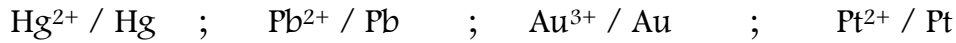




**SERIE D'EXERCICES SUR C7: CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES
OXYDANT-REDUTEUR, ION METALLIQUE / METAL**

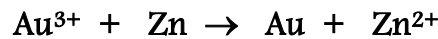
EXERCICE 1:

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/ Equilibrer l'équation-bilan.

EXERCICE 3:

Un groupe d'élève en classe de première S trouve dans le labo de leur lycée trois solutions:

- ▶ Une solution de sulfate de cuivre (Cu^{2+} ; SO_4^{2-}) de couleur bleue,
- ▶ Une solution de sulfate de nickel (Ni^{2+} ; SO_4^{2-}) de couleur verte,
- ▶ Une solution de sulfate de zinc (Zn^{2+} ; SO_4^{2-}) de couleur incolore.

Afin de classer qualitativement les ions métalliques, ils réalisent les expériences suivantes:

Expérience 1: ils plongent une lame de nickel dans une solution de sulfate de cuivre et ils constatent une décoloration de la couleur bleue de la solution de sulfate de cuivre.

Expérience 2: ils plongent une lame de nickel dans une solution de sulfate de zinc et ils constatent que la solution incolore de sulfate de zinc persiste.

A partir des deux expériences, faire un classement qualitatif par pouvoir oxydant croissant des trois ions métalliques.

EXERCICE 4:

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.

- 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+} .

Données en g.mol⁻¹ : M(Cu) = 63,5 ; M(S) = 32 ; M (Zn) = 65,3

EXERCICE 5:

Donnée: extrait de la classification qualitative électrochimique :



Un bécher contient un mélange de solutions aqueuses de nitrate d'argent et de sulfate de cuivre (II).

1/ Préciser les formules des cations présents dans le bécher.

Une réaction est-elle prévisible dans le bécher ? Justifier.

2/ On plonge une lame de cuivre dans le mélange. Qu'observe-t-on ?

3/ De la grenaille de zinc est ajoutée dans le bécher.

a/ Quelle(s) réaction(s) peut-on prévoir ?

b/ Illustrer ces prévisions en utilisant la règle du gamma.

c/ Ecrire le (les) équation(s) bilan(s) de la (des) réaction(s) réalisée(s).

EXERCICE 6:

Un bécher contient 55,8 mg de poudre de fer et 27 mg 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 molaires volumiques des ions métalliques associés respectivement au fer et à l'aluminium ?

EXERCICE 7:

1/ On dissout une masse m de nitrate d'argent (AgNO_3) dans 1 L d'eau. On effectue un prélèvement de 100 cm^3 de la solution obtenue dans lequel on plonge une lame de cuivre.

a/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui s'effectue.

b/ 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.

c/ En déduire la valeur de la masse m de nitrate d'argent.

d/ Calculer la concentration des ions Cu^{2+} formés.

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

a/ Quelle est la nature de ce dépôt ? Calculer sa masse.

b/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui s'effectue.

c/ Classer les oxydants et les réducteurs de ces trois couples par force croissante.

On donne en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: $M(\text{Ag}) = 108$; $M(\text{N}) = 14$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{Pb}) = 207$; $M(\text{Cu}) = 63,5$.