

**REPUBLIQUE DU SENEGAL**

UN PEUPLE - UN BUT - UNE FOI

-----  
**UNIVERSITE CHEIKH ANTA DIOP DE DAKAR**

-----  
**FACULTE DES SCIENCES ET TECHNOLOGIES DE  
L'EDUCATION ET DE LA FORMATION**



-----  
**DEPARTEMENT DE SCIENCES PHYSIQUES**

-----  
**FICHE PEDAGOGIQUE**

**Titre: CLASSIFICATION QUANTITATIVE DES COUPLES  
OXYDANT-REDUCTEUR**

Présenté par :  
**M. El hadji Daouda DIAW**

Sous la Direction de :  
**M. Ibrahima CISSE**

**Année académique : 2008/2009**

## TABLE DES MATIERES

Introduction	2
Fiche de la leçon	3
Pré-requis	3
Compétence	3
Objectifs spécifiques	3
Matériels et produits utilisés	4
Plan de la leçon	5
Déroulement possible de la leçon	6
Evaluations	16
Conclusion	22
Bibliographie	23
Webographie	24
Annexes	25
Annexe 1 : réalisation de pile électrochimique	25
Annexe 2 : réalisation d'une demi-pile à hydrogène simplifiée	38
Annexe 3 : réalisation de pile à la maison	40

## INTRODUCTION

Le programme de physique chimie au Sénégal a été modifié en 2008. L'approche par les compétences (A.P.C) a remplacé l'approche par les objectifs (A.P.O). Le contenu de certain chapitre a été légèrement modifié. Dans ce travail nous nous proposons d'élaborer une fiche pédagogique sur le chapitre : « **Classification quantitative des couples oxydant-réducteur** ».

- ✓ C'est un chapitre incontournable pour l'acquisition de l'une des compétences d'année en chimie défini dans le programme de science physique pour la classe de première S qui est : « **A la fin de la classe de première S, l'élève ayant acquis les savoirs, savoir-faire et savoir-être en électrochimie (réactions redox, propriétés métalliques, potentiels normaux, électrolyse...), doit les intégrer dans des situations familières de résolution des problèmes: utilisation, application diverses** ».
- ✓ Le problème mondiale actuelle qui est celui de l'énergie avec le tarissement prochain des gisements de pétrole et la pollution qui découle de leur utilisation a fini par dégrader notre environnement et nous expose actuellement aux pires catastrophes naturelles (inondation, ouragan, séisme, tsunami ...). D'où l'urgence de trouver de nouvelles sortes d'énergies « propres » et en quantité suffisante.

Ce document est destiné à tous les professeurs de Sciences Physiques. C'est une fiche de leçon avec ses différentes parties (pré-requis, compétence, objectifs spécifiques, plan, déroulement). Des exercices sur le chapitre ont été proposés et corrigés. En fin une annexe sur des expériences simples et réalisables à domicile ferme le document.

## FICHE DE LA LEÇON

<b>Chapitre : Classification quantitative des couples oxydant-réducteur.</b>	<b>Durée : 6h</b>	<b>Classe de première S</b>  <b><u>Effectif:</u></b>  <b><u>Fille:</u></b>  <b><u>Garçon:</u></b>
--	-------------------	---

### PRE-REQUIS

Pour pouvoir suivre cette leçon, l'élève de la classe de première S doit connaître :

- ✓ La notion d'atome
- ✓ La notion d'ion
- ✓ Les tests d'identification des ions courants
- ✓ Les couples oxydant-réducteur
- ✓ Le sens conventionnels du courant électrique
- ✓ Le sens de parcours des électrons dans un circuit électrique

### COMPETENCE

A la fin de la leçon, l'élève ayant acquis les savoir, savoir faire et savoir être sur la classification quantitative des couples oxydants-réducteurs (réactions redox, propriétés métalliques, potentiels normaux) doit les intégrer dans des situations familières de résolution de problèmes : utilisation rationnelle des piles ....

### OBJECTIFS SPECIFIQUES

A la fin de la leçon: la classification quantitative des couples oxydant-réducteur, l'élève de la classe de première S doit être capable de:

- ✓ Définir les concepts clés: pile, demi-pile force électromotrice, potentiel d'un couple oxydant-réducteur, potentiel normal d'un couple oxydant-réducteur.
- ✓ Déterminer la polarité d'une pile.
- ✓ Déterminer la f.e.m d'une pile.
- ✓ Retenir qu'au pôle négatif on a une oxydation.
- ✓ Ecrire l'équation-bilan de la réaction de fonctionnement d'une demi.
- ✓ Déterminer la f.e.m d'une pile connaissant les potentiels normaux des deux couples la constituant.
- ✓ Placer le couple  $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2$  dans l'échelle de classification électrochimique.
- ✓ Réaliser une pile.
- ✓ Mesurer la f.e.m d'une pile.
- ✓ Utiliser une pile de manière rationnelle.

## MATERIELS ET PRODUITS

Produits	Matériels
Solution 1M et 0,1 M de $Zn^{2+}$	Multimètres Numériques
Solution 0,1M et 1M de $Cu^{2+}$	Fils de connections et pinces crocodile
Solution 1 M et 0,1 M de $Fe^{2+}$	Tubes à essais
Lame de zinc	Pipettes Compte-gouttes
Lame de fer	Béchers 100 ml
Zinc en Grenaille	Béchers 500 ml
Fer en poudre	Béchers 250 ml
Cuivre en tournure	Cristallisoir
Solution d'Acide Chlorhydrique 1 M	Entonnoirs
Ponts Salins (fait avec du papier filtres imbibe de $KNO_3$ )	Electrodes de Graphite
	Fil de Platine ou Electrode de Platine
	Règle
	Craies (blanche, jaune, bleu, vert et rouge)

## **PLAN DE LA LEÇON**

### **1-Action des ions hydronium sur un métal :**

**1-1 Expérience :**

**1-2 Equations des réactions:**

**1-3- Place du couple  $H^+ / H_2$  :**

### **2- Pile Danielle :**

**2-2 Description :**

**2-2-1 Utilisation :**

**2-2-2 Expérience ; Cf. Schéma :**

**2-2-3 Représentation par un diagramme :**

**2-3 Equation bilan :**

**2-4 Force électromotrice:**

**2-5 Conclusion:**

### **3-Demi pile à hydrogène :**

**3-1 Description :**

**3-2 Electrode normale à hydrogène :**

**3-3 Potentiel d'oxydoréduction :**

**3-3-1 Définition :**

**3-3-2 Potentiel d'oxydoréduction du couple  $M^+ / M$  :**

**3-3-3 Potentiel normale d'oxydoréduction :**

### **4- Utilisation des potentiels d'oxydoréduction :**

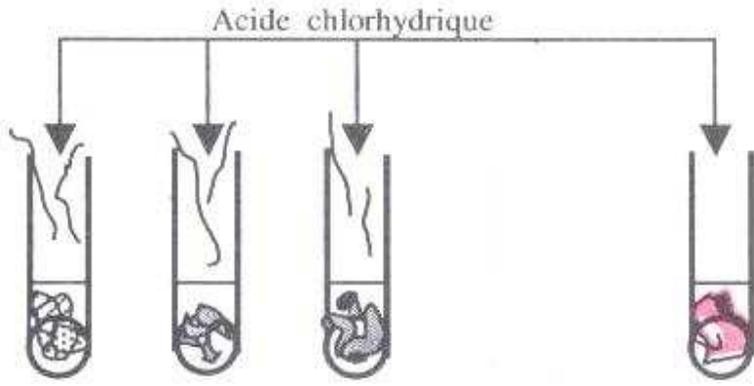
**4-1 Classement des couples oxydants réducteurs :**

**4-2 Réactions totales :**

**4-3 Détermination d'une force électromotrice :**

**4-4 Demi-pile de référence pratique :**

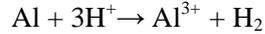
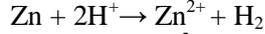
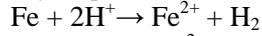
## DEROULEMENT

Temps	Plan habillé	Déroulement
30mn	<p><b><u>1 Action des ions hydronium sur un métal :</u></b></p> <p><b><u>1-1 Experience :</u></b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Montage expérimentale :</b></li> </ul> <p>Dans quatre tubes à essais, mettons, respectivement, un peu de grenaille de zinc, de poudre d'aluminium, un morceau de clou en fer et de tournure de cuivre, puis ajoutons quelques centimètres cubes de solution d'acide chlorhydrique.</p>  <p>Aluminium en poudre    grenaille de zinc    clous de fer    tournure de cuivre</p> <p><i>Action de l'acide chlorhydrique sur certains métaux</i></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Observation :</b></li> </ul> <p>Nous observons que des bulles de gaz se dégagent dans les tubes à essai contenant respectivement : de la grenaille de zinc, de l'aluminium et le morceau fer. Nous observons aussi que la température des tubes correspondant augmente tandis que le dégagement gazeux s'accélère.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Interprétation :</b></li> </ul> <p>L'ion hydronium <math>H_3O^+</math> est un ion <math>H^+</math> qui s'est fixé sur une molécule d'eau <math>H_2O</math>. Dans les expériences précédentes pour obtenir une molécule de dihydrogène il faut que deux ions <math>H^+</math> captent deux électrons. On peut traduire cette interprétation par :</p> $2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2H_2O$ $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$ <p>Les métaux se transforment en ions métalliques.</p> <p><b><u>1-2 Equations des réactions:</u></b></p>	<p>*Amener le titre de la leçon en parlant de la classification qualitative pour leur montrer que l'on peut aussi classer les couples oxydants réducteurs d'une autre manière par exemple de manière quantitative. Parler aussi des réactions d'oxydoréduction et de leurs intérêts dans la production d'énergie électrique.</p> <p>Dans le paragraphe 1, nous allons nous intéresser aux réactions d'oxydoréduction mettant en jeu l'ion hydronium.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>* Présenter le matériel</li> <li>*Insister sur l'observation</li> <li>*Interroger un élève pour faire l'expérience</li> <li>*La mise en évidence du dihydrogène se fera en approchant une petite flamme des tubes à essais.</li> <li>*Aider les élèves à établir les équations des réactions chimiques.</li> <li>*Montrer aux élèves la mise en évidence d'un nouveau couple <math>H_3O^+/H_2</math>.</li> <li>*Faire observer aux élèves qu'il n'y a pas de réaction entre le cuivre et l'acide chlorhydrique.</li> </ul>

Le cuivre n'est pas attaqué par une solution diluée d'acide

chlorhydrique ou d'acide sulfurique.

