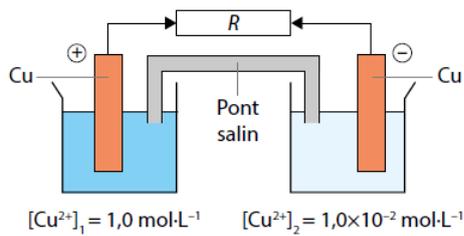


## Exercice 1 - Autour du cuivre

### Partie I

**1. a.** Le sens conventionnel du courant circule de la borne positive vers la borne négative de la pile. Les électrons circulent dans le sens opposé.

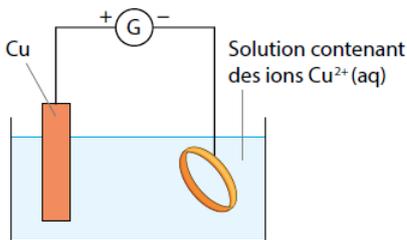


- b.** Les électrons sont cédés par la borne négative de pile :
- Borne  $\ominus$  :  $\text{Cu}_{(2)}(s) \rightarrow \text{Cu}_{(2)}^{2+} + 2 e^-$  oxydation  
 Les électrons sont consommés par la borne positive de pile :
- Borne  $\oplus$  :  $\text{Cu}_{(1)}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}_{(1)}(s)$  réduction  
 L'équation de fonctionnement de la pile est :
- $\text{Cu}_{(1)}^{2+} + \text{Cu}_{(2)}(s) \rightleftharpoons \text{Cu}_{(1)}(s) + \text{Cu}_{(2)}^{2+}$
- c.** À l'équilibre,  $Q_{r,\text{éq}} = K$  et la pile cesse de fonctionner.

On a donc :  $\frac{[\text{Cu}_{(aq)}^{2+}]_{2,\text{éq}}}{[\text{Cu}_{(aq)}^{2+}]_{1,\text{éq}}} = 1$  soit  $[\text{Cu}_{(1)}^{2+}]_{\text{éq}} = [\text{Cu}_{(2)}^{2+}]_{\text{éq}}$ .

**Erratum :** erreur dans le spécimen corrigée dans le manuel de l'élève : dans l'énoncé de la question **1. c.**, il manque la fin de la phrase : « sachant que la constante d'équilibre vaut  $K = 1,0$  ».

**2. a.** Pour déposer du cuivre solide sur la bague selon  $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$ , il faut que celle-ci soit reliée à la borne du générateur qui délivre les électrons c'est-à-dire à sa borne négative.



$$b. I = \frac{Q}{\Delta t} \Leftrightarrow Q = I \times \Delta t$$

$$\text{soit } Q = 400 \times 10^{-3} \times 3\,600 = 1,44 \times 10^3 \text{ C}$$

$$n(e^-) = \frac{Q}{N \times e}$$

$$\text{soit } n(e^-) = \frac{1,44 \times 10^3}{6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{Cu}^{2+}) = \frac{1}{2} \times n(e^-)$$

$$\text{et } n_{\text{déposé}}(\text{Cu}) = n(\text{Cu}^{2+}) \Rightarrow n_{\text{déposé}}(\text{Cu}) = \frac{1}{2} \times n(e^-)$$

$$\text{soit } n_{\text{déposé}}(\text{Cu}) = \frac{1}{2} \times 1,5 \times 10^{-2} = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{\text{déposé}}(\text{Cu}) = n_{\text{déposé}}(\text{Cu}) \times M(\text{Cu})$$

$$\text{soit } m_{\text{déposé}}(\text{Cu}) = 7,5 \times 10^{-3} \times 63,5 = 4,8 \times 10^{-1} \text{ g.}$$

### Partie II

**3.** Le spectre d'émission de la molécule  $\text{CuCl}$  appartient au domaine du rayonnement **visible** car les longueurs d'ondes sont comprises entre 395 nm et 525 nm et le domaine des radiations visibles est compris entre 400 nm et 800 nm environ.

