

CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES OXYDANT-REDUCTEUR ION
METALLIQUE/METAL



Exercice 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 2 :

On veut étudier le couple $\text{Co}^{2+} / \text{Co}$ (Co est le cobalt). On réalise deux expériences.

Expérience a : 100 ml d'une solution rose contenant des ions cobalt, de concentration $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$ sont décolorés par le métal fer et il se forme un dépôt sur le fer

Expérience b : Le cobalt métallique donne un dégagement de dihydrogène en milieu acide.

1. Expliquer ce qui s'est passé dans les deux expériences ; écrire les équations-bilan des réactions
2. Classer qualitativement les trois couples mis en jeu
3. Dans la première expérience quelle est la masse de métal formé?

Exercice 3 :

Dans une solution de nitrate de plomb, on plonge successivement et pendant plusieurs heures, une lame de cuivre, une lame de fer et enfin une lame de zinc.

1- Décrire les phénomènes observés et écrire les demi équations électroniques et l'équation bilan des réactions qui ont lieu.

N.B. : S'il y a réaction, on la supposera totale.

2- La solution initiale est à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ de nitrate de plomb, son volume est de 150 mL. Calculer la concentration de l'ion métallique présent en fin d'expérience ainsi que la masse du dépôt de fer.

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$$

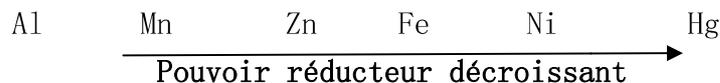


Exercice 4 :

I/ On plonge une lame de zinc Zn dans une solution bleue contenant des ions cuivre (II) Cu^{2+} . Quelques minutes après on observe un dépôt rougeâtre sur la lame de zinc.

- 1°) Préciser la nature de ce dépôt.
- 2°) Ecrire les demi équations électroniques représentant les transformations subies par l'ion Cu^{2+} et le zinc Zn.
- 3°) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydo réduction.
- 4°) Préciser l'oxydant et le réducteur qui interviennent dans cette réaction.

5°) La corrosion est un phénomène bien connu des marins. Les bateaux dont la coque est en acier en sont victimes et doivent en être protégés. Une méthode de protection consiste à poser à la surface de la coque des blocs de métal que l'on appelle « anodes sacrificielles ». Pour prévoir les réactions d'oxydoréduction, on peut s'appuyer sur l'échelle de classification électrochimique suivante



a°) Citer les métaux qui peuvent jouer le rôle de « anode sacrificielle ». Justifier la réponse.

b°) Ecrire l'équation bilan de la réaction avec l'une des métaux possible.

II/ On dispose de 1 g d'un alliage de cuivre et de zinc dont on ne connaît pas la composition. Le cuivre ne réagit pas avec les ions H_3O^+ par contre le zinc réagit. On attaque donc cet alliage avec l'acide chlorhydrique

(H_3O^+ ; Cl^-) en excès, on obtient un dégagement gazeux de dihydrogène H_2 dont on mesure le volume

$$V = 0,14 \text{ L.}$$

1°) Sachant que les couples oxydant/réducteur sont Zn^{2+}/Zn ; $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$

Ecrire les demi-équations électroniques et l'équation bilan de la réaction.

2°) a- Calculer la quantité de matière (nombre de moles) de dihydrogène obtenu. On donne le volume molaire $V_m = 22,4 \text{ L. mol}^{-1}$

b°) Déterminer la masse de zinc ayant réagi. $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g. mol}^{-1}$

3°) Déterminer la masse de cuivre contenu dans cet alliage

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



Pouvoir réducteur croissant

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

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

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

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

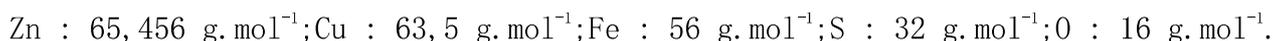
Placer le dihydrogène sur l'axe de classification électrochimique ci-dessus.

Exercice 5 :

On prépare une solution de sulfate de cuivre en dissolvant 16 g de ce composé pur et anhydre, dans de l'eau et en complétant le volume à un litre

1- Calculer la masse de dépôt métallique obtenu si on fait réagir du zinc en poudre et en grande quantité sur 200 mL de cette solution. On suppose que la réaction est totale.

2- Même question si on fait réagir dans les mêmes conditions, du fer en poudre sur un prélèvement de même volume.



Exercice 6 :



Le laiton est un alliage formé de deux métaux le cuivre et le zinc.

On fait réagir un échantillon de 15 g de cet alliage sur une solution d'acide chlorhydrique en large **excès**. Il se dégage un volume $V = 0,9 \text{ L}$ de dihydrogène mesuré dans les conditions normales de température et de pression. En ajoutant au filtrat, une solution d'hydroxyde de sodium, il se forme un précipité.

1°) En se basant sur l'échelle de la classification électrochimique des métaux, montrer que seul le zinc a réagi.

2°) Ecrire l'équation de la réaction entre le zinc Zn et les ions H_3O^+ . Préciser les couples redox mis en jeu au cours de cette réaction d'oxydoréduction.

3°) a) Calculer la quantité de matière de dihydrogène recueillie à la fin de la réaction.

b) En déduire la quantité de matière de zinc contenue dans l'échantillon.

4°) a) Calculer la masse du zinc qui a réagi.

b) En déduire le pourcentage massique, en zinc et en cuivre, du laiton.

On donne :

$$V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \text{et} \quad M_{\text{Zn}} = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$



cisse-doro.e-monsite.com