

Exercice 1

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 :

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

Exercice 2

1. Pour déterminer la concentration molaire d'une solution S de sulfate de cuivre (Cu^{2+} , SO_4^{2-}), on verse une solution d'hydroxyde de sodium dans 100 ml de cette solution. Qu'observe-t-on ?

La masse du solide formé est de 3,9 g. Quelle est la concentration molaire en ions Cu^{2+} de la solution S ?

2. De l'étain en poudre, plongé dans 200 mL de la solution S, se recouvre d'un dépôt rouge brique.

2.1 Ecrire l'équation bilan de la réaction, sachant que l'étain donne le cation Sn^{2+} .

2.2 En admettant que la réaction est totale, quelle est la concentration molaire des ions Sn^{2+} à la fin de la réaction ?

Exercice 3

1. On prépare une solution S de nitrate en dissolvant une masse $m = 17,0$ g de nitrate d'argent pur de formule ($AgNO_3$) dans $V = 500$ ml d'eau. Quelle est la concentration molaire de cette solution ?

2. On verse des copeaux de cuivre en excès dans la solution S précédente.

2.1 Décrire les phénomènes observés. Ecrire les demi-équations électroniques puis l'équation-bilan de la réaction.

2.2 Calculer la masse du dépôt métallique formé.

3. On filtre puis on verse dans le filtrat obtenu, une solution d'hydroxyde de sodium (ou soude) ; on observe la formation d'un précipité. Quelle est la couleur du précipité ? Calculer sa masse.

Données : Masses molaires atomiques en $g \cdot mol^{-1}$ H = 1 ; N = 14 ; O = 16 ; Cu = 63,5 ; Ag = 108

Exercice 4

On considère une solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C = 0,1$ mol.L⁻¹ ; on en prélève un volume $V = 250$ mL que l'on verse dans un bécher contenant de la limaille de fer. On laisse la réaction se dérouler pendant quelques minutes tout en maintenant une agitation régulière, puis on filtre la solution. Son pH est alors de 2,6.

1. Calculer la masse de fer attaqué au cours de cette expérience.

2. Quel est le volume de dihydrogène dégagé sachant que la température du milieu est de 22 °C et la pression de 100 kPa ?

3. Quelle est la molarité des ions Fe^{2+} dans la solution obtenue ?

Donnée : $10^{-2,6} \approx 2,510^{-3}$

Exercice 5

On ajoute 1,50 g de limaille de fer dans 100 mL d'une solution de nitrate d'argent (Ag^+ NO_3^-). Après agitation, filtration et séchage du résidu solide, celui-ci pèse 3,50 g.

1. Montrer qu'à priori, il y a deux solutions possibles selon les quantités de fer et de nitrate d'argent.

2. Montrer qu'une seule de ces deux solutions est compatible avec les données.

3. Déterminer la composition massique du résidu.

Données : Masses molaires atomiques en $g \cdot mol^{-1}$ N = 14 ; O = 16 ; Fe = 56 ; Ag = 108.

Exercice 6

Le Zamak-5 est un alliage de zinc, d'aluminium (4%), de cuivre (1%) et de magnésium (0,05%).

1. Si on attaque cet alliage par une solution d'acide chlorhydrique en excès, quelles sont les réactions qui ont lieu ? Ecrire les équations-bilan correspondantes.

2. Reste-t-il un résidu solide à la fin de la réaction ? Justifier.

3. Quel volume minimal de solution d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C = 1$ mol.L⁻¹, faut-il pour oxyder un échantillon de 5 g de cet alliage ?

4. Quelles sont les molarités des ions présents dans la solution à la fin de la réaction ?

Données : Masses molaires atomiques en $g \cdot mol^{-1}$ Mg = 24,3 ; Al = 27 ; Cu = 63,5 ; Zn = 65,4