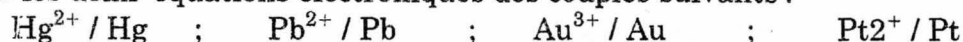


Notion de couple oxydant/réducteur ; classification qualitative des couples

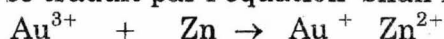
Exercice n°1 :

Ecrire les demi-équations électroniques des couples suivants :



Exercice 2 :

Une réaction d'oxydoréduction se traduit par l'équation-bilan non équilibrée :



- 1) Ecrire les demi-équations électroniques traduisant l'oxydation et la réduction.
- 2) Quel est l'oxydant ? le réducteur ?
- 3) Equilibrée l'équation-bilan.

Exercice 3 :

On dispose d'une solution de chlorure d'étain (II) ; on verse 25 cm³ dans deux béchers. Dans le premier on ajoute un peu de soude concentrée ; un précipité blanc se forme. Dans le deuxième on ajoute de la limaille de fer et on maintient une agitation régulière. Au bout de quelques minutes on arrête l'agitation et on ajoute un peu de soude concentrée : un précipité vert se forme.

- 1) Interpréter ces observations. Ecrire les équations-bilan correspondantes.
- 2) Peut-on à l'aide des faits précédents et de la classification électrochimique des métaux, prévoir ce que l'on observera si l'on plonge une plaque de zinc dans une dans une solution de chlorure d'étain (II) ? Une plaque d'étain dans une solution de chlorure de zinc ?

Exercice 4 :

Un bécher contient 55,8 mg de poudre de fer et 27 mg de poudre d'aluminium. On y ajoute 100 mL de solution de sulfate de cuivre (II) de concentration molaire C suffisante pour faire réagir exactement la totalité de la masse de fer et d'aluminium utilisée.

- 1) Préciser les couples oxydant/réducteur mis en jeu dans l'expérience.
- 2) Ecrire les demi-équations électroniques relatives à ces couples redox.
- 3) Ecrire les équations des réactions d'oxydoréduction réalisées.
- 4) Déterminer C.
- 5) Calculer la masse totale de dépôt métallique formé.
- 6) Quelles sont les concentrations volumiques des ions métalliques associés respectivement au fer et à l'aluminium ?

Exercice 5 :

On réalise une solution de sulfate de cuivre (II) en dissolvant 58g de cristaux bleus dans 500 cm³ de solution.

- 1) Quelle est la concentration de la solution obtenue ? Combien y-a-t-il d'ions sulfate et d'ions cuivre (II) par millimètre cube ?
- 2) On ajoute de la limaille de fer. Une réaction peut-elle avoir lieu ? Quelle est son équation-bilan ? Quelle est la masse minimale de limaille de fer à ajouter dans un bêcheur contenant 50 cm³ de la solution précédente si l'on veut faire disparaître la couleur bleue de la solution ?
- 3) Quelle est la quantité de matière d'électrons échangés ? Quelle est la quantité d'électricité correspondante ?

Pendant combien de temps faut-il faire circuler un courant de 0,5 A pour mettre en jeu la même quantité d'électrons ? **Donnée** : les cristaux bleus ont pour formule : CuSO₄ · 5H₂O

Exercice 6 :

Une lame de cuivre baigne dans 100 cm³ d'une solution aqueuse de nitrate d'argent de concentration 1,0 mol/L. On constate qu'elle se recouvre d'argent.

4) Questions Physiques

- 2) Quelle masse maximale d'argent peut-on recueillir ?
- 3) Quelle est alors la perte de masse subie par la lame de cuivre ?

Exercice 7:

On introduit de la poudre de zinc dans 200 cm³ d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre, de concentration 0,1 mol/L.

- 1) Calculer la masse de zinc nécessaire à la réduction de tous les ions Cu²⁺.
- 2) Calculer la masse de cuivre formé ainsi que la concentration des ions Zn²⁺.
- 3) Vérifier l'électroneutralité de la solution.

Données : masses molaires en g/mol Cu : 63,5 ; S : 32 ; O : 16 ; H : 1 ; Ag : 107,9 ; Zn : 65,3 ; Fe : 56

Exercice 8 :

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 (AuCl₃) se recouvre d'or.
-une lame de cuivre plongée dans une solution de nitrate d'argent (AgNO₃) se recouvre d'argent.

-une lame de fer plongée dans une solution de sulfate de cuivre (II) se recouvre de cuivre.

- 1.1-Interpréter ces différents résultats.
- 1.2-En déduire une classification suivant le pouvoir réducteur croissant des couples ion métallique / métal mis en jeu au cours de cette expérience.
- 1.3-Sachant que l'acide chlorhydrique attaque le fer et non le cuivre, placer le couple H₃O⁺ / H₂ 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.

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

2.2-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 n°9 :

On dissout une masse m de nitrate d'argent (AgNO₃) dans 1 L d'eau. On effectue un prélèvement de 100 cm³ de la solution obtenue dans lequel on plonge une lame de cuivre.

- 1- Ecrire l'équation – bilan de la réaction qui s'effectue.
- 2- Calculer la concentration des ions Ag⁺, si on suppose que la réaction est totale et que le dépôt d'argent est de 2,16 g.
- 3- En déduire la valeur de la masse m de nitrate d'argent.
- 4- Calculer la concentration des ions Cu²⁺ formés.

Une lame de plomb plongée dans la solution obtenue après filtration se recouvre d'un dépôt rougeâtre.

- 5- Quelle est la nature de ce dépôt ? Calculer sa masse.
- 6- Ecrire l'équation – bilan de la réaction qui s'effectue.
- 7- Classer les oxydants et les réducteurs de ces trois couples par force croissante.

On donne : M(Ag) = 108 g/mol ; M(N) = 14 g/mol ; M(O) = 16 g/mol ; M(Pb) = 207 g/mol ; M(Cu) = 63,5 g/mol.