**4.** À 20 m,  $I = 0,63 \text{ W} \cdot \text{m}^{-2}$

$$\text{donc } L = 10 \log \left( \frac{I}{I_0} \right) = 10 \log \left( \frac{0,63}{1,0 \times 10^{-12}} \right) = 118 \text{ dB.}$$

$$5. \text{ D'après l'énoncé : } L_2 = L_1 + 20 \log \left( \frac{d_1}{d_2} \right).$$

La valeur de  $d_2$  de la distance entre l'artificier A et le point d'éclatement E est obtenue en appliquant le théorème de Pythagore :

$$d_2^2 = H^2 + \ell^2 \Leftrightarrow d_2 = \sqrt{H^2 + \ell^2} \text{ donc } d_2 = \sqrt{70^2 + 95^2} = 118 \text{ m.}$$

Comme à  $d_1 = 20 \text{ m}$  du point d'éclatement E :  $L_1 = 118 \text{ dB}$ , on peut écrire :

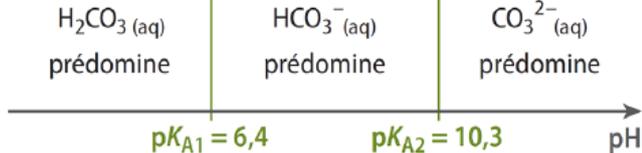
$$L_2 = 118 + 20 \times \log \left( \frac{20}{118} \right) = 103 \text{ dB.}$$

Ce niveau d'intensité sonore est « difficilement supportable » d'après le document fourni : l'artificier doit utiliser un dispositif de protection auditive.

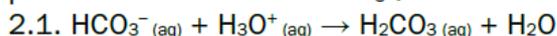
**6.** L'atténuation géométrique du son est :  $A = 118 - 103 = 15 \text{ dB}$ .

## Exercice 2 – Eau d'un aquarium

1.1. À l'intersection de deux courbes du diagramme de distribution, les concentrations des espèces conjuguées représentées sont égales, si bien que le pH est alors égal au  $pK_A$  du couple. Par conséquent, à l'intersection des courbes représentant les pourcentages de  $H_2CO_3$  et  $HCO_3^-$ , la valeur du pH est égale à  $pK_{A1}$  :  $pK_{A1} = 6,4$ . De même, à l'intersection des courbes représentant les pourcentages de  $HCO_3^-$  et  $CO_3^{2-}$ , on lit  $pK_{A2} = 10,3$ .

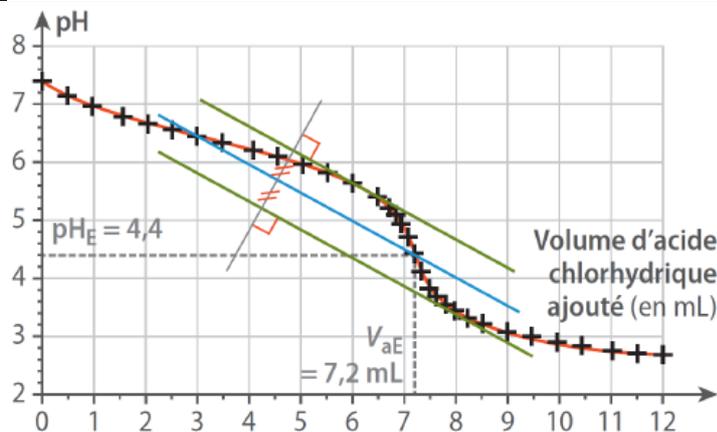


1.3. Le pH d'une eau vaut 7,4. Lorsqu'on y introduit du dioxyde de carbone, celui-ci forme, en se dissolvant,  $H_2CO_3$ . Cet acide réagit avec l'eau suivant l'équation :  $H_2CO_3(aq) + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$ . Il y a donc formation d'ions oxonium : le pH diminue. À  $pH = 7,4$  ( $pK_{A1} = 6,4 < pH < pK_{A2} = 10,3$ ), sa forme prédominante est donc  $HCO_3^-$ .



2.2. À l'équivalence, les réactifs titré et titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, ce qui correspond ici à des quantités de matière égales puisque leurs nombres stœchiométriques sont égaux :  $[HCO_3^-]V = c_a V_{aE}$  si  $V_{aE}$  est le volume d'acide chlorhydrique versé à l'équivalence.

Ce volume est déterminé graphiquement par la méthode des tangentes :



donc  $[HCO_3^-] = \frac{c_a V_{aE}}{V} = 3,6 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

2.3.  $pH = pK_{A1} + \log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}\right)$  donc :

$[H_2CO_3] = [HCO_3^-] \times 10^{(pK_{A1}-pH)} = 3,6 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

2.4.  $C_m = [H_2CO_3]M = 22 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$

2.5. À  $pH = 7,4$  et  $C_m = 22 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ , les conditions pour les plantes et les poissons sont optimales d'après le tableau fourni. En effet, à ce pH, les concentrations en masse optimales sont comprises entre 11 et 23  $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$ .