

Correction du devoir n°7

Exercice 1

Partie 1 : les réactifs sont en contact

Questions	Réponses attendues
	$[\text{Ag}^+]_i = \frac{n(\text{Ag}^+)_i}{V_{\text{tot}}} = \frac{C_1 V_1}{V_1 + V_2} = 0,05 \text{ mol}$ $[\text{Cu}^{2+}]_i = \frac{n(\text{Cu}^{2+})_i}{V_{\text{tot}}} = \frac{C_2 V_2}{V_1 + V_2} = 0,025 \text{ mol}$
	$Q_r = \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$
	$Q_{r,i} = \frac{[\text{Cu}^{2+}]_i}{[\text{Ag}^+]_i^2} = \frac{0,025}{(0,05)^2} = 10 \text{ donc } Q_{r,i} < K \text{ évolution spontanée dans le sens direct}$
	Apparition d'une couleur bleue due à la formation des ions Cu^{2+}
	$[\text{Ag}^+]_f = \sqrt{\frac{[\text{Cu}^{2+}]_f}{K}} = \sqrt{\frac{5,0 \times 10^{-2}}{2,2 \times 10^{15}}} = 4,8 \times 10^{-9} \text{ mol.}$ On peut considérer que les ions Ag^+ sont à l'état de trace et donc que la transformation est totale.

Partie 2 : Constitution et étude d'une pile.

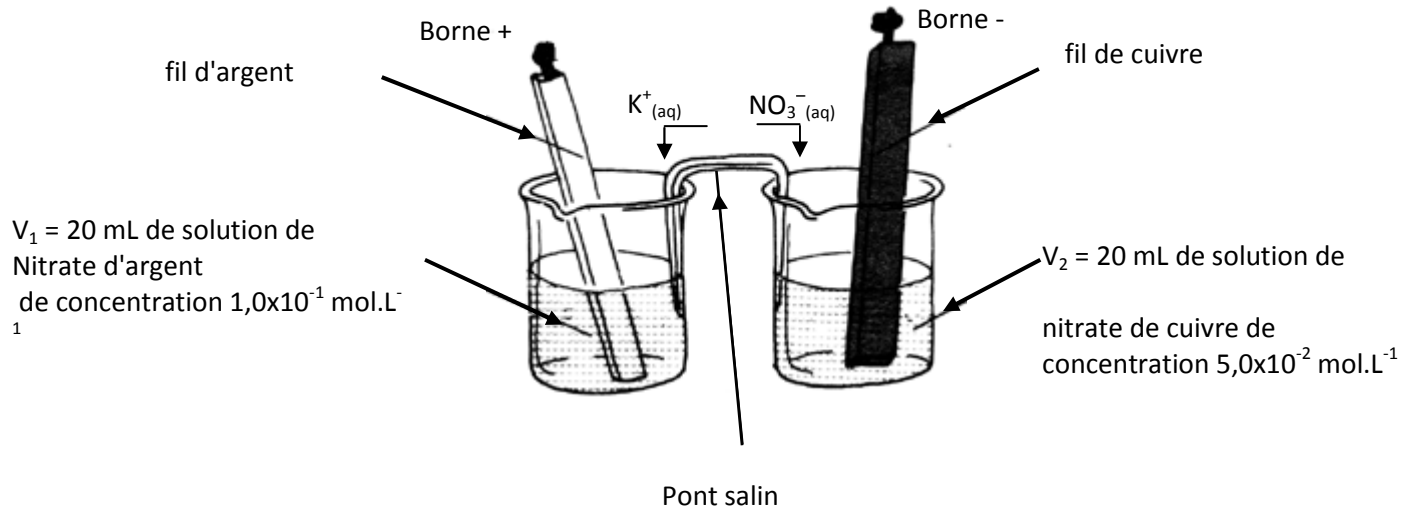
Questions	Réponses attendues
	Les électrons se déplacent dans le sens inverse du courant donc du cuivre vers l'argent
	A l'électrode de cuivre, les électrons sont produits. C'est donc un réducteur qui se transforme : $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ A l'électrode d'argent, les électrons sont consommés. c'est l'oxydant qui se transforme : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$
	La pile est le siège de la réaction spontanée $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$, ce qui correspond bien à celui déterminé dans la partie A
	Les ions du pont salin migrent vers les ½ piles pour que l'électro neutralité des solutions soit respectée. Il y a consommation d'ions Ag^+ donc les ions K^+ du pont vont vers la ½ pile Ag^+/Ag Les ions NO_3^- du pont salin vont vers la ½ pile Cu^{2+}/Cu
	Si Ag^+ est limitant alors $n(\text{Ag}^+)_f = 0,002 - 2x_{\text{max}} = 0$ d'où $x_{\text{max}} = 0,001 \text{ mol}$ Si Cu est le réactif limitant alors $n(\text{Cu})_f = 0,016 - x_{\text{max}} = 0$ d'où $x_{\text{max}} = 0,016 \text{ mol}$ x croît de 0 à x_{max} . Lorsqu'il atteint 0,01 mol, Ag^+ disparaît donc Ag^+ est le réactif limitant.
	$n(\text{Cu}^{2+})_f = n(\text{Cu}^{2+})_0 + x_{\text{max}} = 0,001 + 0,001 = 0,002 \text{ mol}$ donc $[\text{Cu}^{2+}]_f = \frac{n(\text{Cu}^{2+})_f}{V_2} = \frac{0,002}{0,02} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
	Il a circulé $2x_{\text{max}}$ moles d'électrons soit 0,002 mol. Donc la quantité d'électricité qui a circulé $Q_{\text{max}} = 2 \times x_{\text{max}} \times F = 0,002 \times 96500 = 193 \text{ C}$
	Capacité = quantité max d'électricité que peut débiter la pile ici 193 A.s donc pour l'avoir en A.h-1, il faut diviser par 3600 soit $54 \times 10^{-3} \text{ A.h}$ (1 heure = 3600 s)

Exercice 2

Questions	Réponses attendues
	http://www.labolycee.org/2004/2004-Reunion-correction-Exo2-QROC-electrolyse-3pts.pdf

Feuille annexe

Nom
Prénom



Équation chimique		$2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})} \rightarrow 2 \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$				
État du système	Avancement	Quantité de matière en mol				$n_{\text{électrons transférées}}$
État initial	0	$n_1 = 0,002$	$n(\text{Cu})_0 = 0,016$	$n(\text{Ag})_0$	$n_2 = 0,001$	0
En cours	x	$0,002 - 2x$	$0,016 - x$	$n(\text{Ag})_0 + 2x$	$0,001 + x$	$2x$
État final	x_{max}	$0,002 - 2x_{\text{max}}$	$0,016 - x_{\text{max}}$	$n(\text{Ag})_0 + 2x_{\text{max}}$	$0,001 + x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$