

Dans une pile, il y a transfert indirect d'électrons d'un réducteur vers un oxydant, par l'intermédiaire d'un circuit électrique extérieur. Les piles sont des générateurs électrochimiques, dans lesquels l'énergie est stockée sous forme chimique et peut être restituée spontanément au milieu extérieur sous forme d'énergie électrique.

I. BUT :

- Réaliser une transformation modélisée par un transfert direct d'électrons.
- Réaliser une pile cuivre-zinc.
- Mesurer et comparer les fém de plusieurs piles.

II. TRANSFORMATION MODELISEE PAR UN TRANSFERT DIRECT D'ELECTRONS.

1) Expérience

- Dans deux tubes à essai, verser environ 5 cm de solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$,
- Ajouter une pointe de spatule de poudre de zinc
- Agiter, laisser décanter pendant 10 min. (les transformations susceptibles de se produire sont lentes) et observer.
- Filtrer sur papier filtre
- Ajouter au filtrat quelques millilitres de solution concentrée de soude. Observer

Rq :

- La soude met en évidence les ions zinc $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$;

Si en rajoutant de la soude dans une solution, il y a apparition d'un précipité blanc, alors il y a présence d'ions $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$

- La couleur bleue de la solution de sulfate de cuivre (II) est due à l'ion cuivre (II) : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$

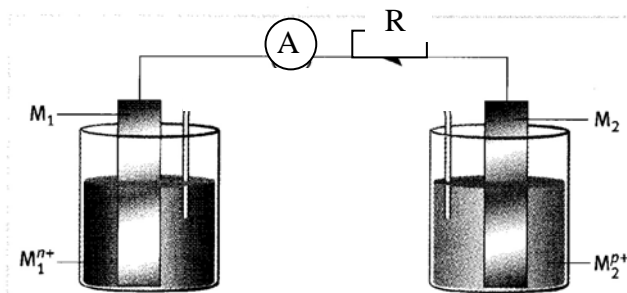
2) Questions

- Quel est l'ion qui disparaît ?
- Quel est l'ion qui apparaît ?
- Écrire les demi-équations associées aux couples **oxydant/réducteur** impliqués dans la réaction. En déduire l'équation de la réaction.
- Dans cette réaction, le transfert d'électrons entre espèces chimiques est-il direct ou indirect ?
- Peut-on maîtriser ce transfert pendant son déroulement ?

III. REALISER UNE PILE CUIVRE-ZINC.

1) Expérience

- Dans un bécher de 100 mL, verser 50 mL (mesurée à l'éprouvette graduée) de solution aqueuse de sulfate de zinc (II) de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, et y plonger une lame de zinc.
- Dans un autre bécher de 100 mL, verser 50 mL (mesurée à l'éprouvette graduée) de solution aqueuse de sulfate de cuivre (II), de concentration $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$, et y plonger une lame de cuivre.
- Observer s'il y a évolution du système.
- Relier les deux lames par deux fils électriques (utiliser des pinces crocodile), une résistance de 1000Ω et un ampèremètre en série (voir schéma ci-contre).
- Lire l'indication de l'ampèremètre, en changeant éventuellement son calibre



Un pont salin est un tube en U rempli d'un gel au sein duquel des ions potassium $\text{K}^{+}_{(\text{aq})}$ et chlorure $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ peuvent migrer.

- Plonger chaque extrémité du pont salin dans les béchers (voir schéma en annexe).
- Lire l'indication de l'ampèremètre et relever le signe du courant

Rq :

- Mettre le sélecteur de l'ampèremètre sur la position 2 mA, courant continu
- L'ampèremètre se branche en série dans un circuit
- On rappelle que si un ampèremètre numérique affiche la valeur positive de l'intensité, alors le courant électrique y entre par la borne «mA» et en sort par la borne «COM».

2) Questions

- Dans quel cas l'ampèremètre indique-t-il une intensité de courant non nulle ?
- Quelle est l'utilité du pont salin
- Quels sont les porteurs de charge dans le pont salin ? dans les fils de connexion ?
- Rappeler le lien entre le sens du courant et le sens de parcours des électrons dans un circuit électrique.
- Compléter le schéma de la pile en annexe, en indiquant le sens du courant (en rouge) et le sens de parcours des électrons (en vert) dans le dipôle constitué par les fils, l'ampèremètre et la résistance.
- Quel est le pôle + et le pôle - de la pile.

IV. REPRESENTER LA TRANSFORMATION AYANT LIEU DANS LA PILE.

Les électrons circulant dans le dipôle constitué par les fils, la résistance et l'ampèremètre sont fournis par le processus d'oxydation du **réducteur** d'un couple **oxydant/réducteur**. Ils sont récupérés par le processus de réduction de **l'oxydant** d'un autre couple. Chacun de ces processus s'effectue à la surface d'une des deux lames métalliques.

