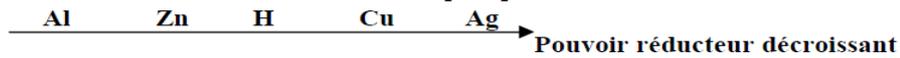


Série C₆₋₇ : COUPLE OXYDANT REDUCTEUR- CLASSIFICATION QUALITATIVE

EXERCICE 1

On donne ci-dessous la classification électrochimique qualitative suivante :



1- Prévoir ce qui peut se produire quand on plonge respectivement :

- a-** Une lame d'aluminium dans une solution aqueuse contenant des ions Zn^{2+} .
- b-** une lame d'argent dans une solution aqueuse contenant des ions Al^{3+} .

Ecrire quand cela est possible l'équation-bilan de réaction qui a lieu.

2- On constate par expérience que le zinc est attaqué par les ions Pb^{2+} et que le plomb réagit avec une solution aqueuse d'acide chlorhydrique avec un dégagement de dihydrogène.

- a-** Ecrire les équations-bilan des réactions observées.
- b-** Déterminer la place du plomb dans la classification proposée.

3- On plonge une lame de zinc dans un volume $V = 100\text{mL}$ d'une solution de sulfate de cuivre (Cu^{2+} , SO_4^{2-}) de concentration $C = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

- a-** Qu'observe-t-on ? Ecrire l'équation-bilan de la réaction observée. Préciser les couples rédox mis en jeu.
- b-** Déterminer la masse du métal déposé sur la lame de zinc quand tous les ions Cu^{2+} sont réduits.

EXERCICE 2

1- On veut préparer 500mL d'une solution aqueuse S de sulfate de cuivre (Cu^{2+} , SO_4^{2-}) de concentration molaire volumique $C = 0,1 \text{ mol/L}$. Déterminer la masse de sulfate de cuivre sec qu'il faut utiliser.

2- A partir de la solution S, on prépare $V' = 100\text{mL}$ d'une solution diluée S' de sulfate de cuivre de concentration $C' = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. Déterminer le volume de la solution S qu'il faut prélever pour préparer cette solution S'.

3- On verse les 100mL de la solution S' dans un bécher et on plonge dans cette solution une lame de plomb. On constate :

- la formation de cuivre métallique sur la lame de plomb ;
- la décoloration progressive de la solution ;
- une diminution de la masse de la lame de plomb.

3.a- Déduire de ces observations, la réaction qui s'est produite et écrire son équation-bilan.

3.b- Quelle masse de plomb a été consommée quand la solution est totalement décolorée ?

4- On récupère la lame de plomb que l'on débarrasse du dépôt de cuivre. Ensuite cette lame est plongée dans une solution de chlorure d'aluminium (Al^{3+} , 3Cl^-). Aucun changement n'est alors observé.

A partir de cette expérience et celle de la question **2.3**, classer les couples Cu^{2+}/Cu ; Pb^{2+}/Pb et Al^{3+}/Al par ordre de pouvoir oxydant croissant (P.O.C) et de pouvoir réducteur croissant (P.R.C).

EXERCICE 3

1- On réalise les expériences suivantes:

- Une lame d'argent plongée dans une solution de chlorure d'or (AuCl_3) se recouvre d'or.
- Une lame de cuivre plongée dans une solution de nitrate d'argent (AgNO_3) se recouvre d'argent.
- Une lame de fer plongée dans une solution de sulfate de cuivre II (CuSO_4) se recouvre de cuivre.

1.a- Interpréter ces différentes réactions et en déduire une classification qualitative des couples Ag^+/Ag , Cu^{2+}/Cu , Au^{3+}/Au , Fe^{2+}/Fe suivant le pouvoir oxydant croissant.

1.b- Sachant que l'acide chlorhydrique dilué attaque le fer et non le cuivre, placer le couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ dans la classification précédente.

2- On verse dans un bécher un peu de solution de nitrate d'argent et on y fait barboter du dihydrogène. Peu à peu, il apparaît de l'argent finement divisé noir.

2.a- Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction qui s'est produite.

2.b- Sachant que l'hydrogène a été préparé par action de l'acide chlorhydrique sur le zinc, avec un rendement de 100% et que seulement 10% du dihydrogène formé réagit avec le nitrate d'argent, (le reste s'échappe), quelle masse d'argent peut-on obtenir si on a consommé 4g de zinc ?

EXERCICE 4

1- On fait agir un volume $V = 200 \text{ mL}$ de solution molaire d'acide chlorhydrique sur $m = 3 \text{ g}$ de fer. Lorsque le dégagement gazeux a cessé, on constate que tout le fer a disparu.