Le fer, le zinc et l'aluminium réagissent avec les solutions d'acide chlorhydrique ou d'acide sulfurique pour donner un cation métallique :

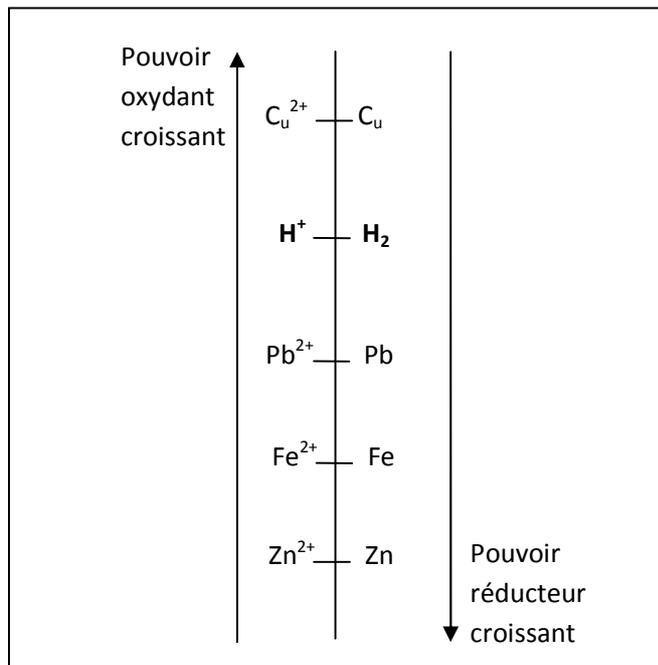


### 1-3- Place du couple $\text{H}^+/\text{H}_2$ :

D'après les expériences précédentes nous pouvons dire : l'ion hydrogène  $\text{H}^+$  est un oxydant plus fort que les ions  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Zn}^{2+}$ , mais plus faible que l'ion cuivre II ( $\text{Cu}^{2+}$ ).

Le dihydrogène est un réducteur plus faible que le fer et le zinc mais plus fort que le cuivre.

Dans la classification électrochimique, le couple  $\text{H}^+/\text{H}_2$  est donc situé entre le couple  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .



### 2- Pile Danielle :

#### 2-2 Description :

90 mn

La pile Daniell, schématisée sur le schéma, comporte deux compartiments

**schéma de principe de la pile daniell**

\*Dictée le contenu

\*Demander aux élèves d'insérer le couple  $\text{H}^+/\text{H}_2$  dans la classification qualitative des couples ion métallique/métal établie lors du chapitre précédent.

\*Dictée le contenu et faire le tableau

\*Vérifier les pré-requis :  
Nature du courant électrique.  
Sens du courant électrique  
Sens des électrons et

Le compartiment 1 contient une solution aqueuse de sulfate de zinc

fig 1

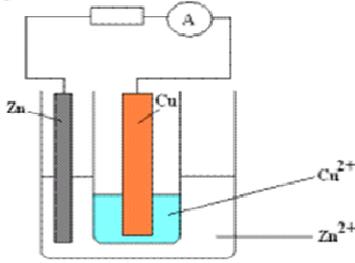
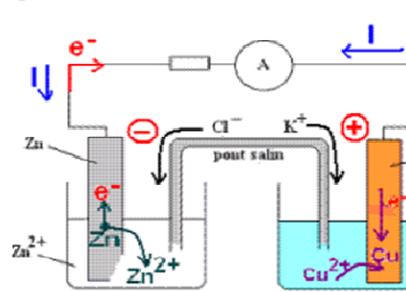


fig2



dans laquelle trempe une lame de zinc. Dans ce compartiment, l'oxydant et le réducteur du couple oxydant-réducteur  $Zn^{2+} / Zn$  sont en présence. Le compartiment 2 contient une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) dans laquelle trempe une lame de cuivre. L'oxydant et le réducteur du couple oxydant-réducteur  $Cu^{2+} / Cu$  sont en présence dans ce compartiment.

L'ensemble constitué par l'électrode et le couple oxydant-réducteur dans chaque compartiment est appelé *demi cellule ou demi-pile*. Les deux compartiments sont séparés par un pont salin qui permet un contact électrique entre les deux solutions.

**2-2 Utilisation :**

**2-2-1 Expérience ; Cf. Schéma :**

Les deux couples mis en jeu sont  $Cu^{2+} / Cu$  et  $Zn^{2+} / Zn$  et mis dans des compartiments différents : le zinc plonge dans une solution de sulfate de zinc et le cuivre dans une solution de sulfate de cuivre. Ces deux couples sont séparés par une paroi poreuse (fig1) ou un pont salin (fig2) :

**A l'anode : oxydation du zinc  $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$**

Les électrons formés vont sortir de l'anode et permettre la circulation de ceux-ci dans le circuit extérieur de l'anode vers la cathode. Le sens conventionnel du courant I sera de la cathode à l'anode.

L'électrode (-) va perdre en masse puisqu'il disparaît  $Zn$  ( $\Delta m_{zn} < 0$  ou  $\Delta n_{zn} < 0$ )

On mesure une intensité I dans l'ampèremètre placé en série avec un conducteur ohmique.

**A la cathode réduction du cuivre :  $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$**

Les électrons arrivés à la cathode vont réduire les ions  $Cu^{2+}$  pour former du cuivre Cu.

Le passage du courant est assuré par :

- Les électrons libres des parties métalliques du circuit extérieur et des électrodes de zinc et de cuivre dans la pile ;
- Les ions zinc, cuivre (II) et sulfate dans les solutions des deux compartiments.

des ions.

\*Rappeler le caractère exothermique de la réaction d'oxydoréduction entre Cuivre et Zinc.  
\*Faire remarquer aux élèves que la chaleur résulte de la conversion de l'énergie chimique en énergie électrique.

\*Notre objectif est de convertir cette énergie chimique en énergie électrique dans un dispositif spécial appelé ; pile.  
\*Présenter le montage.

\*Aider un élève interrogé à faire les manœuvres suivantes :  
\*Introduire une lame de zinc décapée dans une solution de sulfate de zinc de concentration molaire 0,1M.

\*Introduire une lame de cuivre décapée dans une solution de sulfate de cuivre de concentration molaire 0,1M.

\*Les deux solutions précédentes sont reliées par un papier filtre imbibé d'une solution très concentrée de  $KNO_3$ .

\*Relier les deux lames à un voltmètre numérique avec des fils de connexions.  
\*Faire voir aux élèves la nature des pôles avec l'affichage du voltmètre numérique.

<p><b>Le sens conventionnel du courant électrique dans le circuit extérieur va de la borne positive (cuivre) à la borne négative (zinc).</b>  A l'intérieur de la pile utilisée en générateur, le champ électrique est dirigé de la borne négative vers la borne positive.</p> <p style="text-align: center;"><b><u>2-2-2 Représentation par un diagramme.</u></b></p> <p>On écrit la suite des corps qui assurent le passage du courant, corps rencontrés en allant d'une électrode écrite à gauche à l'autre électrode écrite à droite. Une barre verticale représente une séparation entre un solide et une solution aqueuse; une double barre verticale représente une jonction liquide.</p> <p><u>Exemple :</u></p> $- Zn \mid Zn^{2+} \parallel Cu^{2+} \mid Cu +$ <p style="text-align: center;"><u>Représentation de la pile Daniell</u></p> <p><b><u>2-3 Equation bilan</u></b></p> <p>Au niveau de l'électrode de cuivre on a :  <math>Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu</math></p> <p>Au niveau de l'électrode de zinc on a :  <math>Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-</math></p> <p>La réaction bilan au niveau de la pile est donc :  <math>Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu</math></p> <p>Nous voyons que le bilan de la réaction dans la pile Daniell est le même que le bilan de la réaction spontanée d'oxydation qui se produit entre le zinc et les ions cuivre (II).</p> <p><b><u>2-4 Force électromotrice</u></b></p> <p>Avec un voltmètre électronique, on mesure la tension <math>U_{PN}</math> aux bornes de la pile Daniell. C'est la force électromotrice E de la pile ou tension à vide.</p> <p>Lorsque les concentrations des solutions de sulfate de cuivre (II) et de sulfate de zinc sont égales à une mole par litre ; on trouve une force électromotrice <math>E = 1,10V</math></p> <p><b><u>2-5 Conclusion</u></b></p> <p>Quand une pile est utilisée en générateur :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Le réducteur le plus fort est présent dans le compartiment de la borne négative, il fournit des électrons au circuit extérieur : il est oxydé.</li> </ul>	<p>*Insister sur le caractère neutre des électrolytes.</p> <p>*Demander aux élèves</p> <p>La nature des porteurs de charges dans les conducteurs et dans les électrolytes.</p> <p>*Rappeler par l'intermédiaire d'un élève que le courant est du à une circulation des porteurs de charges</p> <p>*Indiquer par un élève le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur.</p> <p>*Indiquer par un élève le sens de circulation des ions dans le pont salin.</p> <p>*Présenter le pont salin comme un régulateur pour la neutralité des électrolytes.</p> <p>*Présenter la notation conventionnelle de la pile Cuivre-Zinc.</p> <p>*Aider les élèves à écrire les équations des réactions qui se produisent dans chaque compartiment et en déduire l'équation au niveau de la pile.</p> <p>*conclure</p> <p>*dictée le contenu</p> <p>*Signaler l'existence</p>
---	---

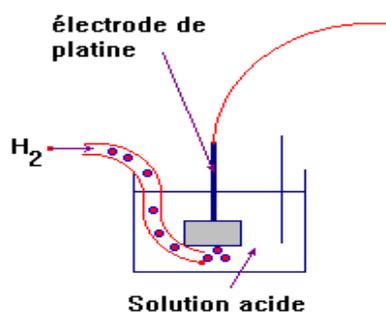
75 mn

➤ L'oxydant le plus fort est présent dans le compartiment de la borne positive, il capte des électrons au circuit métallique extérieur : il est réduit.

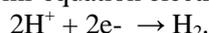
La force électromotrice E est la tension  $U_{PN}$  à vide :  $E = V_+ - V_- = U_{PN}$

### **3-Demi pile à hydrogène**

#### **3-1 Description**



La demi-équation électronique relative à ce couple est la suivante :



Dans le couple  $H^+/H_2$ , le réducteur est un gaz. Avec ce couple on ne peut pas réaliser une demi-pile de la même façon. Voir schéma.

**NB** : On utilise du platine car c'est un métal qui n'est pas attaqué par la solution aqueuse.

#### **3-2 Electrode normale à hydrogène :**

Lorsque la pression du dihydrogène est normale ( $1,013 \cdot 10^5$  Pa) à température de  $25^\circ C$  et que la concentration de la solution est égale à  $1 \text{ mol/L}$ , la demi-pile est appelée demi-pile normale à hydrogène ou électrode normale à hydrogène.

