

1. PILE DE CONCENTRATION

1.1.1. Borne positive : $Cu_{(1)}^{2+}(aq) + 2e^- = Cu_{(1)}(s)$; Borne négative : $Cu_{(2)}(s) = Cu_{(2)}^{2+}(aq) + 2e^-$

1.1.2. Borne positive : réduction ; Borne négative : oxydation

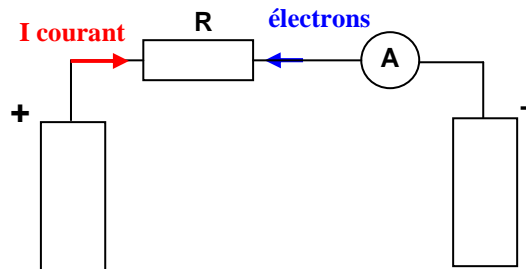
1.1.3. : $Cu_{(1)}^{2+}(aq) + Cu_{(2)}(s) = Cu_{(1)}(s) + Cu_{(2)}^{2+}(aq)$

1.2.1. $Q_{r,i} = \frac{[Cu_{(aq)}^{2+}]_{2,i}}{[Cu_{(aq)}^{2+}]_{1,i}}$ soit $Q_{r,i} = \frac{1,0 \times 10^{-2}}{1,0} = 1,0 \times 10^{-2}$

1.2.2. $Q_{r,i} < K$: le système évolue dans le sens direct, ce qui est cohérent avec la polarité proposée.

1.3.1. et 1.3.2.

Seul le circuit extérieur est représenté :



1.3.3. Quand l'état d'équilibre est atteint : $Q_{r, \text{éq}} = K$, soit $\frac{[Cu_{(aq)}^{2+}]_{2, \text{éq}}}{[Cu_{(aq)}^{2+}]_{1, \text{éq}}} = 1 \Rightarrow [Cu^{2+}_{(aq)}]_{2, \text{éq}} = [Cu^{2+}_{(aq)}]_{1, \text{éq}}$

À l'équilibre, les concentrations en ions cuivre (II) dans les deux compartiments sont égales.

2. DÉPÔT DE CUIVRE PAR ÉLECTROLYSE

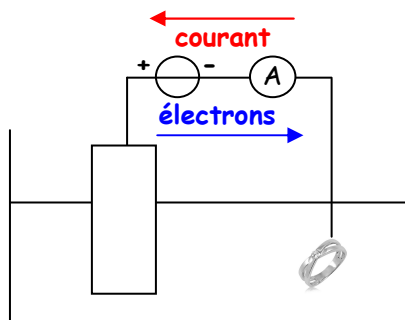
2.1.1. Il est nécessaire d'ajouter un générateur dans le circuit extérieur.

2.1.2. On veut déposer du cuivre solide sur la bague, la réaction est : $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- = Cu_{(s)}$, il s'agit d'une réduction ayant lieu à la cathode (reliée au pôle - du générateur).

Sur l'autre électrode, il se produit une oxydation (Anode) : $Cu_{(s)} = Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^-$

Le générateur force l'évolution du système dans le sens inverse.

2.1.3.



2.2.1. $I = \frac{Q}{\Delta t} \Rightarrow Q = I \cdot \Delta t$ soit $Q = 400 \times 10^{-3} \times 3600 = 1,44 \times 10^3 \text{ C}$

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

2.2.3. $n_{\text{dis}}(\text{Cu}^{2+}) = \frac{1}{2} \cdot n(e^-)$

2.2.4. $n_{\text{dép}}(\text{Cu}) = n_{\text{dis}}(\text{Cu}^{2+}) \Rightarrow n_{\text{dép}}(\text{Cu}) = \frac{1}{2} \cdot n(e^-)$ soit $n_{\text{dép}}(\text{Cu}) = \frac{1}{2} \times 1,5 \times 10^{-2} = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$

2.2.5. $m(\text{Cu}) = n_{\text{dép}}(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu})$ soit $m(\text{Cu}) = 7,5 \times 10^{-3} \times 63,5 = 4,8 \times 10^{-1} \text{ g}$

3. DÉTERMINATION D'UNE CONCENTRATION EN IONS CUIVRE II

3.1.1.		$2 \text{ Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$	$+ 4 \text{ I}^{-}_{(\text{aq})}$	$=$	$2 \text{ CuI}_{(\text{s})}$	$+ \text{ I}_2_{(\text{aq})}$
Etat initial	$x = 0$	n_0	excès		0	0
Intermédiaire	x	$n_0 - 2x$			$2x$	x
Etat final	x_{max}	$n_0 - 2x_{\text{max}}$			$2x_{\text{max}}$	$n_1 = x_{\text{max}}$

3.1.2. $n_0 - 2x_{\text{max}} = 0$ (réaction totale) $\Rightarrow x_{\text{max}} = \frac{n_0}{2}$ et $n_1 = \frac{n_0}{2}$

3.2.1. Le diode donne une coloration jaune-orange à la solution.

À l'équivalence, tout le diode est consommé, la solution se décolore.

Remarque : La décoloration n'étant pas forcément bien visible, on peut ajouter quelques gouttes d'empois d'amidon dans la solution : l'empois d'amidon est bleu en présence de diode. À l'équivalence, l'empois d'amidon devient incolore.

3.2.2. À l'équivalence, les réactifs sont mélangés dans les proportions stœchiométriques de l'équation (2) :

$$\frac{n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}}{2} = n_1$$

3.2.3. $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] \cdot V_{\text{éq}} = 2n_1$ soit $n_1 = \frac{[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] \cdot V_{\text{éq}}}{2}$

soit $n_1 = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 10,0 \times 10^{-3}}{2} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$

3.2.4. D'après 3.1.2. $n_0 = 2n_1$ soit $n_0 = 2 \times 5,0 \times 10^{-4} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$

3.2.5. $C_0 = \frac{n_0}{V}$ soit $C_0 = \frac{1,0 \times 10^{-3}}{100 \times 10^{-3}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$