

I - Mode opératoire

Vous disposez de deux béchers placés dans un socle en bois, d'un support en plastique sur laquelle il faut fixer les lames de zinc et de cuivre en vissant. **Attention** à bien les fixer pour éviter d'éventuels problèmes de contact !

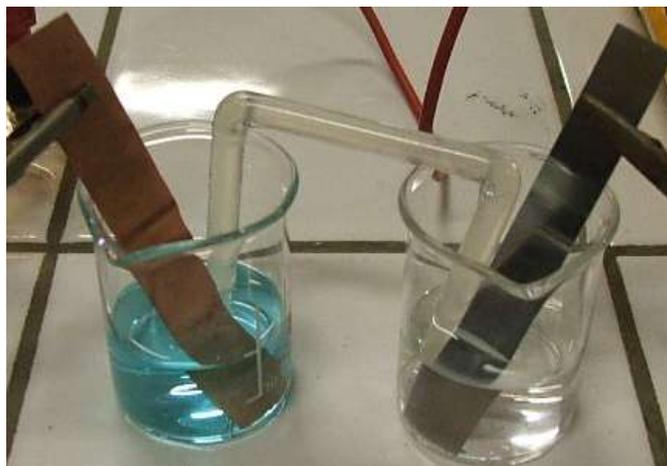
- Dans le 1^{er} bécher, versez environ 25 mL d'une solution de sulfate de cuivre (bleue). Placez la lame de cuivre décapée dans la solution.

- Dans l'autre bécher, versez environ 25 mL d'une solution de sulfate de zinc (incolore). Placez la lame de zinc décapée.

- Positionnez un pont salin (tube en U rempli d'une solution gélifiée de chlorure d'ammonium ou de bromure de potassium) entre les deux béchers (voir photo ci-contre) après l'avoir rincé à l'eau permutée. **Attention !** Les extrémités du pont salin doivent tremper dans chacune des solutions.

- Construisez le circuit extérieur à cet assemblage composé par un conducteur ohmique de résistance R de 10Ω et un ampèremètre.

Chaque lame métallique trempant dans la solution contenant l'ion métallique correspondant constitue une **demi-pile**.

**II - Observations et déductions**

1) L'ampèremètre enregistre-t-il un courant ?

2) Décrivez la composition de l'élément du circuit qui se comporte comme un générateur.

3) En regardant le branchement de votre ampèremètre, quelle partie de cet élément constitue le pôle + de cette pile ? le pôle - ?

4) De quelle demi-pile vers quelle demi-pile circule le courant (+ vers -) dans le circuit extérieur ?

5) Le courant est dû à une circulation d'électrons en sens opposé.

a. Précisez le sens de circulation des électrons.

b. De quelle demi-pile vers quelle demi-pile circule les électrons dans le circuit extérieur ?

c. Quelle demi-pile fournit les électrons ? Quelle demi-pile capte les électrons ?

6) Ce courant existe-t-il encore si vous :

- sortez une plaque ou l'autre de la solution (en la tirant après avoir dévissé) ?

- ôtez le pont de jonction ?

7) Défaites le circuit, puis branchez un voltmètre aux bornes de la pile. Indiquez la tension mesurée.

8) Complétez le schéma de la page suivante en indiquant :

- les pôles + et - de la pile, les ions métalliques contenus dans chacune des solutions ;

- dans le circuit extérieur, les sens de circulation du courant I et des électrons e^- .

III - Modélisation grâce à l'oxydoréduction**1) Réactions d'oxydoréduction**

Une **réduction** est une réaction chimique où cours de laquelle une espèce chimique gagne des électrons pour en former une autre.

Une **oxydation** est une réaction chimique où cours de laquelle une espèce chimique perd des électrons pour en former une autre.

Ces deux réactions se produisent de façon simultanée. Si l'une s'arrête, l'autre aussi.

2) Application à la pile

a. Peut-il exister un transfert d'électron entre le métal et l'ion métallique dont il provient ? Expliquez sur l'exemple Cu^{2+} et Cu .

Complétez :

- un _____ (métal / ion métallique) qui gagne un ou plusieurs électrons
donne _____ (métal / ion métallique) correspondant.

- un _____ (métal / ion métallique) qui perd un ou plusieurs électrons
donne _____ (métal / ion métallique) correspondant.

b. Questions :

● **Pôle négatif**

Quel métal de la pile cède des électrons ? Quels ions se forment-ils ?

Cette réaction est-elle une réduction ou une oxydation ? Justifiez.

Cela crée-t-il un excès ou un défaut de charges positives dans la solution ?

Indiquez sur le schéma par une flèche **verte** « métal vers solution » le métal qui se désagrège petit à petit.

● **Pôle positif**

Quels ions de la pile captent des électrons ? Quel métal se forme-t-il ?

Cette réaction est-elle une réduction ou une oxydation ? Justifiez.

Cela crée-t-il un excès ou un défaut de charges positives dans la solution ?

Indiquez sur le schéma par une flèche **rouge** « solution vers métal » les ions qui disparaissent de la solution.

● **Électroneutralité**

La matière est électriquement neutre. Expliquez de quelle façon le pont de jonction (ou pont salin) contenant chlorure d'ammonium ($\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$) peut intervenir pour rectifier les modifications entraînées par la formation ou la disparition des cations métalliques dans les demi-piles.

Sur le schéma, précisez dans le pont salin, les sens de déplacement des ions NH_4^+ et Cl^- (attention, ils ne quittent pas le pont !).

3) Les équations

Une **demi-équation** reflète le transfert d'électron entre le métal et le cation métallique correspondant. Attention ! Seuls les signes + et \rightarrow y sont admis !

Attention ! réactif(s) \rightarrow produits(s)

● Écrivez les demi-équations des réactions se produisant aux pôles + et - de la pile.

Pour obtenir l'**équation** de la réaction, il faut réaliser la somme des deux demi-équations en prenant soin d'éliminer les électrons entre les deux car, comme les réactions sont simultanées, autant d'électrons doivent être cédés d'un côté que captés de l'autre.

● Écrivez l'équation de la réaction.

4) La pile : un générateur électrochimique

Justifiez cette appellation.