1.a- Quelle est la nature de ce dégagement gazeux ? Quel est le volume du gaz dégagé

1.b- Vérifier que l'acide chlorhydrique est bien en excès.

2- On ajoute ensuite une solution de soude. Tout d'abord, il n'apparaît aucune transformation puis un précipité vert se forme.

2.a- Justifier ces observations.

2.b- Quelle masse de précipité vert peut-on obtenir ?

Dans les conditions de l'expérience le volume molaire est de 24 litres.

EXERCICE 5

On réalise une solution de sulfate de cuivre (II) hydraté $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en dissolvant 58g de cristaux bleus dans $V=500\text{mL}$ de solution.

1- Déterminer la concentration molaire de la solution ainsi obtenue.

2- Déterminer les concentrations des ions présents dans cette solution.

3- On ajoute ensuite de la limaille de fer dans la solution.

Une réaction peut-elle avoir lieu ? Justifier. Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

4- Déterminer la masse minimale de limaille de fer à ajouter dans un bécher contenant $V' = 50\text{cm}^3$ de la solution précédente si l'on veut faire disparaître la couleur bleue de la solution.

5- Quelle la quantité de matière d'électrons échangés ? En déduire la quantité d'électricité correspondante.

6- Pendant combien de temps faut-il faire circuler un courant d'intensité $I = 5\text{A}$ pour mettre en jeu cette quantité d'électricité ?

EXERCICE 6

1- On dissout une masse m de nitrate d'argent AgNO_3 pur et sec dans un litre d'eau. On effectue un prélèvement de $V=50\text{mL}$ de la solution obtenue et on y ajoute de la poudre de zinc en excès.

1.a- Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui se produit

1.b- Sachant que la masse d'argent déposé est de 0,33g, déterminer la masse m .

1.c- On ajoute ensuite, dans le prélèvement et après réaction et filtration, de l'hydroxyde de sodium goutte à goutte. Qu'observe-t-on ? Quelle masse maximale de précipiter que peut-on théoriquement obtenir ?

2- On ajoute de l'acide chlorhydrique en excès sur un mélange de poudre de zinc et d'aluminium de masse $m = 28\text{g}$. Le gaz dégagé occupe dans les CNTP un volume $V = 15\text{ litres}$.

Ecrire les équations des réactions qui se produisent. Trouver la composition massique du mélange.

EXERCICE 7

1- On dissout 130g d'acétate de plomb $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ dans de l'eau distillée de manière à obtenir 1 litre de solution .

1.a- Calculer la concentration massique de solution obtenue. En déduire sa concentration molaire volumique.

1.b- On verse dans un tube à essais 10 mL de la solution obtenue et on ajoute de l'aluminium en poudre en excès. Déterminer la concentration molaire des ions aluminium à la fin de la réaction.

2- On dispose d'une statuette en bronze (alliage d'étain et de cuivre) de masse $m = 6,80\text{g}$. On plonge la statuette dans une solution d'acide chlorhydrique en excès. Le volume de gaz recueilli est de 275mL.

2.a- Ecrire l'équation bilan de la réaction qui s'est produite. (0,5 pt)

2.b- Déterminer la composition en masse du bronze.

2.c- A la fin de la réaction, on ajoute de la soude en excès. Le précipité obtenu est lavé puis séché. Déterminer la masse obtenue.

EXERCICE 8

On donne le classement qualitatif suivant :



1- Sur un mélange de 1,3g de manganèse ; 0,54g d'aluminium et 1,08g d'argent, on verse un excès d'une solution d'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-), on obtient un dégagement de gaz qui provoque une légère d'explosion à l'approche d'une flamme.

1.a- Montrer, avec justification à l'appui, que l'un des métaux utilisés ne réagit pas avec une solution d'acide chlorhydrique.

1.b- Ecrire les équations-bilan des réactions produites.

1.c- Déterminer le volume total de gaz dégagé dans les conditions où le volume molaire vaut 24mol/L.

2- On filtre le mélange obtenu à la fin de l'expérience précédente. Le solide obtenu est placé dans une solution de chlorure de mercure (Hg^{2+} , 2Cl^-) de concentration $C = 0,2\text{mol/L}$ et de volume V .

On obtient un dépôt de mercure Hg.

2.a- Ecrire l'équation-bilan de la réaction produite. Montrer qu'il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction.

2.b- Déterminer le volume V de la solution de mercure utilisé.

2.c- Faire un classement qualitatif de tous les couples mis en jeu dans les deux expériences en le justifier la place des ions Hg^{2+} . (0,5 pt)

Masses molaires atomiques en g/mol : $\text{Zn} = 65,4$; $\text{Cu} = 63,5$; $\text{Ag} = 108$; $\text{Al} = 27$; $\text{Mg} = 24,3$; $\text{Fe} = 56$.

AU TRAVAIL !