- 1) Identifier la lame métallique dont la surface est le siège d'une oxydation (perte d'électron) et celle dont la surface est le siège d'une réduction (gain d'électron).
- 2) Donner les couples **oxydant/réducteur** en jeu et écrire les équations des réactions qui ont lieu au niveau de chacune des lames.
- 3) En déduire l'équation de la réaction chimique globale qui a lieu dans la pile. Comparer avec la réaction de la manipulation du III.
- 4) Y a-t-il oxydation ou réduction au pôle + de la pile ? au pôle - ?
- 5) Calculer le quotient de réaction initial Q_{ri} en utilisant les concentrations de $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ et $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ dans chaque bécher.
- 6) La réaction chimique globale de la pile possède une constante d'équilibre égale à 1.10^{36} . La transformation globale de la pile suit-elle le critère d'évolution d'un système chimique ?

V. MESURER ET COMPARER LES fém DE PLUSIEURS PILES

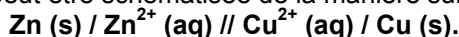
Dans la manipulation III, nous avons réalisé une pile électrochimique. Les deux lames métalliques plongeant dans la solution sont appelées **électrodes** de la pile.

La **cathode** est l'électrode siège d'une **réduction**.

L'**anode** est l'électrode siège d'une **oxydation**.

La pile est constituée de deux compartiments appelés demi-piles, reliés par une jonction électrochimique (le pont salin), qui permet le passage du courant par migration d'ions.

La pile étudiée dans la manipulation IV, peut être schématisée de la manière suivante:



Le symbole / indique l'interface entre l'électrode et la solution. Le symbole // schématise la jonction électrochimique.

1) Expérience

- Les différentes piles à réaliser sont indiquées dans le tableau en **annexe**.

Elles sont schématisées de la façon suivante : $\text{M}_{1(s)} / \text{M}_{1}^{n+} \text{ (aq) // M}_{2}^{p+} \text{ (aq) / M}_{2(s)}$.

- Pour chaque pile, préparer le montage du schéma **ci-dessous**. Ne pas oublier la jonction électrochimique par pont salin.

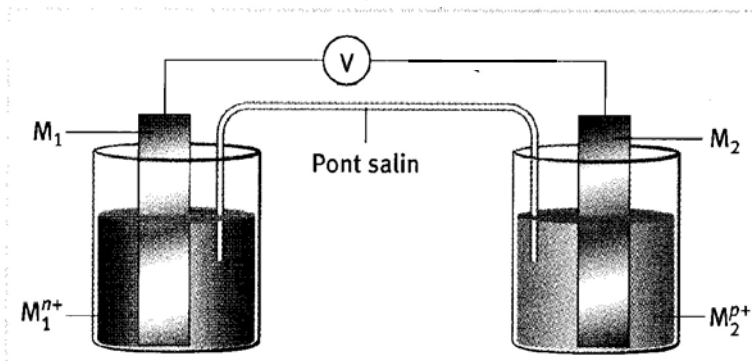
- Dans chaque cas, mesurer la fém de la pile et compléter le tableau en **annexe**.

Rq:

- **Mettre le sélecteur du voltmètre sur la position 2 V, tension continue**

- **Le voltmètre se branche en dérivation un circuit entre les bornes « V » et « COM »**

- **Si le voltmètre numérique affiche une valeur positive de la tension, alors la borne «COM» est relié au moins du générateur.**