Conventionnellement le potentiel de l'électrode normale à hydrogène (E.N.H) est pris égal à zéro volt :

$$V_{H^+/H_2}^\circ = 0,00V$$

#### **3-3 Potentiel d'oxydoréduction :**

##### **3-3-1 Définition :**

On constitue une pile avec :

d'autres piles en donnant leur f.e.m ; Pour le chimiste, il serait commode de caractériser chaque couple oxydant-réducteur par un nombre qui <<mesurerait>> son pouvoir réducteur ou oxydant indépendamment de tout autre couple ; chose impossible si on ne dispose pas d'une origine absolue. Par convention le potentiel du couple  $H^+/H_2$  est pris comme référence et est égal à zéro

\*Décrire l'électrode standard ou normale à hydrogène (E.S.H) (E.N.H)

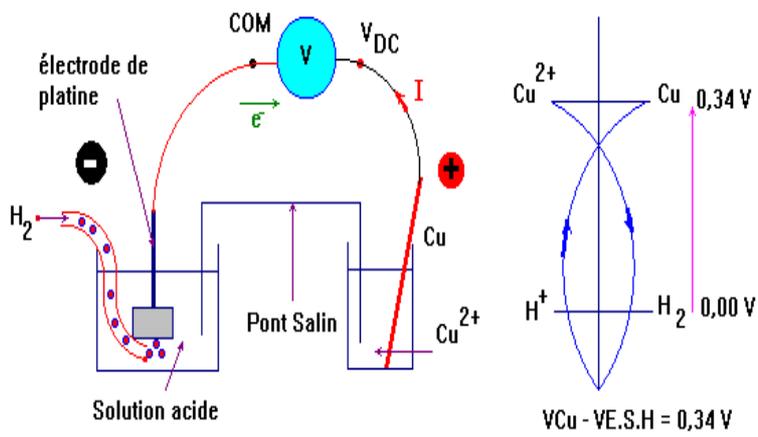
\*Donner les conditions normale ( $C=1 \text{ mol/l}$  ;  $T=25C$  et  $P=1 \text{ atm}$ )

\*Utiliser les potentiels normaux des couples oxydants -réducteurs pour faire la classification quantitative des couples redox.

. \*Dictée le contenu et faire le schéma

\*Présenter le matériel expérimental.

\*interroger un élève pour réaliser le montage expérimentale



\*Demander a un élève de lire l'affichage au niveau du voltmètre.  
\* Aider les élèves à interpréter les résultats obtenus.

- -A gauche : une demi-pile normale à hydrogène qui sert de référence.
- -A droite : la demi-pile réalisée avec le couple oxydant-réducteur étudié.

Le potentiel d'oxydant-réducteur  $E_{ox/red}$  du couple étudié est alors, à toute température, la différence de potentiel  $U_{DG}$  en circuit ouvert entre : l'électrode de la demi-pile du couple étudié et l'électrode de la demi-pile normale à hydrogène.

**NB :**

- -Le PH de la solution acide est nul,
- -La pression du dihydrogène est de  $1,013 \cdot 10^5$  Pa.

**3-3-2 Potentiel d'oxydoréduction du couple  $M^+ / M$  :**

On réalise une pile Cf. schéma avec :

- A gauche, une demi-pile normale à hydrogène,
  - A droite, une demi-pile réalisée le couple  $M^+ / M$
- $[M^+] = 1 \text{ mol/L}$

La borne négative de la pile est l'électrode de platine de la demi-pile normale à hydrogène, la borne positive est l'électrode de métal.

**NB :**

- Lorsque le métal d'un couple ion métallique / métal est moins réducteur que l'hydrogène le potentiel d'oxydant-réducteur du couple est positif.



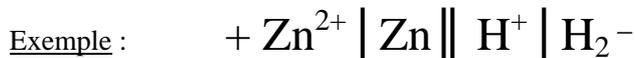
$$E_{Cu-H_2} = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - E_{H^+/H_2}^0 = 0,34 \text{ V}$$

Or  $E_{H^+/H_2}^0 = 0,00V \Rightarrow E_{Cu-H_2} = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,34 \text{ V}$

\*Précise pour la représentation en diagramme les bornes positive et négative.

$$\Rightarrow E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,34 V$$

- Lorsque le métal d'un couple ion métallique / métal est plus réducteur que l'hydrogène, le potentiel d'oxydoréduction de ce couple est négatif.



$$E_{H_2-Zn} = E_{H^+/H_2}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 0,76 V$$

Or  $E_{H^+/H_2}^0 = 0,00V \Rightarrow E_{Zn-H_2} = -E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = 0,76 V$

$$\Rightarrow E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76 V$$

### **3-3-3 Potentiel normal d'oxydoréduction :**

Le potentiel d'oxydoréduction d'un couple est le potentiel normal noté  $E_{ox/red}^0$  si :

- Les concentrations en quantité de matière des espèces en solution sont toutes d'une mole par litre.
- La pression des gaz qui interviennent éventuellement dans le couple est égale à une atmosphère.
- Le PH de la solution est nul, lorsque les ions hydroniums interviennent dans la demi-équation électronique du couple.

### **4- Utilisation des potentiels d'oxydoréduction :**

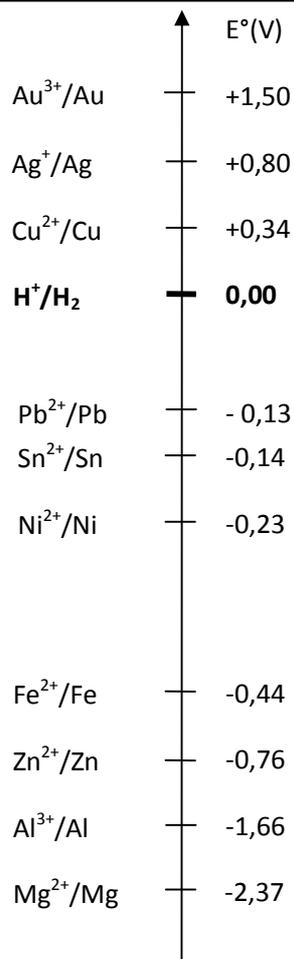
#### **4-1 Classement des couples oxydants-réducteurs:**

Lorsque la valeur algébrique du potentiel normal d'oxydoréduction est grande, l'oxydant du couple est fort. Inversement, quand la valeur algébrique du potentiel normale d'oxydoréduction est petite, le réducteur du couple est fort.

\*Rappeler par un élève le calcul de la tension.

\*Récapituler avec les élèves les conditions dans les quelles on défini le potentiel normale des couples

45 mn



Classification quantitative de quelques couples redox courants.

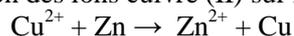
\*Dédurre de la référence pour pouvoir classer les couples oxydants-réducteurs.  
\*Donner le tableau de classification quantitative

#### **4-2 Réactions totales :**

Lorsque les potentiels normaux d'oxydoréduction de deux couples oxydant-réducteur sont relativement éloignés (écart d'au moins quelque dixième de volts) la réaction d'oxydoréduction mettant en jeu ces deux couples peut généralement être considérée comme totales.

Exemple :  $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34$  et  $E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76$  V.

La réaction des ions cuivre (II) sur le zinc est une réaction totale :



#### **4-3 Détermination d'une force électromotrice :**

Considérons deux couples d'oxydoréduction (Ox<sub>1</sub> / red<sub>1</sub>) et (Ox<sub>2</sub> / red<sub>2</sub>) tels que le réducteur red<sub>1</sub> soit plus fort que le réducteur red<sub>2</sub>.

L'électrode positive est celle de la pile 2 (fig.16).

$$E_{\text{ox}_2 / \text{red}_2} > E_{\text{ox}_1 / \text{red}_1}$$

La force électromotrice E (f.é.m.) d'une pile d'oxydoréduction est égal

\*Utiliser les potentiels normaux pour prévoir les réactions d'oxydoréduction

90 mn	<p>à la différence entre le potentiel d'oxydation du couple dont l'oxydant est le plus fort (plus haut potentiel, borne positive) et le potentiel d'oxydoréduction du couple dont l'oxydant est le moins fort (plus bas potentiel, borne négative).</p> $E = + E_{\text{ox}/\text{red}}^{\text{fort}} - E_{\text{ox}/\text{red}}^{\text{moins fort}}$ <p>Dans notre exemple :</p> $E = + E_{\text{ox}2/\text{red}2} - E_{\text{ox}1/\text{red}1}$ <p><u>Application :</u>  On associe une demi-pile normale au fer à une demi-pile normale au cuivre. La force électromotrice de la pile est égale à :  <math>E_{\text{Fe}-\text{Cu}} = V_{\text{Cu}} - V_{\text{Fe}} = 0,78 \text{ V}</math>  En déduire la valeur du potentiel d'oxydoréduction normal du couple <math>\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}</math> sachant que <math>E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ V}</math></p> <p>On a <math>E_{\text{Fe}-\text{Cu}} = V_{\text{Cu}} - V_{\text{Fe}} = 0,78 \text{ V}</math></p> <p>ou encor <math>E_{\text{Fe}-\text{Cu}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0</math></p> $\Rightarrow E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = - E_{\text{Fe}-\text{Cu}} - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$ $\Rightarrow E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,78 + 0,34$ <p>d'où</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> <math>E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ V}</math> </div> <p><b><u>4-4 Demi-pile de référence pratique</u></b></p> <p>L'utilisation d'une demi-pile normale à hydrogène est très peu commode. Il est plus facile de lui substituer une autre demi-pile réalisée avec un couple oxydant-réducteur dont on connaît la valeur du potentiel d'oxydoréduction.</p> <p>Cette demi-pile est appelée demi-pile de référence. On peut se servir d'une demi-pile réalisée avec le couple <math>\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}</math>, par exemple. Celle-ci est facile à fabriquer, et à utiliser contrairement à la demi-pile normale à hydrogène. La concentration des ions cuivre (II) dans la solution sera de 1 mol. L-1 :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Si le métal du couple <math>\text{M}^{n+}/\text{M}</math> est la borne positive ;</li> </ul> $U = E = E_{\text{ox}/\text{red}} - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 \leftrightarrow E_{\text{ox}/\text{red}} = U - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$ <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Si le métal du E du couple <math>\text{M}^{n+}/\text{M}</math> est la borne négative</li> </ul> $U = E = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E_{\text{ox}/\text{red}} \leftrightarrow E_{\text{ox}/\text{red}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E$ <p><b>NB :</b> Le potentiel d'oxydoréduction <math>E_{\text{ox}}</math> d'un couple dépend essentiellement du couple et un peu des concentrations des espèces du couple en solution. C'est pourquoi, il faut préciser les concentrations des espèces en solution lorsqu'on détermine:  -le potentiel d'oxydoréduction d'un couple.  -La force électromotrice d'une pile d'oxydoréduction.</p>	<p>*Dictée l'exercice d'application et donner cinq minutes aux élèves pour y réfléchir.  *Corrigé l'exercice.</p> <p>*Attirer l'attention des élèves sur les difficultés rencontrées pour fabrication de la demi-pile à hydrogène.  *faire comprendre aux élèves que puis que la tension est une différence de potentielle. La connaissance de la potentielle normale d'un couple nous permettre de déduire celui de l'autre si on les a branche pour former une pile</p>
-------	---	---

## EVALUATIONS

### EXERCICE1 :

1. Quelle proposition définit le mieux l'agent réducteur ?

- A) Une substance qui perd facilement des électrons.
- B) Une substance qui accepte facilement des électrons.
- C) Un donneur de protons.
- D) Un receveur de protons.

