^{3+} auront été réduits.

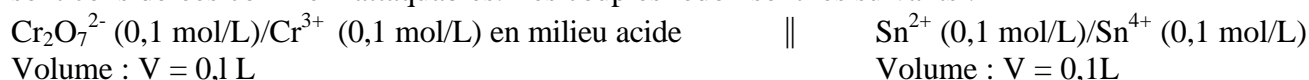
EXERCICE 3 : On veut faire réagir une solution contenant des ions de Fe^{2+} avec une solution contenant des ions permanganates MnO_4^- en milieu acide .

- 1.) La réaction est-elle possible ? Si oui écrire les demi-équations électroniques et le bilan global.
- 2.) On fait un dosage d'oxydoréduction des ions Fe^{2+} . On part d'un volume $v_1 = 200$ mL d'une solution de sulfate de fer II ($FeSO_4$) de concentration $c_1 = 10^{-3}$ mol.L⁻¹. La solution de permanganate de potassium utilisée ($KMnO_4$) a une concentration $c_2 = 10^{-2}$ mol.L⁻¹. L'équivalence est obtenue dès que la teinte violette du permanganate persiste ce qui prouve qu'il n'y a plus d'ions Fe^{2+} pour faire la réaction : calculer le volume ajouté v_2 .

EXERCICE 4 : Le symbole du cérium est **Ce**. On essaye de faire différentes réactions chimiques :

- 1.) On donne pour Ce^{4+}/Ce^{3+} : $E^0 = 1,41$ V. Y a-t-il réaction chimique lorsqu'on met en présence :
 - 1.a.) des ions Ce^{4+} et des ions Fe^{3+} ?
 - 1.b.) des ions Ce^{4+} et des ions Fe^{2+} ?
 - 1.c.) des ions Ce^{3+} et des ions Fe^{3+} ?
 - 1.d.) des ions Ce^{3+} et des ions Fe^{2+} ?Justifier les réponses en expliquant pour quelle raison la réaction se produit ou ne se produit pas.
- 2.) Ecrire le bilan global de la réaction qui se produit. Est-elle totale ?
- 3.) Pour doser une solution de fer II, on en prélève un volume $v = 40$ mL que l'on place dans un bécher avec un indicateur rédox et on ajoute progressivement une solution d'ions Cérium IV de concentration $c' = 0,1$ mol.L⁻¹ . On constate, grâce à l'indicateur, qu'on atteint l'équivalence lorsqu'on a versé un volume $v' = 10$ mL d'ions Ce^{4+} .
 - 3.a.) En déduire la concentration c des ions Fe^{2+} dans la solution considérée.
 - 3.b.) Cette solution ayant été préparée en prenant un volume $V = 100$ mL d'eau et en y dissolvant du sulfate de fer II hydraté ($FeSO_4 \cdot 7 H_2O$) , calculer la masse m de sulfate qu'on a du prendre.

EXERCICE 5 : On donne pour Sn^{4+}/Sn^{2+} : $E^0 = 0,15$ V . Soit une pile où les électrodes en graphite sont considérées comme inattaquables. Les couples redox sont les suivants :



- 1.) Préciser le signe de chaque électrode et calculer la fém E de la pile.
- 2.) Quel est le rôle du pont électrochimique.
- 3.) Ecrire les demi-équations rédox qui se produiront au niveau de chaque électrode, lorsque la pile est en train de débiter un courant. Donner le bilan global de la réaction.
- 4.) La pile débite un courant d'intensité $I = 15$ mA pendant une durée $t = 20$ h . Déterminer, en mol.L⁻¹, les concentrations $[Cr_2O_7^{2-}]$, $[Cr^{3+}]$, $[Sn^{2+}]$ et $[Sn^{4+}]$ des ions présents en fin de réaction.