

Série : oxydo-réduction

3^{ème} Sc exp

EXERCICE N°1 :

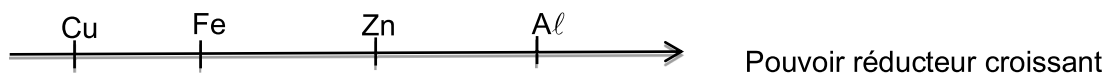
Une lame de fer plongée dans une solution de sulfate de cuivre (Cu^{2+} , SO_4^{2-}) se recouvre d'un dépôt de cuivre.

Une lame de cuivre plongée dans une solution de nitrate d'argent (Ag^+ , NO_3^-) se recouvre d'un dépôt d'argent.

- 1) Écrire dans chaque cas, l'équation de la réaction qui se produit.
- 2) Préciser les couples redox mis en jeu.
- 3) Classer les métaux mis en jeu par pouvoir réducteur croissant.
- 4) L'hydrogène est moins réducteur que le fer. Dire ce qui se passe si on met du fer dans une solution acide.

EXERCICE N°2 :

On classe les quatre métaux : Cuivre, Fer, Zinc et Aluminium par ordre croissant du pouvoir réducteur :



1- Écrire les équations des réactions d'oxydoréductions qui se produisent s'il est possible, en justifiant votre réponse quant on plonge :

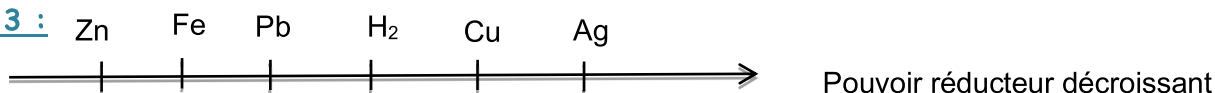
a- Une lame de fer dans une solution contenant des ions Al^{3+}

b- Une lame de zinc dans une solution contenant des ions Cu^{2+}

2- L'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-) réagit sur le fer en donnant un dégagement de dihydrogène ; une lame de cuivre ne réagit pas avec l'acide chlorhydrique.

Placer le dihydrogène sur l'axe de classification électrochimique ci-dessus.

EXERCICE N°3 :



On introduit 1,12 g de fer en poudre dans 100 mL d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (CuSO_4) de molarité égale à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 1) Écrire l'équation de la réaction qui a lieu.
- 2) En supposant que la réaction est totale, calculer
 - a) la masse du solide formé.
 - b) la concentration des ions Fe^{2+} dans la solution.
- 3) On filtre le mélange obtenu. On ajoute à 50 mL du filtrat 5 g d'un mélange de poudre de zinc, de plomb et d'argent
 - a) quelle est la réaction qui se produit ?
 - b) Écrire les deux demi-équations électroniques et l'équation bilan de la réaction qui se produit.
 - c) En supposant que la réaction est totale et que les réactifs sont pris dans les proportions stœchiométriques, calculer la quantité de matière du métal formé. En déduire la masse du métal attaqué.
- 4) On filtre le nouveau mélange. On verse sur le résidu une solution d'acide chlorhydrique en excès. On recueille 0,672 L de dihydrogène.
 - a) Montrer qu'il se produit deux réactions d'oxydoréduction.
 - b) Préciser les deux couples redox pour chaque réaction.
 - c) Écrire les demi équations électroniques, en déduire les équations bilan de deux réactions.
 - d) Calculer la masse de chaque métal du mélange (zinc, plomb et argent).

On donne : $M_{\text{Cu}} = 64 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_{\text{Zn}} = 65,3 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_{\text{Pb}} = 207 \text{ g.mol}^{-1}$ $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

EXERCICE N°4:

N_2 ; NH_3 ; NO_2 ; HNO_3 .

Déterminer le nombre d'oxydation de l'élément azote dans ces différents corps et préciser les couples OX/RED possibles.

EXERCICE N°5 :

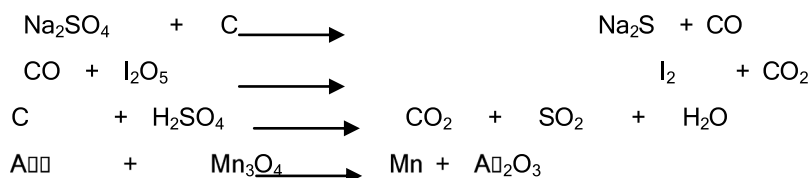
a- Les réactions ci-dessous sont-elles des réactions redox ? Justifier.



b- Préciser, le cas échéant, le réactif oxydant et le réactif réducteur.

EXERCICE N°6 :

Équilibrer les équations-bilans des réactions redox suivantes et préciser, à chaque fois, le réactif oxydant et le réactif réducteur :



EXERCICE N°7:

Utiliser le nombre d'oxydation pour équilibrer, en milieu acide, les demi-équations électroniques des couples redox suivants : MnO_4^-/MnO_2 ; $HCOO^-/CO_3^{2-}$; SO_4^{2-}/SO_2 ; $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$; O_2/H_2O_2 ; H_2CO/CH_3OH

EXERCICE N°8 :

Une réaction redox entre deux couples conduisant à la formation d'un produit qui est le réducteur d'un couple et l'oxydant de l'autre, s'appelle une médiamutation.

Lorsqu'on ajoute, en milieu acide, une solution d'iodate de potassium ($K^+ + IO_3^-$) à une solution d'iodure de potassium ($K^+ + I^-$), il se forme de diiode I_2 .

1) Chercher le n.o de l'iode dans IO_3^- , I^- et I_2 .

2) Écrire les équations formelles correspondantes aux couples mis en jeu. En déduire l'équation-bilan de la réaction observée. Vérifier qu'il s'agit bien d'une médiamutation.