Rép: A

---

2. Laquelle des définitions suivantes est fausse ?

- A) L'oxydation est le phénomène par lequel une substance perd un ou plusieurs électrons.
- B) La cathode est l'électrode où il y a oxydation.
- C) L'agent réducteur est la substance où il y a oxydation.
- D) L'anion est un ion négatif.

Rép: B

---

3. Laquelle des définitions suivantes relatives à l'oxydoréduction est vraie ?

- A) La substance qui accepte des électrons est l'agent réducteur du système.
- B) Un élément est réduit quand il gagne des électrons.
- C) L'oxydation est une réaction partielle où il y a diminution du nombre d'oxydation.
- D) L'oxydant est une substance oxydée au cours de la réaction.

Rép: B

---

4. Lequel des énoncés suivants se rapportant à une réaction d'oxydoréduction est faux ?

- A) Un élément est réduit quand il perd ses électrons.
- B) Dans une pile, l'oxydation se fait à l'anode.
- C) Une réaction d'oxydation se produit chaque fois qu'il y a réaction de réduction.

- D) Un réducteur se fait oxyder.
- E) Un oxydant s'empare des électrons d'un réducteur.

Rép: A

---

5. Voici trois définitions :

- 1) Une réaction où il y a perte d'électron.
- 2) Un ion chargé négativement.
- 3) Une électrode où se produit la réduction.

Quel ensemble contient, dans l'ordre les termes définis par 1, 2 et 3 ?

Choix de réponses :

- A) Oxydation, cation, anode.
- B) Réduction, anion, cathode.
- C) Réduction, cation, anode.
- D) Oxydation, anion, cathode.

Rép: D

---

6. Laquelle des définitions suivantes est vraie?

- A) un anion est un ion positif.
- B) L'oxydation est la réaction partielle où il y a gain d'électrons
- C) L'agent oxydant est un ion qui accepte des électrons.
- D) La cathode d'une pile est l'électrode où s'effectue la réaction d'oxydation.

Rép: C

---

7. Laquelle des propositions suivantes est fausse ?

- A) On peut utiliser les potentiels de réduction pour prédire certaines réactions chimiques.
- B) Les ions positifs sont appelés cations.
- C) La réaction partielle où il y a perte d'électrons s'appelle réduction.
- D) Le nombre d'électrons perdus au cours d'une réaction chimique est égal au nombre d'électrons gagnés au cours de cette même

réaction.

E) Les électrodes sont des conducteurs à la surface desquels se produisent les réactions d'une pile électrochimique.

Rép: C

---

8. L'oxydation peut être définie comme :

A) une réaction chimique qui exige de l'oxygène.

B) une réaction chimique au cours de laquelle un atome, une molécule ou un ion gagne des électrons.

C) une réaction chimique au cours de laquelle un atome, une molécule ou un ion perd des électrons.

D) une réaction chimique dans laquelle la masse d'une substance augmente.

Rép: C

---

9. Quelle réaction représente l'oxydation de l'ion ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  ?

A)  $\text{Fe} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

B)  $\text{Fe}^{2+} - 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+}$

C)  $\text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$

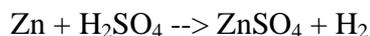
D)  $\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$

E)  $\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$

Rép: B

---

10. Dans l'équation:



Quel est le réducteur ?

A) L'hydrogène dans  $\text{H}_2\text{SO}_4$

B) Le zinc

C) Le soufre dans  $\text{H}_2\text{SO}_4$

D) L'oxygène dans  $\text{ZnSO}_4$

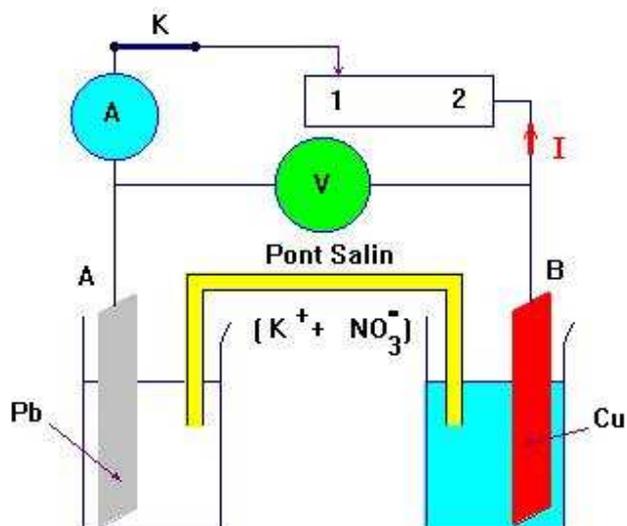
E) L'oxygène dans  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Rép: B

## EXERCICE 2 :

On considère la pile représentée sur la **figure** avec :

$[\text{Pb}^{2+}] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  et  $[\text{Cu}^{2+}] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ .



1. Rechercher la valeur des potentiels normaux d'oxydoréduction. Indiquer la force électromotrice, la borne positive et la borne négative.
2. Représenter la pile par un diagramme.
3.
  - 3-1-Quel est l'oxydant le plus fort ?
  - 3-2-Quel est l'oxydant le moins fort ?
  - 3-3-Classer sur un axe des potentiels les couples mis en jeu.
4. Quel est le bilan des transformations dans la pile quand elle fonctionne en générateur ?
5. Après utilisation, la masse de l'électrode de plomb a diminué de  $m = 0,52 \text{ g}$ .
  - 5-1-La masse de cuivre à l'électrode de cuivre a-t-elle augmenté ou diminué pendant cette utilisation ?
  - 5-2-Quelle est la variation de la masse de l'électrode de cuivre ?

## Solution

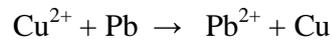
1. D'après le tableau de classification.





Il y a autant d'ions zinc formés que d'ions cuivre (II) consommés.

Le bilan dans la pile s'écrit :



C'est le même que celui de la réaction spontanée qui se produit entre le plomb et les ions cuivre (II).

**5-1** La quantité de matière de plomb disparue vaut :

$$n_{\text{Pb}} = m/M_{\text{Pb}}$$

Où  $M_{\text{Pb}}$  est la masse molaire du plomb.

Application numérique :  $n_{\text{Pb}} = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

D'après le bilan précédent, la quantité de matière de cuivre apparue  $n_{\text{Cu}}$  vaut

$n_{\text{Pb}}$  :

$$n_{\text{Cu}} = n_{\text{Pb}}$$

Notons  $M_{\text{Cu}}$  la masse molaire de Cu.

5-2-La masse de cuivre de cuivre augmente de  $\underline{m_{\text{Cu}} = M_{\text{Cu}} \times n_{\text{Cu}}}$

Application numérique :  $m_{\text{Cu}} = 63,5 \times 2,5 \times 10^{-3}$

$$\underline{m_{\text{Cu}} = 0,16 \text{ g}}$$

## CONCLUSION

L'étude de la classification quantitative des couples oxydant-réducteur revêt une importance capitale dans le monde actuelle où l'énergie est au centre de tous les conflits mondiaux. Cette contribution pédagogique certes modeste pourra participer à la sensibilisation des professeurs sur les transformations énergétiques au niveau des réactions d'oxydoréduction et les nombreuses applications qui en découlent dans le domaine de la production d'énergie « propre ».

## BIBLIOGRAPHIE

- ✓ Programme officiel sciences physiques 2008
- ✓ Durupthy,A ; Durupthy,O; Jaubert,A; Baurant,R. (1988) ; Chimie première S et E; Hachette ; Paris.
- ✓ Cunnington,A ; Lebrun, P ; Lugan,B ; Vogel,R .(Mai 1988);Chimie première S/E ; Hatier; Paris.
- ✓ Villar, J; Aude, M; Desarnaud,J; Gomez,G ; Laine,M; Maurin, J; Paul, J;Renard, L. (2002) ; Terminale S enseignement obligatoire Chimie ;Bordas ; Bologne, Italie.
- ✓ Durupthy,A ; Durupthy, O ; Giacino, M; Jaubert, A. (1994); Chimie première S; Hachette; Paris.
- ✓ Kane, S ; Dia, S ; Keita, B ; Ndiaye, P ; Chimie première S, Clairafrique, Dakar

## WEBOGRAPHIE

[http://lyc-renaudeau-49.ac-nantes.fr/physap/IMG/pdf/G\\_1\\_chim\\_co\\_v\\_elev.pdf](http://lyc-renaudeau-49.ac-nantes.fr/physap/IMG/pdf/G_1_chim_co_v_elev.pdf)

<http://www.geocities.com/capecanaveral/9305/oxydo.htm>

<http://chimie.net.free.fr/>

<http://www.culturecours.com/exosgratos/document/CultureCours/70.pdf>

<http://www.udppc.asso.fr/bupdoc/textes/1990/07291359.PDF>

<http://pagesperso-orange.fr/guy.chaumeton/images08/ts08ch9.jpg>

[http://www.odec.ca/projects/2003/reidt3t/public\\_html/procedure.html](http://www.odec.ca/projects/2003/reidt3t/public_html/procedure.html)

## ANNEXES

### ANNEXE 1 :

#### REALISATION DE PILE ELECTROCHIMIQUE



#### **Matériel :**

5 Béchers (par groupe)

Pont salin (bandes de papier filtre)

Pour chaque groupe :

Lames de cuivre, de zinc, de fer, de plomb

Solutions de sulfate de cuivre **II**, de sulfate de zinc **II**, de sulfate de fer **II** (sel de Mohr), de nitrate de plomb **II**,

Solution de chlorure de potassium de concentration (ou nitrate d'ammonium)  $C \gg 0,10 \text{ mol / L}$ .

