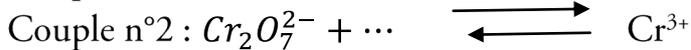


Série chimie :oxydoréduction \*2\* 3<sup>ème</sup> année SC ,M,TExercice N°1 :

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

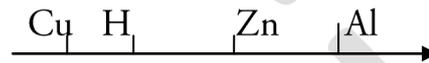


- 1) Compléter et équilibrer ces équations
- 2) Sachant , écrire l'équation bilan de la réaction qui se produit entre ces deux couples

Exercice N°2 :

On donne en g.mol<sup>-1</sup> : 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<sup>ère</sup> 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  $100\text{cm}^3$  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  $\text{H}_3\text{O}^+$  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  $\text{H}_2\text{O}_2$  (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 ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) en excès, on agite le mélange obtenu au bout de quelques instants de la couleur brune se forme progressivement indiquant la formation de diiode  $\text{I}_2$  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  $250 \text{ mL}$  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

- $\xrightarrow{\text{Ag} \quad | \quad \text{H} \quad | \quad \text{Fe} \quad | \quad \text{électropositivité croissante}}$
- 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  $\text{H}_2$  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  $\text{H}_2$
  - expérience 3 : une lame d'aluminium dans une solution aqueuse de sulfate de fer II la solution se décolore et se forme des ions  $\text{Al}^{3+}$
  - 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  $\text{Ag}^+$  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  $\text{KMnO}_4$  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  $\text{MnO}_4^-$  se transforme en ion  $\text{Mn}^{2+}$  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  $\text{Cl}_2$  dégagé
- 5- calculer la concentration de  $\text{Cl}^-$  dans la solution finale

