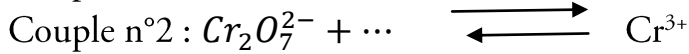


Série chimie :oxydoréduction *2* 3^{ème} année SC ,M,TExercice N°1 :

On considère les équations formelles incomplètes des deux couples redox suivants :

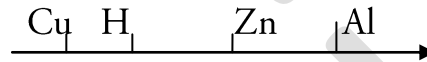


- 1) Compléter et équilibrer ces équations
- 2) Sachant , écrire l'équation bilan de la réaction qui se produit entre ces deux couples

Exercice N°2 :

On donne en g.mol⁻¹ : Al = 27 et Cu = 63,5

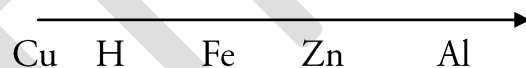
Soit la classification électrochimique suivant :



- 1) On réalise les deux expériences suivantes :
 - Expérience 1 : on met une **plaque de fer** dans une solution de chlorure de fer[II] on observe **dégagement de dihydrogène**
 - Expérience 2 : on plonge une **lame de zinc** dans la même solution on constate que la lame se **recouvre d'un dépôt**
 - a) Interpréter chacune de ces deux expériences . écrire l'équation bilan de la 1^{ère} expérience
 - b) Préciser la position du fer dans la classification donnée
- 2) On met de la poudre d'aluminium de masse $m = 5,4\text{g}$ dans 100cm^3 d'une solution de **sulfate de cuivre II de concentration molaire $C = 1,5\text{mol L}^{-1}$**
 - a) Justifier la réaction obtenue et indiquer les observations
 - b) Ecrire les demi équations d'oxydation et réduction et l'équation bilan de la réaction
 - c) Y-a-t-il un réactif en excès ? calculer la masse des métaux observés à la fin de la réaction

Exercice N°3 :

On donne la classification électrochimique de quelques métaux par pouvoir réducteur croissant



pouvoir réducteur croissant

- 1) Prévoir ce qui peut se produit quand on plonge respectivement
 - a) **Une lame de cuivre dans une solution de nitrate d'aluminium**
 - b) **Une lame d'aluminium dans une solution de nitrate de zinc**
 - c) **Une lame de fer dans une solution d'acide chlorhydrique**
- 2) Une poudre métallique finement broyée de masse $m = 1,194\text{g}$ contient du zinc et d'aluminium de masse respective m_1 et m_2 , cette poudre est attaquée par un excès d'une solution de HCl . après réaction le gaz dégagé occupe dans les conditions de l'expérience un volume $V = 0,96\text{L}$
 - a) Ecrire les équations bilans des réactions redox qui ont eu lieu
 - b) Déterminer les masse m_1 et m_2
 - c) En déduire la composition centésimale de la poudre
 - d) La poudre métallique est attaquée par un volume $V = 100\text{mL}$ d'une solution (S) de HCl de molarité $C = 1\text{mol L}^{-1}$
 - Vérifier que les ions H_3O^+ sont en excès

- Déterminer les molarités des ions présents dans la solution finale

On donne $V_M = 24 \text{ L mol}^{-1}$, $Zn = 65,4 \text{ g mol}^{-1}$; $Al = 27 \text{ g mol}^{-1}$

Exercice N°4 (devoir de contrôle)

On mélange un volume $V_1 = 20 \text{ mL}$ d'une solution (S_1) incolore de peroxyde de dihydrogène H_2O_2 (eau oxygénée) de molarité $C_1 = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$ avec un volume $V_2 = 30 \text{ mL}$ d'une solution (S_2) incolore d'iodure de potassium KI de molarité $C_2 = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$

On ajoute au mélange quelques millilitres d'une solution concentrée d'acide sulfurique (H_2SO_4) en excès, on agite le mélange obtenu au bout de quelques instants de la couleur brune se forme progressivement indiquant la formation de diiode **I_2 accompagné d'eau**

- 1) a/ **quels sont les couples redox mis en jeu**
b/ **écrire la demi-équation de chacune des demi-réactions**
c/ **déduire l'équation bilan de la réaction redox**
- 2) **déterminer la masse de diiode formée en fin de la réaction**
on donne la masse molaire atomique de l'iode $I = 127 \text{ g mol}^{-1}$

Exercice N°5 :

on donne $Fe = 56 \text{ g mol}^{-1}$, $Ag = 108 \text{ g mol}^{-1}$ et $V_M = 24 \text{ L mol}^{-1}$

Dans 250 mL d'une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) de concentration molaire $C_1 = 0,32 \text{ mol L}^{-1}$ on ajoute $2,8 \text{ g}$ de fer en poudre

- 1) a- qu'observe-t-on ? justifier ?
b- montrer qu'il s'agit d'une réaction redox . préciser les couples redox mis en jeu . écrire l'équation bilan de la réaction
- 2) montrer que le fer est en excès et calculer la masse de chacun des deux métaux à la fin de la réaction
- 3) on filtre la solution et on ajoute au mélange des deux solides obtenu un excès d'une solution de HCl
a- qu'observe-t-on ? justifier ?
b- écrire les équations formelles associées aux couples redox mis en jeu . écrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu
c- calculer le volume de H_2 dégager

Exercice N°6 (devoir de contrôle)

On réalise une série d'expériences et on note à chaque fois les résultats obtenus

- expérience 1 : une lame de cuivre coloré en bleu une solution aqueuse de nitrate d'argent et il se forme un dépôt gris
 - expérience 2 : une lame de fer dans une solution aqueuse de HCl donne un dégagement de H_2
 - expérience 3 : une lame d'aluminium dans une solution aqueuse de sulfate de fer II la solution se décolore et se forme des ions Al^{3+}
 - expérience 4 : une lame de cuivre dans une solution aqueuse de HCl rien ne se passe et même résultat obtenu avec une lame d'argent
- classer les éléments H, Cu, Fe, Ag, et Al

II) on introduit une lame d'aluminium Al de masse m dans une solution aqueuse de nitrate d'argent de volume 100ml et de concentration $C=0,1\text{molL}^{-1}$

- 1) a- interpréter cette expérience
b-donner les couples redox mis en jeu et écrire pour chacune l'équation formelle correspondante
c-écrire les demi-équations d'oxydation et réduction ainsi que l'équation bilan de la réaction
- 2) sachant que Ag^+ ont totalement réagit et que la masse de la lame d'Al devient $m' = 8\text{g}$
 - a) déterminer la masse de dépôt d'argent obtenu
 - b) déterminer la masse initiale de lame d'Al

Exercice 7 :

- 1-définir le nombre d'oxydation d'un atome dans une entité chimique
- 2- on dissout une masse $m= 3,16\text{g}$ de KMnO_4 dans un volume $V=200\text{ml}$ d'une solution aqueuse de HCl de $C=1\text{M}$ et on chauffe le mélange .Au cours de cette réaction , l'ion MnO_4^- se transforme en ion Mn^{2+} et il se forme le $\text{Cl}_2(\text{gaz})$
 - a) montrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction
 - b) quels sont les couples redox mis en jeu au cours de cette réaction
 - c) écrire les équations formelles
- 3-écrire les demi équations d'oxydation et de réduction ainsi que l'équation bilan
- 4- déterminer le volume de Cl_2 dégagé
- 5- calculer la concentration de Cl dans la solution finale