Solution de soude de concentration  $C_B = 1,0 \text{ mol / L}$

Papier filtre – verre à pied – multimètre (1) – fils de connexion (2) – pinces crocodiles **rouges** et **noires**

toile émeri.

**Remarque : la solution de sel de Mohr est légèrement acidifiée et fraîchement préparée.**

#### **I- But.**

Étudier le fonctionnement de quelques piles d'oxydoréduction.

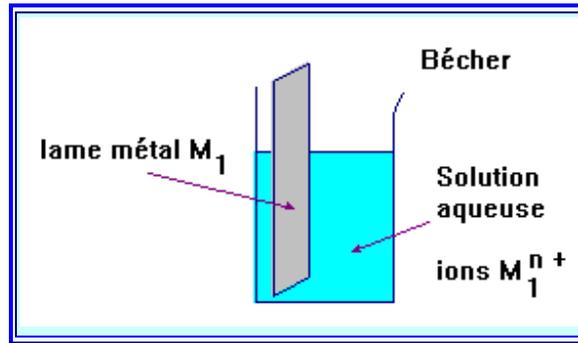
#### **II- Fonctionnement d'une pile.**

##### 1)- Expériences.

À l'aide de différentes lames métalliques, de béchers et des solutions réaliser les demi-piles suivantes:

-  $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$  ;  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$  ;  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$  ;  $\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$

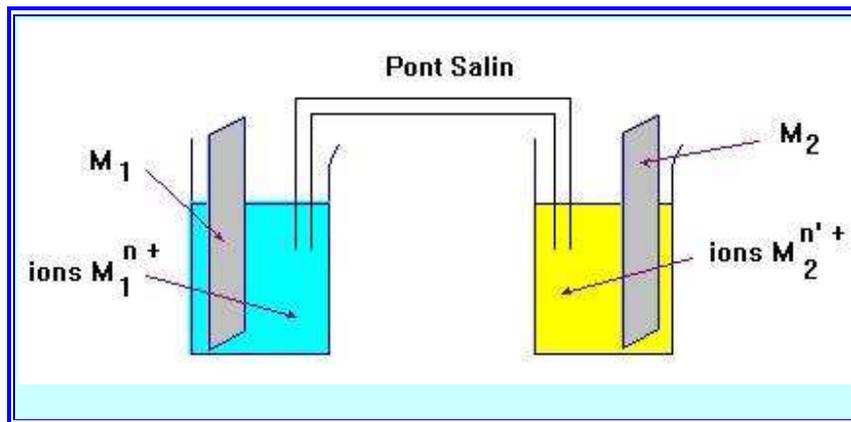
- Modèle : demi-pile



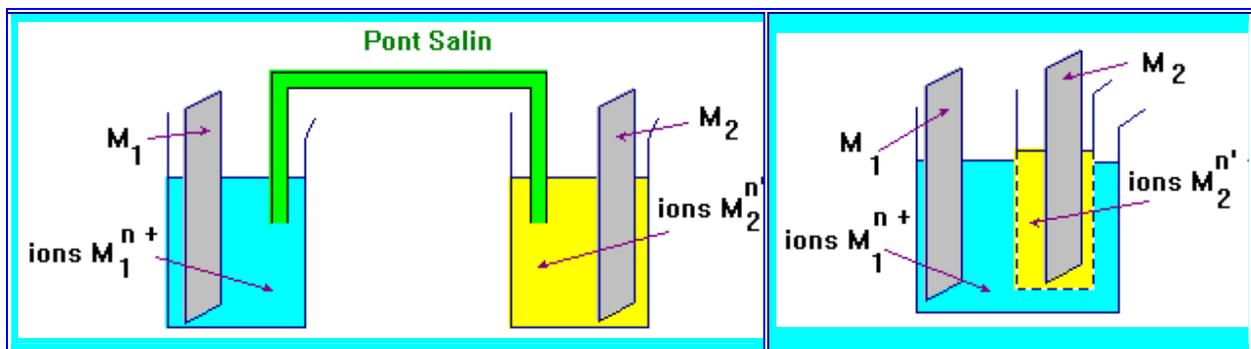
في Faire un schéma du dispositif indiquant comment à partir de 2 demi-piles, on peut constituer une pile.

- En donner un montage équivalent à l'aide d'un vase poreux (papier filtre imbibé de solution de chlorure de potassium ou de nitrate d'ammonium).

**Schéma du dispositif :**



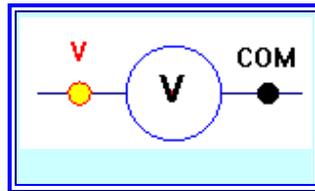
- Exemple :



2)- Mesures.

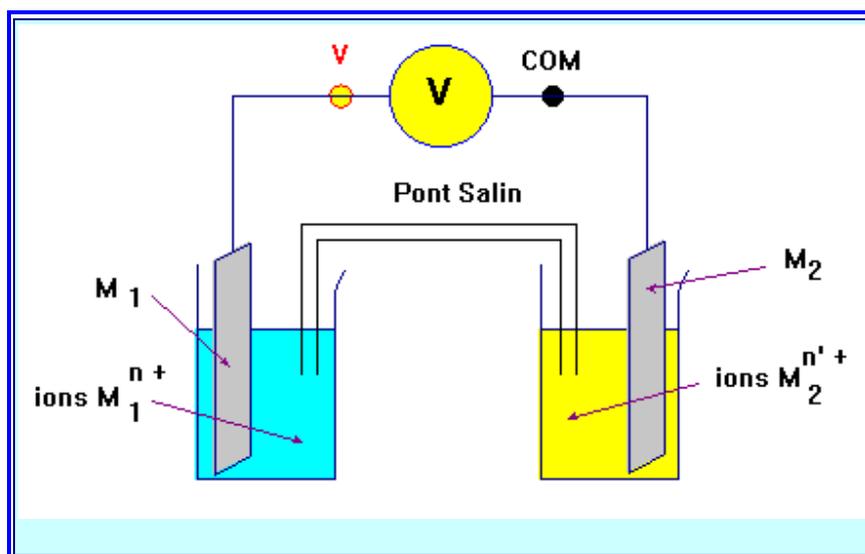
❏ Réaliser une pile à partir de deux demi-piles, puis à l'aide d'un voltmètre électronique mesurer la tension qui existe entre les deux lames métalliques.

- Bien découper les lames avant de les utiliser comme électrodes et changer le pont salin réalisé avec le papier filtre entre chaque mesure.
- Reproduire cette mesure en réalisant toutes les piles possibles à partir des demi-piles.
- Repérer la façon dont on a branché le voltmètre électronique (borne **V** et borne **COM**)

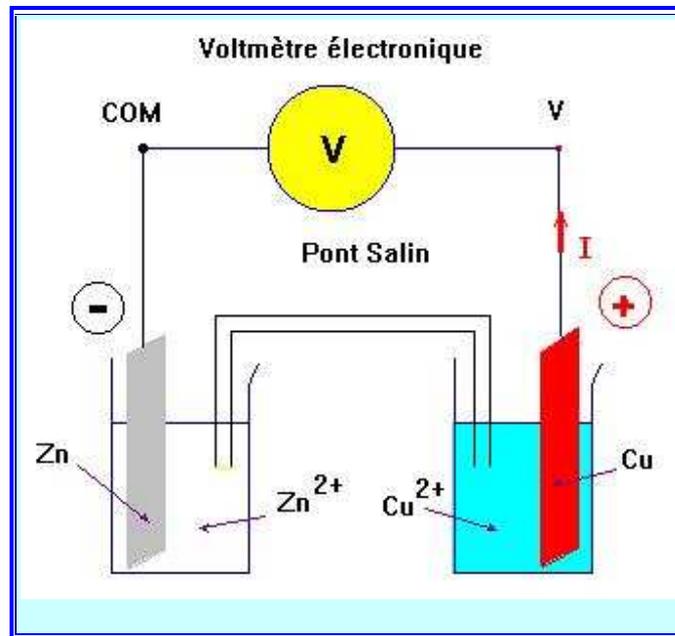


❏ Comment se nomme et se note la valeur absolue de la tension mesurée par le voltmètre électronique?

- Cette grandeur est la force électromotrice ou **f.é.m.** d'une pile ou d'un générateur.
- Pour mesurer la f.é.m. d'une pile ou d'un générateur, on utilise un voltmètre électronique.
- Un voltmètre électronique possède une grande résistance interne  $r \gg 10^7 \Omega$ .
- En conséquence, lors de la mesure, la pile débite un courant d'intensité très faible.
- La tension mesurée est sensiblement égale à la force électromotrice de la pile.



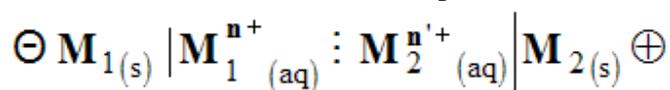
- Le voltmètre mesure la tension  $U = (V_{M1} - V_{M2})_{I=0}$
- Cette grandeur est positive, négative ou nulle. C'est une grandeur algébrique. Son unité est le volt (V).
- La valeur absolue désigne la force électromotrice  $E$  de la pile constituée :  $E = |U| = |(V_{M1} - V_{M2})_{I=0}|$
- Son unité est le volt (V).
- Exemple :
- On peut écrire dans l'exemple de la pile Zinc – Cuivre :  $U = (V_{Cu} - V_{Zn})_{I=0} = E_{Cu-Zn} \gg 1,1 \text{ V}$



