

*Correction – Afrique - Juin 2011 – II – Chimie au quotidien :
des expériences de chimie réalisables chez soi*

1.1.1.) La tension à vide d'un dipôle est la f. e. m. , force électromotrice.

1.1.2.) La borne V du voltmètre est reliée à la pièce , la tension obtenue étant positive, cette borne est le pôle \oplus de la pile. Le trombone est la borne \ominus

1.2.1.) Le gaz dihydrogène est testé en approchant une flamme. Il se produit une détonation avec un bruit nommé « cri du chien ».

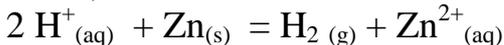
1.2.2.) La borne négative de la pile fournit des électrons à l'horloge, il s'y produit une oxydation :



A la borne positive , se produit une réduction : $2 \text{H}^+_{(aq)} + 2 e^- = \text{H}_{2(g)}$

La pièce en cuivre est la cathode.

1.2.3.) Le nombre d'électrons étant le même , on ajoute les 2 demi-équations :



1.2.4.) Le jus de citron est une solution contenant de l'acide citrique, qui réagit en formant des ions H^+ .

1.2.5.) Le vinaigre et le jus d'orange sont des solutions acides.

Elles auraient pu remplacer le jus de citron.

1.2.6.) Pour obtenir une tension à vide 2 fois plus grande, il faut utiliser deux piles branchées en série.

1.3.1.) $\Delta t = 5 \text{ min } 30 \text{ s}$; $I = 10 \text{ mA} = 0,010 \text{ A}$, $Q = I \times \Delta t = (5 \times 60 + 30) \times 0,010 = 3,3 \text{ C}$

1.3.2.) D'après la demi-équation, $2 n(\text{Zn})_{\text{cons}} = n(e^-)$

$$Q = n(e^-) \times F = 2 n(\text{Zn})_{\text{cons}} \times F ; n(\text{Zn})_{\text{cons}} = Q / 2 F = 3,3 / (2 \times 96\,500) = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

1.3.3.) $\Delta m = m_{\text{finale}} - m_{\text{initiale}} = - m_{\text{consommée}} = - n \times M(\text{Zn}) = - 1,7 \cdot 10^{-5} \times 65,4 = - 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

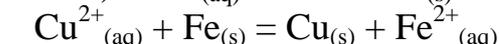
2.1.1.) $n(\text{Cu}^{2+}) = c \times V = 1,0 \times 0,250 = 0,25 \text{ mol} = n(\text{CuSO}_4)$

$$m(\text{CuSO}_4) = n \times M(\text{CuSO}_4) = 0,25 \times (63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0) = 40 \text{ g}$$

$$m = m(\text{CuSO}_4) / 0,80 = 40 / 0,80 = 50 \text{ g}$$

2.1.2.) On pèse 50 g de bouillie bordelaise avec une balance que l'on verse dans une fiole jaugée de 250 mL. On remplit environ 2/3 du volume avec de l'eau distillée et on agite pour dissoudre le solide. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et on retourne plusieurs fois pour homogénéiser la solution.

2.2.1.) $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$ réduction $\text{Fe}_{(s)} = \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$ oxydation



oxydant , réducteur

2.2.2.) $Q_r, i = [\text{Fe}^{2+}]_i / [\text{Cu}^{2+}]_i = 0$ on suppose qu'il n'y a pas d'ions Fe^{2+} dans la bouillie bordelaise.

$Q_r, i \ll K$. D'après le critère d'évolution spontanée ; la réaction évolue dans le sens direct de la formation du métal cuivre

2.2.3) Pour qu'il y ait réaction, il faut un contact entre les ions Cu^{2+} et le métal fer.

La couche de cuivre empêche ce contact et arrête la réaction.

2.3.1.) Le dépôt de cuivre doit se faire sur la clé. $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$ réduction à la cathode

2.3.2.) Réaction à la pièce de cuivre : $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$ oxydation à l'anode

En les ajoutant, on obtient : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Cu}_{(s) \text{ pièce}} = \text{Cu}_{(s) \text{ clé}} + \text{Cu}^{2+}_{(aq)}$

2.3.3.) La borne \ominus de la pile fournit les électrons au circuit, à la clé pour réduire Cu^{2+} en Cu. On relie donc la clé à la borne \ominus .

