



SERIE D'EXERCICE SUR C6 ET C7: NOTION DE COUPLE OXYDANT-REDUTEUR ET CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES OXYDANT-REDUTEUR, ION METALLIQUE / METAL

EXERCICE 1:

Ecrire les demi-équations électroniques des couples suivants: Hg^{2+}/Hg ; Pb^{2+}/Pb ; Au^{3+}/Au ; Pt^{2+}/Pt

EXERCICE 2:

En utilisant la classification électrochimique des métaux, prévoir si les systèmes suivants donneront lieu ou non à une réaction naturelle. Ecrire, dans le cas où il y a réaction, les demi-équations électroniques et l'équation bilan.

- 1/ lame d'argent plongée dans une solution de sulfate d'aluminium (Al^{3+} , SO_4^{2-})
- 2/ lame d'aluminium plongée dans une solution de sulfate de cuivre (Cu^{2+} , SO_4^{2-})
- 3/ lame de cuivre plongée dans une solution de sulfate de zinc (Zn^{2+} , SO_4^{2-})
- 4/ lame de zinc plongée dans une solution de sulfate de cuivre (Cu^{2+} , SO_4^{2-})
- 5/ lame de fer plongée dans une solution d'acide chlorhydrique (H_3O^+ , Cl^-)

EXERCICE 3:

Une réaction d'oxydoréduction se traduit par l'équation-bilan non équilibrée: $Au^{3+} + Zn \rightarrow Au + Zn^{2+}$

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

EXERCICE 4:

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 5:

Une lame de zinc plongée dans 100 cm³ d'une solution de sulfate de cuivre de concentration 0,2 mol/L est laissée jusqu'à disparition complète de la couleur bleue.
Quelle est la masse de cuivre déposée?

EXERCICE 6:

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 bêcher 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?
- 4/ 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: $(CuSO_4 \cdot 5H_2O)$

EXERCICE 7:

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.

- 1/ Interpréter cette réaction.
- 2/ Quelle masse maximale d'argent peut-on recueillir?
- 3/ Quelle est alors la perte de masse subie par la lame de cuivre?

EXERCICE 8:

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 Cu^{2+} .
- 2/ Calculer la masse de cuivre formé ainsi que la concentration des ions Zn^{2+} .
- 3/ Vérifier l'électro neutralité de la solution.

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