### 3)- Exploitation des mesures.

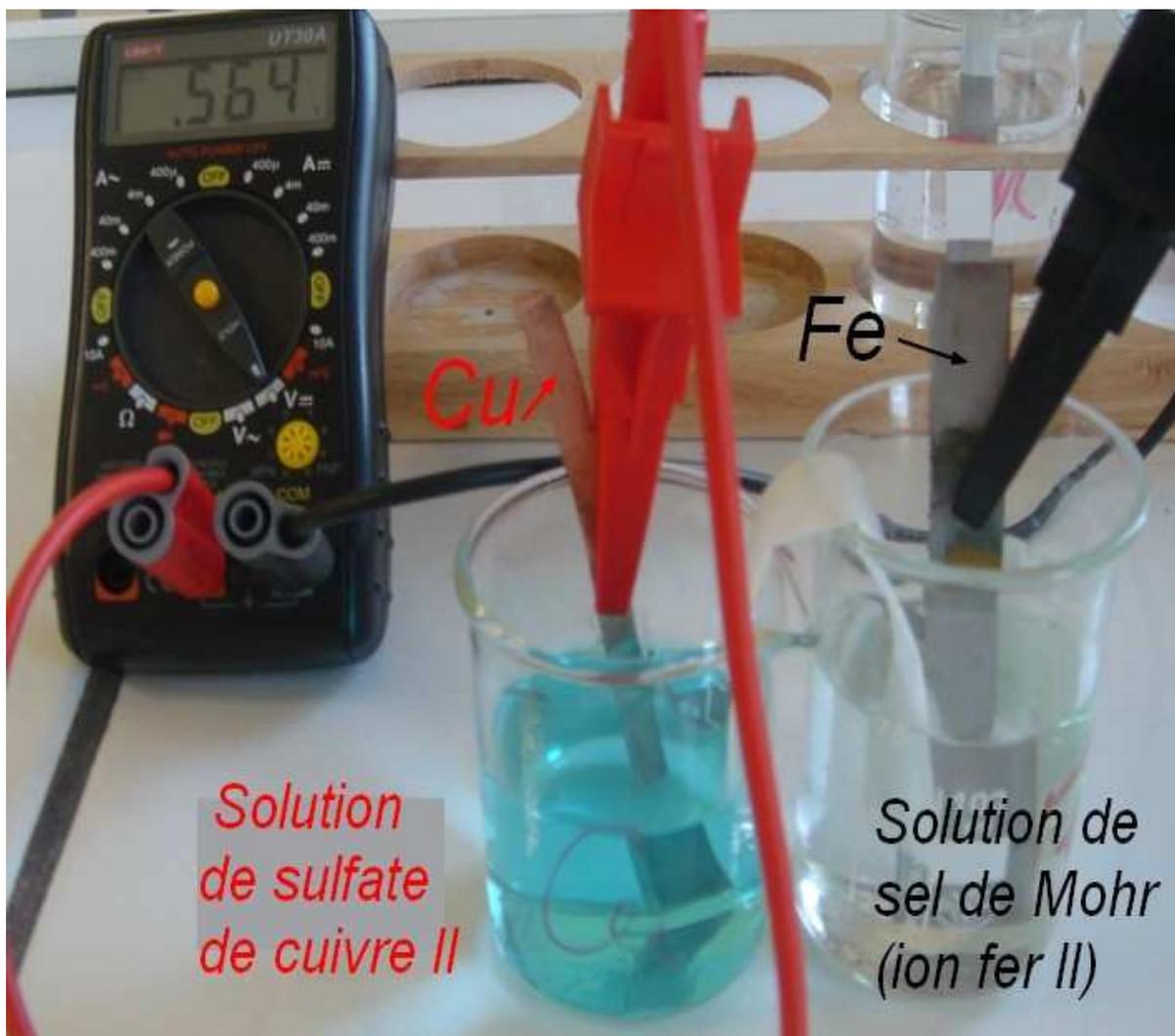
À partir du branchement du voltmètre électronique et de la valeur de la tension mesurée, indiquer dans un tableau pour chaque pile :

- La force électromotrice f.é.m.
- La polarité de chaque électrode.
- Le schéma conventionnel de la pile en utilisant le modèle suivant :



- Les demi-équations électroniques à chaque électrode.
- L'équation de fonctionnement de la pile.
- Quel type de réaction a toujours lieu à la borne positive de la pile et quel type de réaction a toujours lieu à la borne négative de la pile ?
- Comment nomme-t-on la borne positive et la borne négative d'une pile ?
- **Il se produit une réduction à la borne positive (+).**
- **La réduction se produit à la cathode qui est dans ce cas l'électrode positive.**
- **Il se produit une oxydation à la borne négative (-).**
- **L'oxydation se produit à l'anode qui est dans ce cas l'électrode négative.**

<b>Pile formée</b>  <b>Schéma conventionnel</b>	<b>Électrode positive</b>	<b>Électrode négative</b>	<b>f.é.m. (V)</b>	<b>Demi-équations électroniques</b>	<b>Équation de fonctionnement</b>
---	---------------------------	---------------------------	-------------------	-------------------------------------	-----------------------------------



## Pile Cuivre - Fer

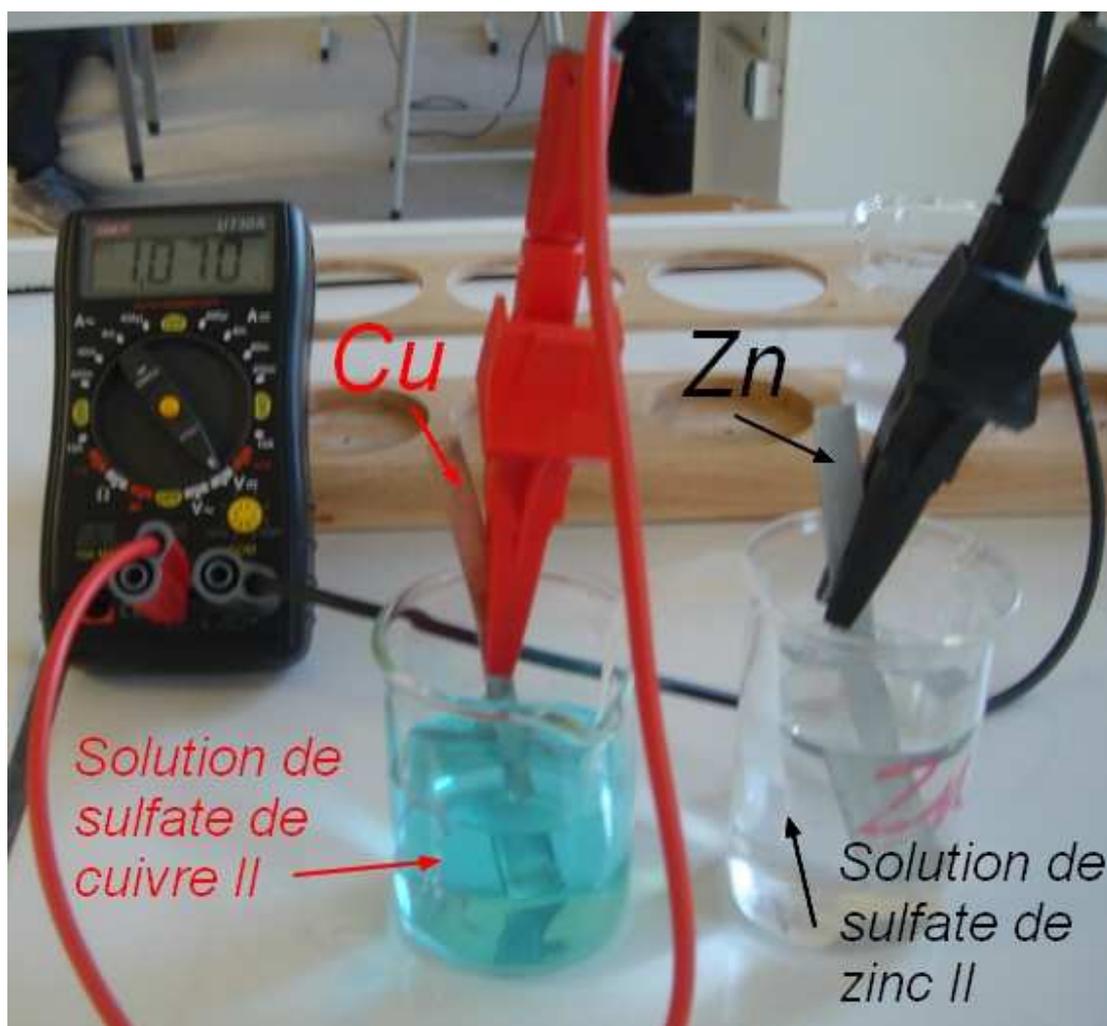
Électrode **+** : électrode de cuivre

Cathode : Réduction : Demi-équation :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

Électrode **-** : électrode de fer.

Anode : Oxydation : Demi-équation :  $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$

**Équation de fonctionnement :  $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$**



## Pile Cuivre - Zinc

Électrode **+** : électrode de cuivre

Cathode : Réduction : Demi-équation :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$

Électrode **-** : électrode de zinc.

Anode : Oxydation : Demi-équation :  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Équation de fonctionnement :  $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

Tableau des mesures :

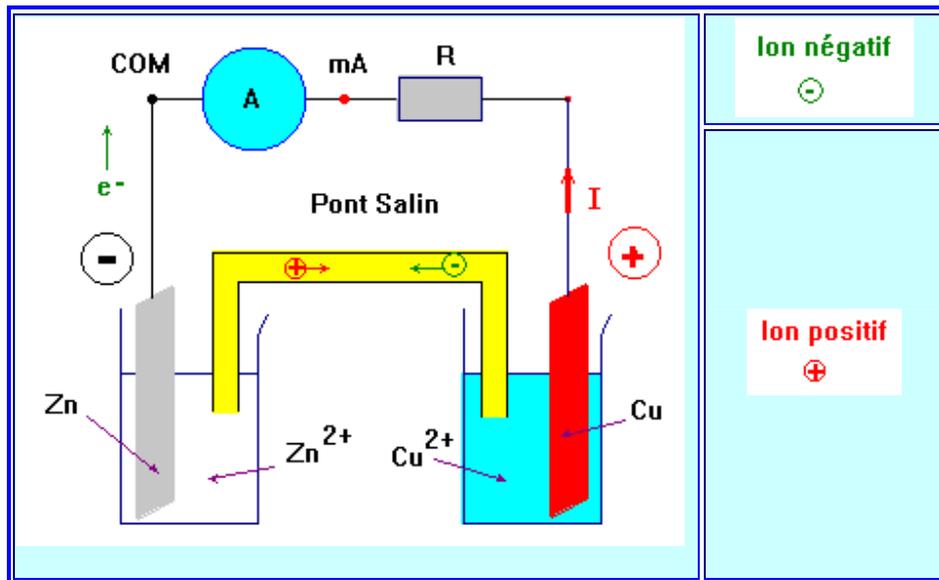
Pile formée Schéma conventionnel	Électrode Positive	Électrode négative	f.é.m. (V)	Demi-équations électroniques	Équation de fonctionnement
$\ominus \text{Pb}_{(s)} \mid \text{Pb}^{2+}_{(aq)} : \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \mid \text{Cu}_{(s)} \oplus$	Cu	Pb	0,464	$\text{Pb} = \text{Pb}^{2+} + 2 e^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- = \text{Cu}$	$\text{Pb} + \text{Cu}^{2+} = \text{Pb}^{2+} + \text{Cu}$
$\ominus \text{Fe}_{(s)} \mid \text{Fe}^{2+}_{(aq)} : \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \mid \text{Cu}_{(s)} \oplus$	Cu	Fe	0,540	$\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- = \text{Cu}$	$\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$
$\ominus \text{Zn}_{(s)} \mid \text{Zn}^{2+}_{(aq)} : \text{Fe}^{2+}_{(aq)} \mid \text{Fe}_{(s)} \oplus$	Fe	Zn	0,554	$\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ $\text{Fe}^{2+} + 2 e^- = \text{Fe}$	$\text{Zn} + \text{Fe}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Fe}$
$\ominus \text{Zn}_{(s)} \mid \text{Zn}^{2+}_{(aq)} : \text{Pb}^{2+}_{(aq)} \mid \text{Pb}_{(s)} \oplus$	Pb	Zn	0,636	$\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ $\text{Pb}^{2+} + 2 e^- = \text{Pb}$	$\text{Zn} + \text{Pb}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Pb}$
$\ominus \text{Zn}_{(s)} \mid \text{Zn}^{2+}_{(aq)} : \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \mid \text{Cu}_{(s)} \oplus$	Cu	Zn	1,099	$\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- = \text{Cu}$	$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
$\ominus \text{Fe}_{(s)} \mid \text{Fe}^{2+}_{(aq)} : \text{Pb}^{2+}_{(aq)} \mid \text{Pb}_{(s)} \oplus$	Pb	Fe	0,084	$\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$ $\text{Pb}^{2+} + 2 e^- = \text{Pb}$	$\text{Fe} + \text{Pb}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Pb}$