2) Questions

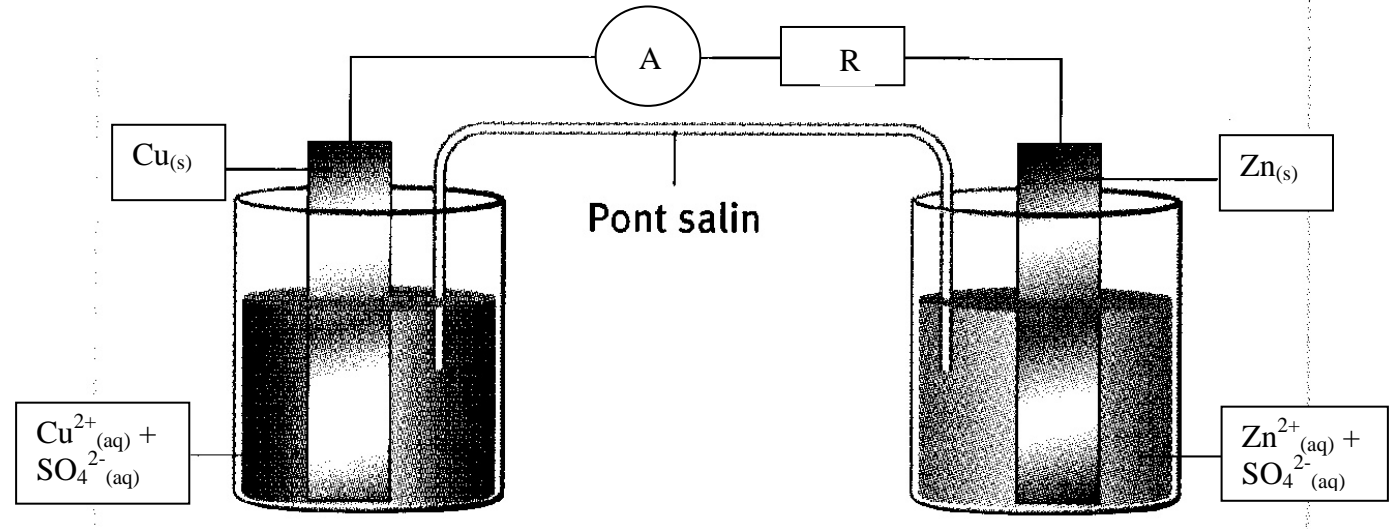
a) Calculer les valeurs des Q_{ri}

b) Interpréter, sachant que pour toutes les réactions ayant lieu dans ces piles, la constante d'équilibre K est très grande.

c) À partir des résultats du tableau en annexe, indiquer de quoi dépend la fém d'une pile.

Annexe

III. REALISER UNE PILE CUIVRE-ZINC.



V. MESURER ET COMPARER LES fém DE PLUSIEURS PILES

Pile	$[M_1^{n+}]_{(aq)}$ (mol·L ⁻¹)	$[M_2^{p+}]_{(aq)}$ (mol·L ⁻¹)	Q _{ri}	fém (V)	Pôle +	Pôle-	Cathode	Anode	Equation-bilan
Cu(s)/Cu²⁺_(aq) // Fe²⁺_(aq)/Fe(s)	0,1	0,1							
Fe(s)/Fe²⁺_(aq) // Pb²⁺_(aq)/Pb(s)	0,1	0,1							
Pb(s)/Pb²⁺_(aq) // Zn²⁺_(aq)/Zn(s)	0,1	0,1							
Pb(s)/Pb²⁺_(aq) // Cu²⁺_(aq)/Cu(s)	0,1	0,1							
Cu(s)/Cu²⁺_(aq) // Zn²⁺_(aq)/Zn(s)	1.10⁻³	0,1							
Cu(s)/Cu²⁺_(aq) // Zn²⁺_(aq)/Zn(s)	0,1	1.10⁻³							
Cu(s)/Cu²⁺_(aq) // Zn²⁺_(aq)/Zn(s)	0,1	0,1							

TP de chimie n°10	Piles	Terminale
-------------------	-------	-----------

MATERIEL PAR GROUPE:

- Tubes à essai,
- Pipette,
- 6 béchers de 100 mL,
- Epruvette graduée de 50 mL,
- Entonnoir + papier filtre,
- Spatule.
- Toile émeri
- Pont salin au chlorure de potassium : $K_{(aq)} + Cl_{(aq)}$
- Pinces crocodiles, fils de connexion,
- multimètre,
- Résistance de 1000 Ω .

PRODUITS PAR GROUPE:

- Paques de fer, de zinc, de plomb et de cuivre
- solution d' Hydroxyde de sodium $Na^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$ à 1 mol.L⁻¹ (flacon réactif)

PRODUITS AU BUREAU:

- Poudre de zinc,
- 1 Litre d'une solution de Sulfate de cuivre (II) : $Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ à 0,1 mol.L⁻¹,
- 1 Litre d'une solution de Sulfate de zinc (II) : $Zn^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ à 0,1 mol.L⁻¹,
- 1 Litre d'une solution de Nitrate de plomb (II) : $Pb^{2+}_{(aq)} + 2NO_3^-_{(aq)}$ à 0,1 mol.L⁻¹,
- 1 Litre d'une solution de Sulfate de fer (II) : $Fe^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ à 0,1 mol.L⁻¹,
- 1 Litre d'une solution de Sulfate de cuivre (II) $Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ à 1.10⁻³ mol.L⁻¹,
- 1 Litre d'une solution de Sulfate de zinc (II) : $Zn^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ à 1.10⁻³ mol.L⁻¹,

MATERIEL AU BUREAU:

- Gants + lunettes de protection
- 6 béchers de 500 mL