

CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES OXYDANT/REDUCTEUR

Exercice 1 : Connaissances du cours

Répondre par vrai et faux aux affirmations suivantes :

1. Lorsqu'on met en présence une solution de sulfate de cuivre (II) et du mercure, il y a dépôt métallique.
2. Lorsqu'on plonge une lame de zinc dans une solution de nitrate d'argent, il se produit un dépôt métallique.
3. Lorsqu'on plonge une lame d'aluminium dans une solution de sulfate de fer (II), il y a formation d'un métal.
4. Lorsqu'on plonge une lame de fer dans une solution de sulfate de cuivre (II), la solution se décolore.
5. Lorsqu'on plonge une lame de zinc dans une solution renfermant des ions fer (II), la solution vire au vert.
6. Lorsqu'on plonge une lame d'aluminium dans une solution contenant des ions plomb (II).

Exercice 2 : Comparaison de pouvoirs réducteurs

Dans les expériences suivantes, on admettra que toutes les réactions possibles se produisent réellement et sont observables facilement. Ibrahima veut comparer les pouvoirs réducteurs des couples suivants : Ni^{2+}/Ni ; Au^{3+}/Au ; Mg^{2+}/Mg ; Zn^{2+}/Zn ; Cu^{2+}/Cu .

Il réalise pour cela plusieurs expériences en plongeant chaque fois un fil métallique M_1 dans une solution renfermant des ions d'un métal M_2 .

Lorsqu'il observe un dépôt métallique il note (+) (réaction positives), dans le cas contraire il note (-) (réaction négative). Il consigne les résultats dans le tableau suivant.

	Ni	Au	Mg	Zn	Cu
Ni^{2+}				+	
Au^{3+}	+				
Mg^{2+}				-	
Zn^{2+}					
Cu^{2+}		-			

Il s'arrête au bout de quatre expériences et déclare : « les expériences déjà faites suffisent pour classer les différents couples ».

1. Êtes-vous d'accord avec lui ?
2. Classez les couples précédents par ordre de pouvoir réducteur croissant avec les expériences réalisées.
3. Montrer qu'il faut réaliser encore au moins une expérience pour avoir un classement complet.

Exercice 3 : Précipitation du nitrate d'argent

On dissout m grammes de nitrate d'argent AgNO_3 , pur et sec dans un litre d'eau. On effectue un prélèvement de 50 ml de la solution obtenu dans lequel on ajoute de la poudre de Zinc en excès

1. Ecrire l'équation bilan de la réaction ?
2. Sachant que la masse d'argent libérée est de 0,33 g, calculer la valeur de m.
3. On ajoute ensuite, dans le prélèvement après réaction et filtration de la soude. Qu'observe-t-on ? Quelle masse de précipité peut-on théoriquement obtenir ?

Exercice 4 : Expérience de classification de réducteurs

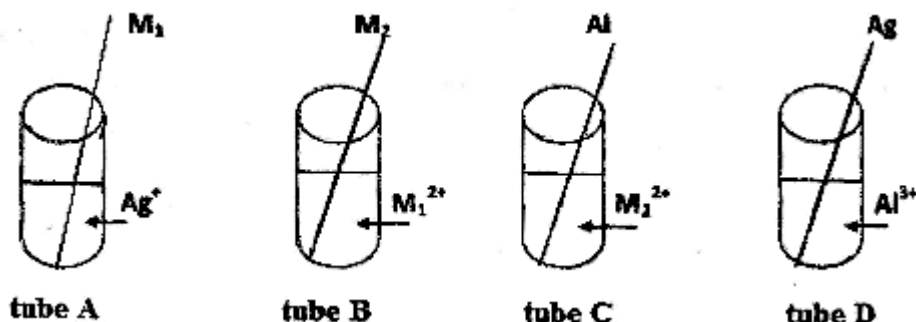
1. Au cours d'une expérience, un groupe d'élèves note les observations suivantes :
 - Une lame d'argent plongée dans une solution de chlorure d'or (AuCl_3) se recouvre d'or.
 - Une lame de cuivre plongée dans une solution de nitrate d'argent (AgNO_3) se recouvre d'argent.
 - Une lame de fer plongée dans une solution de sulfate de cuivre (II) se recouvre de cuivre.
 - a) Interpréter ces différents résultats.
 - b) En déduire une classification suivant le pouvoir réducteur croissant des couples ion métallique/métal mis en jeu au cours de cette expérience.
 - c) Sachant que l'acide chlorhydrique attaque le fer et non le cuivre, placer le couple H^+/H_2 dans la classification précédente.
2. On verse dans un bêcher une petite quantité d'une solution de nitrate d'argent et on y fait barboter du dihydrogène. Il apparaît de l'argent finement divisé, noir.
 - a) Ecrire l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction qui s'est produite.
 - b) Préciser les espèces oxydée et réduite.
3. Sachant que le dihydrogène a été préparé par action de l'acide chlorhydrique sur le zinc avec un rendement de 100% et que seulement 10% du dihydrogène formé réagissent avec le nitrate d'argent (le reste s'échappe), quelle masse d'argent peut-on obtenir si on consomme 4g de zinc ?

Exercice 5 : Préparation d'une solution aqueuse

- Une solution aqueuse S est obtenue en mélangeant du nitrate de cuivre $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ et du nitrate d'argent AgNO_3 . Lorsqu'on plonge une lame de zinc dans un litre de cette solution, on recueille 28 g d'un dépôt solide. D'autre part, lorsqu'on plonge une lame de cuivre dans un autre litre de cette même solution, on recueille 21,6 g de solide.
1. Préciser la nature des solides recueillis dans chaque cas. Ecrire les équations bilan des réactions dans chaque cas.
 2. Calculer les concentrations, dans la solution initiale, des ions Cu^{2+} , Ag^+ et NO_3^- .
 3. Calculer la concentration de ces mêmes ions après chacune des expériences.

Exercice 6 :

On donne la classification suivante : $-\text{Ag}-\text{M}_2-\text{M}_1-\text{Al}$ \rightarrow pouvoir réducteur croissant. On effectue les expériences décrites dans les schémas suivants :



1. Décrire ce qui se passe dans chaque tube et écrire l'équation-bilan dans le cas où une réaction chimique se produit.
2. L'un des métaux (M_1 ou M_2) représente le plomb Pb, l'autre le cuivre Cu.
 - a) Sachant qu'une solution d'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$) attaque le plomb et ne réagit pas avec le cuivre. Placer le dihydrogène H_2 sur la classification décrite ci-dessus.
 - b) Des deux métaux M_1 et M_2 identifier celui qui représente le plomb puis, le cuivre. Justifier.
3. On réalise une pile en associant les demi-piles constituées des couples M^{2+}/M_1 et M^{2+}/M_2 .
 - a) Faire un schéma de la pile faisant intervenir ces couples.
 - b) Préciser la borne positive et la borne négative ainsi que le sens de circulation des électrons. Justifier.
 - c) Ecrire la demi-équation électronique qui se produit dans chaque demi-pile, lorsque la pile débite du courant.
 - d) A partir des questions précédentes décrire le fonctionnement de la pile et écrire l'équation bilan qui correspond.