### III- Étude complémentaire.

#### 1)- Pile Zinc – Cuivre.

🕒 Réaliser un schéma sur lequel on indiquera :

- Le sens de déplacement des porteurs de charge à l'intérieur et à l'extérieur de la pile
- Le sens du courant.



- Le fonctionnement de la pile se déduit de la mesure de la f.é.m. ou du sens de déplacement du courant.
- Exemple : Lorsque l'on mesure la f.é.m. de la pile zinc – cuivre, on trouve :
- $U = (V_{Cu} - V_{Zn})_{I=0} = E_{Cu-Zn} \gg 1,1 \text{ V}$
- Cette f.é.m. est positive. En conséquence, l'électrode de cuivre est l'électrode positive et l'électrode de zinc est l'électrode négative.

❏ Comment évoluent les concentrations des ions dans chaque demi-pile ?

- Comment évoluent les masses des électrodes ?
- Quel est le rôle du pont salin ?

Pile formée Schéma conventionnel	Électrode positive	Électrode négative	f.é.m. (V)	Demi-équations électroniques	Équation de fonctionnement
$\ominus \text{Zn}_{(s)}   \text{Zn}^{2+}_{(aq)} : \text{Cu}^{2+}_{(aq)}   \text{Cu}_{(s)} \oplus$	Cu	Zn	1,099	$\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$	$\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

- La demi-pile  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$  consomme des ions cuivre II : leur concentration diminue.
- La demi-pile  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$  forme des ions zinc II : leur concentration augmente.
- La masse de l'électrode de cuivre augmente car :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$ .

- La masse de l'électrode de zinc diminue car :  $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ .
- Le pont salin : il est constitué d'un ruban de papier filtre imbibé de chlorure de potassium ou de nitrate de potassium ou de nitrate d'ammonium.
- L'électroneutralité de chaque solution est maintenue grâce à la circulation des ions dans le pont salin.
- Dans le pont salin, le courant électrique est dû à la double migration des ions positifs et négatifs se déplaçant en sens inverses.
- Les ions positifs se déplacent dans le sens du courant et les ions négatifs se déplacent le sens inverse du sens du courant.
- Les ions se déplacent dans les solutions et le pont salin et les électrons se déplacent dans les fils conducteurs.

2)- Influence de la concentration.

☞ Réaliser la pile cuivre – zinc.

- Mesurer la force électromotrice de cette pile.
- Verser lentement la solution de soude dans le bécher contenant la solution de sulfate de cuivre II.
- Après chaque ajout, mesurer la force électromotrice de la pile.

☞ Comment évolue la force électromotrice? Écrire la réaction de précipitation. Conclusion.

- Lorsqu'on ajoute la solution de soude dans le bécher contenant la solution de sulfate de cuivre II, il se forme un précipité d'hydroxyde de cuivre II.
- En conséquence, la concentration en ions cuivre II diminue.
- $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{HO}^{-}_{(\text{aq})} \text{®} \text{Cu}(\text{HO})_{2(\text{s})}$
- Lorsqu'on ajoute la soude, la f.é.m. de la pile diminue. La force électromotrice de la pile dépend de la concentration en ions cuivre II.
- Elle diminue lorsque la concentration en ions cuivre II diminue. Elle dépend aussi de la concentration en ion zinc II.

### 3)- Application : La pile Daniell Zn – Cu.

On veut étudier l'influence de la concentration en ions zinc  $\mathbf{II}$  sur la f.é.m. d'une pile Daniell.

On réalise 4 piles Daniell en utilisant 4 solutions de sulfate de zinc de concentrations  $C_1 = 1,0$  mol / L, puis,  $C_2 = 0,10$  mol / L,  $C_3 = 0,010$  mol / L et  $C_4 = 0,0010$  mol / L.

On mesure chaque fois la f.é.m. de la pile ainsi réalisée.

La concentration de la solution de sulfate de cuivre  $\mathbf{II}$  ne change pas et  $C = 1,0$  mol / L.

Les mesures effectuées sont données dans le tableau suivant.

$[\text{Zn}^{2+}]$ mol / L	<b>1,0</b>	<b>0,10</b>	<b>0,010</b>	<b>0,0010</b>
$[\text{Cu}^{2+}]$ mol / L	<b>1,0</b>	<b>1,0</b>	<b>1,0</b>	<b>1,0</b>
$E_i$ V	<b>1,10</b>	<b>1,13</b>	<b>1,16</b>	<b>1,18</b>
$Q_{r,i}$				
$\log Q_{r,i}$				

a)- Donner l'équation de fonctionnement de la pile. Donner l'expression du quotient de réaction.

- En déduire la valeur du quotient de réaction dans l'état initial pour chaque cas étudié.
- Compléter le tableau.
- **Équation de fonctionnement :**  $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)} = \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s)}$
- **Quotient de réaction :**

$$Q_r = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

- Quotient de réaction dans l'état initial :

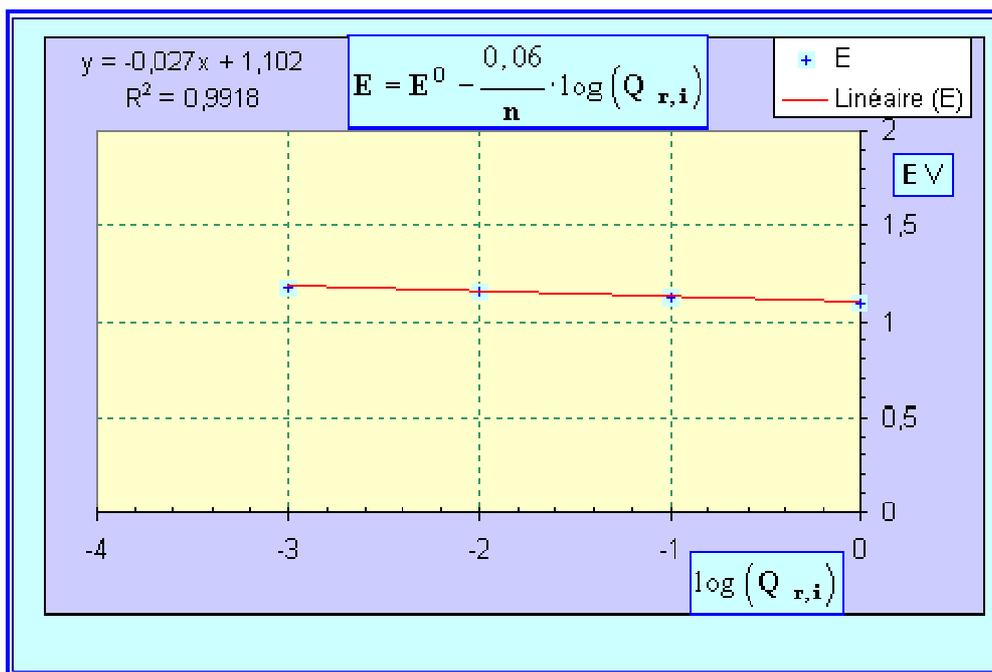
$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i}$$

$[\text{Zn}^{2+}] \text{ mol / L}$	1,0	0,10	0,010	0,0010
$[\text{Cu}^{2+}] \text{ mol / L}$	1,0	1,0	1,0	1,0
$E_i \text{ volt V}$	1,10	1,13	1,16	1,18
$Q_{r,i}$	1	0,1	0,01	0,001
$\log Q_{r,i}$	0	-1	-2	-3

b)- Déterminer la valeur de  $E^0$ , f.é.m. de la pile lorsque les deux cations métalliques des couples mises en jeu possèdent la même concentration.

- Du tableau, on tire :  $E^0 \gg 1,10 \text{ V}$ .

c)- Tracer  $E$  en fonction de  $\log Q_{r,i}$ . Que représente l'ordonnée à l'origine ? Conclusion.



- L'ordonnée à l'origine représente  $E^0$ , valeur de la f.é.m. lorsque les deux cations métalliques ont la même concentration.

$$E = E^0 - \frac{0,06}{n} \cdot \log(Q_{r,i})$$

- d)- Comparer le résultat obtenu à l'équation de Nernst :

$n$  représente le nombre d'électrons échangés au cours de la transformation.

Demi-équation 1	$Zn = Zn^{2+} + 2 e^-$
Demi-équation 2	$Cu^{2+} + 2 e^- = Cu$
Bilan	$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} = Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

- Le nombre d'électrons échangés au cours de cette réaction est :  $n = 2$ .

$$E = 1,10 - \frac{0,054}{2} \cdot \log(Q_{r,i})$$

- Ici, on trouve :

- Les mesures sont cohérentes car cette relation est proche de la relation de Nernst :

$$E = E^0 - \frac{0,06}{n} \cdot \log(Q_{r,i})$$

-

## ANNEXE 2

### **Réalisation d'une demi-pile à hydrogène simplifiée :**

L'intérêt de cette demi pile est de montrer qu'il existe des couples autres que ion métallique / métal.

Cet article expose le principe, la construction et l'utilisation d'une électrode à hydrogène réalisée avec des matériaux et des produits courants dans les laboratoires de chimie des lycées.

Cette électrode donne des résultats corrects avec une précision suffisante pour les mesures effectuées au lycée.

On présente souvent une électrode de conception analogue mais en utilisant un fil de platine. L'originalité est de le remplacer par un fil de cuivre ce qui rend l'électrode moins onéreuse.

