

**Exercice 1**

- 1) Ecrire les équations formelles des couples redox suivants :  
 $Zn^{2+}/Zn$  ;  $Br_2/Br^-$  ;  $ClO^-/Cl_2$  ;  $NO_3^-/NH_4^+$
  - 2) Les équations bilan suivantes traduisent des réactions d'oxydoréduction spontanées :
    - i.  $Cr^{3+} + Al \rightarrow Cr + Al^{3+}$
    - ii.  $3 Zn^{2+} + 2 Al \rightarrow 3 Zn + 2 Al^{3+}$
    - iii.  $2 Cr^{3+} + 3 Zn \rightarrow 2 Cr + 3 Zn^{2+}$
- a) Préciser les couples redox mis en jeu au cours de ces réactions.  
b) Etablir une classification électrochimique des trois métaux (Al, Cr et Zn) par ordre de pouvoir réducteur croissant.



[WWW.SidellePC.COM](http://WWW.SidellePC.COM)



**Exercice 2**

On considère la liste des entités chimiques suivantes :  $Cu^{2+}$  ;  $Fe^{2+}$  ;  $Fe^{3+}$  ;  $Zn^{2+}$  ;  $Cl^-$  ;  $Cu$  ;  $Cl_2$  ;  $Zn$  et  $O^{2-}$ .

- 1) Identifier les couples redox qu'on peut former avec ces entités.
- 2) Ecrire l'équation formelle associée à chaque couple.
- 3) Ecrire l'équation chimique de la réaction d'oxydation du zinc par les ions cuivre.

**Exercice 3**

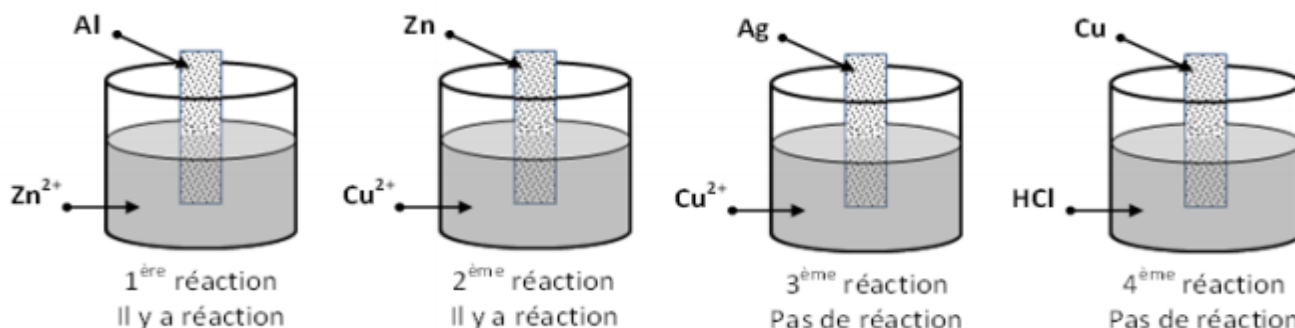
On dissout une masse  $m = 16$  g de cristaux de sulfate de cuivre II anhydre  $CuSO_4$  dans de l'eau distillée pour obtenir une solution (S) de volume  $V = 250$  cm<sup>3</sup>. On plonge dans la solution précédente une lame de zinc Zn.

- 1) a) Décrire le phénomène observé et l'interpréter.  
b) Ecrire l'équation de la réaction qui s'est produite.  
c) De quel type de réaction s'agit-il ? Justifier votre réponse.  
d) Préciser l'oxydant, le réducteur et les couples redox mis en jeu.
- 2) a) Déterminer la quantité de matière d'ions  $Cu^{2+}$  présente dans la solution (S).  
b) En déduire à la fin de la réaction :
  - i. la masse du dépôt solide obtenu.
  - ii. la molarité en ions positifs de la solution.

On donne :  $M(O) = 16$  g.mol<sup>-1</sup> ;  $M(S) = 32$  g.mol<sup>-1</sup> et  $M(Cu) = 63,5$  g.mol<sup>-1</sup>.

