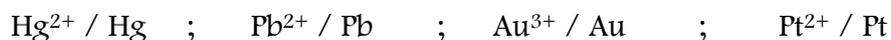


SERIE D'EXERCICE SUR C6 ET C7 : NOTION DE COUPLE OXYDANT-REDUTEUR ET CLASSIFICATION QUALITATIVE DES COUPLES OXYDANT-REDUTEUR, ION METALLIQUE / METAL

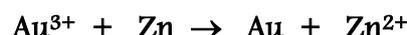
Exercice 1 :

Ecrire les demi-équations électroniques des couples redox 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 cm^3 d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre, de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 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 : masses molaires des atomes en g.mol^{-1} : $M(\text{Cu}) = 63,5$; $M(\text{S}) = 32$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{H}) = 1$;
 $M(\text{Ag}) = 107,9$; $M(\text{Zn}) = 65,3$; $M(\text{Fe}) = 56$.

Exercice 5 :

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

Exercice 6 :

On donne : $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Al}) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$.

- 1/ On prépare un volume $V = 250 \text{ mL}$ d'une solution S de chlorure d'étain II de concentration molaire volumique $C = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- a/ Calculer la masse m de chlorure d'étain trihydraté solide ($\text{SnCl}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) utilisé pour préparer la solution.
- b/ Ecrire l'équation-bilan de la dissolution du chlorure d'étain trihydraté solide dans l'eau. Calculer la concentration des espèces chimiques présentes dans la solution.
- 2/ Une plaque d'aluminium bien décapée est plongée dans un volume $V_1 = 50,00 \text{ mL}$ de la solution S . Elle se recouvre de paillettes d'étain métal Sn . Il se forme aussi des ions Al^{3+} .
- a/ Quel réactif a été oxydé, quel réactif a été réduit ? Quel est l'oxydant, quel est le réducteur ?
Ecrire les demi-équations électroniques puis l'équation-bilan d'oxydoréduction.
- b/ L'aluminium est en excès. Calculer la masse d'étain qui s'est déposée, la diminution de masse de la plaque d'aluminium, la concentration des ions Al^{3+} à la fin de la réaction.
- 3/ Quand on plonge une lame de cuivre dans la solution de chlorure d'étain, il ne se passe rien. A partir de ces deux observations expérimentales, classer les trois couples redox concernés.

Exercice 7 :

- 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 ?
- On donne :** $M(\text{Al}) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63 \text{ g.mol}^{-1}$.



