

### I. Réaction entre le fer métallique Fe et les ions $\text{Cu}^{2+}$ .

- Sur une lame de fer bien décapée, déposer quelques gouttes d'une solution de sulfate de cuivre. Attendre quelques minutes. ... pendant ce temps :
  - Dans un tube à essai (TAE), introduire 1 pointe de spatule de limaille de fer. Introduire environ 10 mL d'une solution de sulfate de cuivre. Boucher agiter et attendre quelques minutes. Observer la lame de fer et le contenu du TAE.
1. Au bout de quelques minutes, quelle observation montre qu'il s'est formé du cuivre métallique ? Quelle autre observation montre que des ions cuivre II ont disparu au cours de la réaction ?
  2. Comment peut-on modéliser, par une équation, le phénomène ci-dessus ?
- Prélever, dans un second tube, un peu de solution surnageante et ajouter quelques gouttes d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium. Observer.
3. Qu'observe-t-on ? Quel est l'ion mis en évidence par ce test ?
  4. D'où peut provenir cet ion ?
  5. Quelle modification, dans leur structure, les atomes de fer ont-ils subi ?

### II. Bilan.

6. Compléter le tableau suivant :

| Réactifs | Produits de la réaction |
|----------|-------------------------|
|          |                         |
|          |                         |

Préciser quel réactif a été oxydé.

Préciser quel réactif a été réduit.

7. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui a eu lieu.
8. Les atomes de fer ont-ils joué le rôle d'un oxydant ou d'un réducteur ? Justifier la réponse.
9. Les ions cuivre II ont-ils joué le rôle d'un oxydant ou d'un réducteur ? Justifier la réponse.

### III. Réaction entre Cu métallique et les ions $\text{Ag}^+$ .

- Dans un petit bécher ou un T.A.E, on verse environ 1 mL d'une solution de nitrate d'argent et on plonge dans cette solution un morceau de cuivre. Observer le contenu. Faire la démarche d'interprétation précédente pour arriver à écrire l'équation bilan de la réaction qui a lieu.

### IV. Réaction entre les ions $\text{Fe}^{2+}$ et les ions permanganate $\text{MnO}_4^-$ .

- Dans un TAE, verser environ 2 mL d'une solution de sulfate de fer II. Ajouter progressivement à l'aide d'une pipette, tout en agitant doucement, une solution aqueuse violette de permanganate de potassium. Arrêter l'ajout dès l'apparition d'un changement notable de teinte.
  - Partager la solution en deux et ajouter dans un des tubes quelques gouttes d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.
- Observer : - Quel ion est responsable de la couleur de chacune des solutions initialement mélangées ?
- Citer une espèce chimique qui disparaît lors du mélange (réactif).
  - En interprétant le test à l'hydroxyde de sodium, quelle espèce chimique est apparue ?

Quelle autre espèce chimique a donc aussi disparu lors du mélange des deux solutions (autre réactif).

Faire la démarche de réflexion nécessaire pour établir l'équation de la réaction d'oxydo-réduction qui a eu lieu.

**INTERPRETATION DES EXPERIENCES.**

|                     | <b>Couple 1</b><br>(entourer le réactif) | <b>Couple 2</b><br>(entourer le réactif) | <b>½ équation<br/>d'oxydation</b> | <b>½ équation<br/>de réduction</b> | <b>Equation de la réaction chimique.</b> |
|---------------------|--|--|-----------------------------------|------------------------------------|--|
| <b>Réaction n°1</b> |  |  |                                   |                                    |  |
| <b>Réaction n°2</b> |  |  |                                   |                                    |  |
| <b>Réaction n°3</b> |  |  |                                   |                                    |  |