**Exercice 4**

Pour placer quelques métaux sur une échelle de pouvoir réducteur croissant, on réalise quelques expériences représentées sur la figure suivante :



- 1) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a eu lieu lors de la 1<sup>ère</sup> et la 2<sup>ème</sup> réaction.
- 2) Classer les métaux Al, Zn, Ag et Cu sur une échelle de pouvoir réducteur croissant.
- 3) Sachant qu'une solution d'acide chlorhydrique peut attaquer une lame de zinc, placer l'élément hydrogène dans la classification établie précédemment.

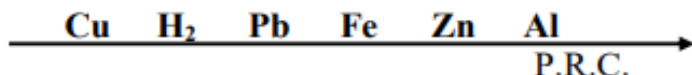
**Exercice 5**

- 1) On introduit dans un bécher juste la masse  $m$  de plomb (Pb) en poudre nécessaire pour faire réagir totalement un volume d'une solution aqueuse d'acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) dilué. On a mesuré 1,12 L de dihydrogène dégagé et il s'est formé du sulfate de plomb ( $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ) en solution aqueuse de volume 125  $\text{cm}^3$  dans le bécher.
- Écrire l'équation de la réaction redox réalisée dans le bécher.
  - Préciser l'oxydant, le réducteur et les couples redox mis en jeu.
  - Calculer la masse du plomb utilisée et déduire la concentration molaire des ions ( $\text{Pb}^{2+}$ ) dans la solution.
- 2) On ajoute au contenu du bécher du fer en poudre en excès et on agite pendant un temps suffisant. On filtre ensuite le contenu du bécher et on ajoute au filtrat quelques gouttes d'une solution aqueuse de soude. Un précipité vert apparaît.
- Décrire brièvement ce qui se passe dans ces expériences.
  - Écrire l'équation de la réaction redox et préciser les couples redox mis en jeu.
  - Monter que les réactions précédentes permettent de classer suivant une échelle de pouvoir réducteur décroissant les éléments : dihydrogène, fer et plomb.
- On donne :  $M(\text{Pb}) = 207 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$ .

WWW.SidellePC.COM

**Exercice 6**

On considère la classification électrochimique suivante :

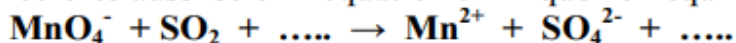


- 1) Dans un volume  $V = 200 \text{ ml}$  d'une solution aqueuse de sulfate de fer II ( $\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ ) de concentration  $C = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ , on introduit une masse  $m = 12 \text{ g}$  d'un mélange de deux métaux Zn et Cu.
- Préciser le métal ( $\mathcal{M}$ ) qui va réagir avec les ions  $\text{Fe}^{2+}$ . Justifier.
  - Écrire les deux demi-réactions et l'équation qui a lieu.
- 2) a) Déterminer la quantité de matière des ions  $\text{Fe}^{2+}$  sachant que tous les ions réagissent.  
b) Déduire la masse du métal ( $\mathcal{M}$ ) qui réagit sachant qu'il réagit en totalité.  
c) Déduire la masse l'autre métal.
- 3) On filtre le mélange obtenu et on ajoute au résidu solide un excès d'une solution de chlorure d'hydrogène ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ). Il se dégage un gaz de volume  $V_G = 0,48 \text{ L}$ .
- Quel est le gaz dégagé et comment peut-on l'identifier ?
  - Écrire l'équation de la réaction qui se produit. Justifier.
  - Calculer la quantité de matière du gaz formé.
  - Déduire la masse du métal qui a réagi avec les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$ .
- On donne :  $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ .

**Exercice 7**

WWW.SidellePC.COM

On fait réagir en milieu acide une solution violette de permanganate de potassium ( $\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$ ) de volume  $V_1 = 12 \text{ cm}^3$  et de concentration molaire  $C_1 = 0,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , avec une solution incolore de dioxyde de soufre ( $\text{SO}_2$ ) de volume  $V_2 = 10 \text{ mL}$  et de concentration molaire  $C_2 = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Il se forme alors des ions manganèse ( $\text{Mn}^{2+}$ ) incolores et des ions sulfates ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) incolores aussi selon l'équation chimique non équilibrée suivante :



- 1) a) Déterminer les nombres d'oxydation du manganèse (Mn) et du soufre (S) dans les



entités chimiques suivantes :  $\text{MnO}_4^-$  ;  $\text{Mn}^{2+}$  ;  $\text{SO}_2$  et  $\text{SO}_4^{2-}$ .