Cette demi pile a une durée de vie d'environ une heure ce qui est suffisant pour une séance de travaux pratiques.

#### **Principe**

Pour disposer d'une demi pile à hydrogène, il faut mettre en présence du dihydrogène gazeux ( $H_2(g)$ ) et des ions hydrogène solvatés ( $H^+(aq)$ ). Le contact électrique est assuré par un fil de métal inattaquable (souvent du platine). Ici, on utilise du cuivre, moins cher et aussi inattaquable en milieu acide.

Les ions hydrogène sont fournis par une solution aqueuse d'acide chlorhydrique. Le dihydrogène gazeux est produit par la réaction entre les ions hydrogène et le zinc volontairement choisi en grenaille de telle sorte que la réaction ne soit pas trop rapide.

#### **Matériel et produits**

- verre à pied de 250 mL ;
- entonnoir adapté au diamètre du verre à pied (il faut que l'entonnoir pénètre de 3 à 4 cm dans le verre à pied) ;
- fil de cuivre de longueur suffisante décapé à l'acide nitrique et rincé à l'eau distillée ;
- douille femelle à visser sur le fil de cuivre ;
- support avec noix et pince ;
- joint torique ou tout autre accessoire pour fixer le fil de cuivre sur le tube de l'entonnoir ;
- solution molaire d'acide chlorhydrique ;
- grenaille de zinc.

### Construction

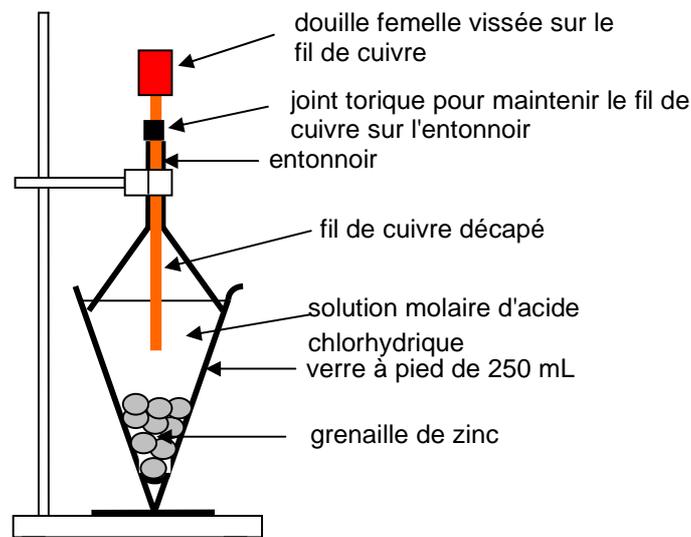
- fixer la douille femelle sur le fil de cuivre décapé ;
- coulisser le joint torique sur le fil de cuivre ;
- placer la grenaille de cuivre dans le verre à pied ;
- verser la solution d'acide chlorhydrique dans le verre à pied ;
- placer l'entonnoir et ajuster la niveau de la solution d'acide pour que celui-ci dépasse le niveau du bas de l'entonnoir (environ 3 à 4 cm) ;
- insérer le fil de cuivre dans le tube de l'entonnoir en veillant à ce que celui-ci ne touche pas la grenaille de zinc (régler la position du joint torique) ;
- fixer l'entonnoir à l'aide de la pince sur le support ;
- attendre quelques minutes (environ 5 minutes) pour que la demi-pile soit prête à être utilisée.

### Fonctionnement

Le dihydrogène est plus léger que l'air. Il a tendance à monter, chasser l'air et à remplir l'entonnoir à la pression atmosphérique. Il coexiste alors les deux constituants du couple oxydant réducteur où intervient le dihydrogène. Le cuivre ne sert qu'à assurer le contact électrique.

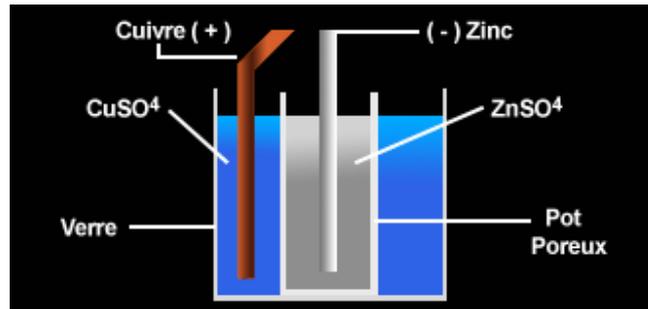
On peut associer cette demi-pile à toute autre demi-pile et mesurer la force électromotrice.

Le pont conducteur est un pont d'agar agar au nitrate de potassium (d'où l'intérêt de laisser dépasser la solution d'acide du niveau inférieur de l'entonnoir pour placer le pont conducteur). Il peut être remplacé par un papier filtre imbibé d'eau du robinet si on n'utilise pas une demi pile faisant intervenir une solution de nitrate d'argent.



## ANNEXE 3

### Realisation de pile à la maison



- 1) Pour cette pile tu auras besoin du 100 ml de Sulfate de Cuivre, du 50 ml de Sulfate de Zinc, d'une planche en zinc, d'une planche en cuivre, du multimètre numérique, des gants, du verre avec couvercle de céramique/vices, et du pot poreux.
- 2) Mettre les gants sur les mains, les produits chimiques sont dangereux.
- 3) Remplir le verre avec 100 ml de Sulfate de Cuivre.
- 4) Remplir le pot poreux avec 50 ml de Sulfate de Zinc et place le dans le verre.
- 5) Vice la planche de zinc et de cuivre au couvercle céramique.



- 6) Mettre le couvercle céramique sur le verre, assure-toi que la planche de Zinc rentre dans le Sulfate de Zinc et que la planche de Cuivre rentre dans le Sulfate de Cuivre.



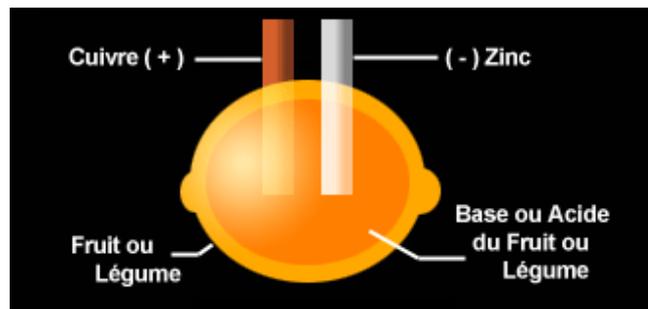
7) Assure-toi que ton multimètre est à la position du voltmètre.

8) Le Cuivre est la cathode (+), le Zinc est l'anode (-). Attache la connexion rouge du voltmètre à la cathode (Cuivre) et la connexion noire à l'anode (Zinc). Notez vos observations (la mesure de voltage). (voir diagram 1.0)



9) Puisque la pile Daniell à besoin de plusieurs matériaux, c'est impossible pour nous de mettre plusieurs piles Daniell en série.

Pile Végétale;



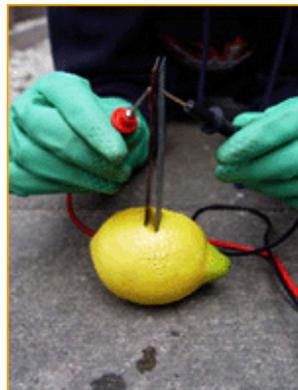
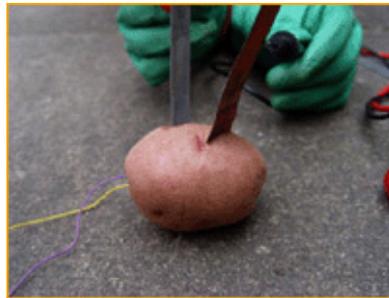
1) Pour cette pile tu auras besoin d'un citron, une tomate, une patate, trois planches de Cuivre, trois planches de Zinc et du multimètre numérique.

2) Insérez une planche de Cuivre et une planche de Zinc dans le citron. Assure-toi qu'ils ne se touchent pas.

3) Assure-toi que ton multimètre est à la position du voltmètre.

4) Le Cuivre est la cathode (+), le Zinc est l'anode (-). Attache la connexion rouge du voltmètre

à la cathode (Cuivre) et la connection noire à l'anode (Zinc). Notez vos observations (la mesure de voltage).



5) Répéter les étapes 2-4 pour la tomate, la patate.

En Série

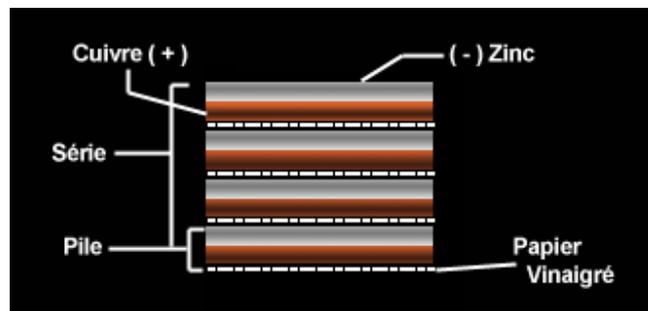
1) Mettre la pile citron, la pile tomate et la pile patate en série. Pour atteindre cela, attache l'anode (Zinc) d'un légume à la cathode (Cuivre) d'un autre légume.



2) Assure-toi que ton multimètre est à la position du voltmètre.

3) Le Cuivre est la cathode (+), le Zinc est l'anode (-). Attache la connexion rouge du voltmètre à la cathode (Cuivre) et la connexion noire à l'anode (Zinc). Notez vos observations (la mesure de voltage).

Pile Volta;



1) Pour cette pile tu auras besoin des trois planches de Cuivre, des trois planches de Zinc, de 100 ml de vinaigre, du papier blanc, et du multimètre numérique.

2) Mettre le Cuivre et Zinc ensemble, et mettre une couche de papier vinaigré sur le Zinc.



3) Assure-toi que ton multimètre est à la position du voltmètre.

4) Le Cuivre est la cathode (+), le Zinc est l'anode (-). Attache la connexion rouge du voltmètre à la cathode (Cuivre) et la connexion noire à l'anode (Zinc). Notez vos observations (la mesure de voltage).

En Série

- 1) Construisez 2 autres piles Volta.
- 2) Mettre les trois piles en série. (Voir diagramme)
- 3) Assure-toi que ton multimètre est à la position du voltmètre.
- 4) Le Cuivre est la cathode (+), le Zinc est l'anode (-). Attache la connexion rouge du voltmètre à la cathode (Cuivre) et la connexion noire à l'anode (Zinc). Notez vos observations (la mesure de voltage). Voir diagramme.