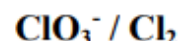
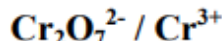
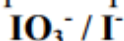
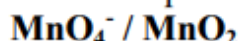
- b) En déduire que la réaction observée est une réaction d'oxydoréduction.
  - c) Identifier les couples redox mis en jeu lors de cette réaction.
  - d) Identifier l'oxydant et le réducteur parmi les réactifs. Justifier.
  - e) Compléter l'équilibre de l'équation de la réaction.
- 2) a) Calculer les quantités de matière initiales des réactifs mis en jeu.  
b) Y a-t-il un réactif en excès ? Si oui lequel ?  
c) Sachant que cette réaction est totale, déterminer la concentration molaire des ions sulfate ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) formés à la fin de la réaction.



[WWW.SidellePC.COM](http://WWW.SidellePC.COM)

### Exercice 8

I. Écrire la demi-équation de chaque couple redox suivant :



II. On observe un dépôt de métal,

- Lorsqu'on plonge une lame de cuivre dans une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$ ).
  - Lorsqu'on plonge une lame de zinc dans une solution de chlorure de cuivre ( $\text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ ).
- 1) Préciser la nature du dépôt observé dans chaque expérience. Expliquer.
  - 2) Écrire les équations des réactions observées.
  - 3) Classer, par ordre de pouvoir réducteur décroissant, les métaux : cuivre, zinc et argent.
  - 4) Sachant que l'élément hydrogène est situé dans la classification précédente entre le zinc et le cuivre, comment peut-on expliquer que le cuivre ne réagit pas avec la solution d'acide chlorhydrique tandis que le zinc réagit ?
    - a) Écrire l'équation de la réaction qui se produit et donner les couples redox mis en jeu.
    - b) Une masse  $m = 0,5 \text{ g}$  de zinc est attaquée par  $100 \text{ cm}^3$  d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ . Montrer que le zinc est en excès.

On donne  $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$ .

[WWW.SidellePC.COM](http://WWW.SidellePC.COM)

### Exercice 9

Au cours d'une séance de travaux pratiques deux groupes d'élèves réalisent les expériences suivantes :

- Le premier groupe plonge une lame de cuivre dans une solution d'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-$ ). Rien ne se passe.
  - Le deuxième groupe plonge des copeaux de zinc dans une solution d'acide chlorhydrique. Il se forme les ions  $\text{Zn}^{2+}$  et se dégage un gaz incolore qui fait une détonation en présence d'une flamme.
- 1- a- Faire un schéma de l'expérience réalisée par le deuxième groupe.  
b- Donner le nom du gaz dégagé.
  - 2- a- Écrire les demi-équations de réaction indiquée dans 1°).  
b- Déduire que cette réaction est une réaction d'oxydoréduction. Écrire son équation bilan.  
c- Donner les couples redox mis en jeu.
  - 3- a- Comparer le pouvoir réducteur des éléments cuivre Cu et hydrogène H.  
b- Classer les éléments Cu, Zn et H par ordre de pouvoir réducteur croissant.



### Exercice 10

On plonge une lame de zinc Zn dans une solution bleue contenant des ions cuivre (II)  $\text{Cu}^{2+}$ . Quelques minutes après on observe un dépôt rougeâtre sur la lame de zinc.

1. Préciser la nature de ce dépôt.
2. Écrire les demi-équations électroniques représentant les transformations subies par l'ion  $\text{Cu}^{2+}$  et le zinc Zn.
3. Écrire l'équation bilan de la réaction d'oxydo-réduction.
4. Préciser l'oxydant et le réducteur qui interviennent dans cette réaction.