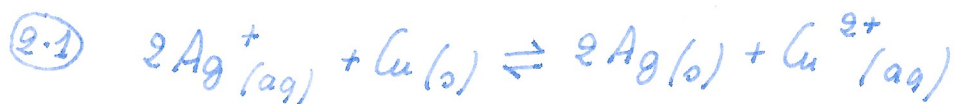


Exercice Réalisation d'une pile cuivre-argent

A Réaction avec réactifs en contact.

$$\textcircled{1} [Ag^+]_i = \frac{C_1 \times V_1}{V_1 + V_2} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 0,020}{(0,020 + 0,020)} = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cu^{2+}]_i = \frac{C_2 \times V_2}{V_1 + V_2} = \frac{5,0 \times 10^{-2} \times 0,020}{(0,020 + 0,020)} = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$$



$$Q_r = \frac{[Cu^{2+}_{(aq)}] \times C_0}{[Ag^+_{(aq)}]^2}$$

$$\textcircled{2.2} Q_{r,i} = \frac{0,025 \times 1,0}{(0,050)^2} = 10$$

$\textcircled{2.3}$ $Q_{r,i} < K$ donc le système évolue dans le sens direct

$\textcircled{2.4}$ Le cuivre $Cu(s)$ disparaît, la solution devient bleue à cause des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$, des cristaux d'argent $Ag(s)$ se forment.

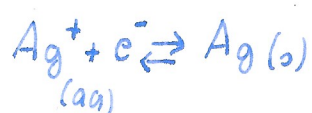
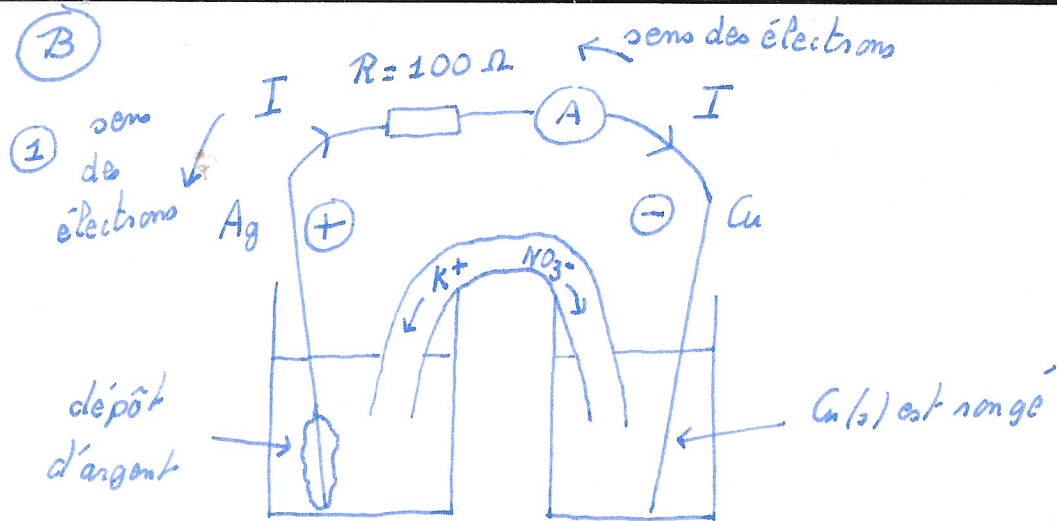
$$\textcircled{2.5} \text{ Dans l'état d'équilibre } Q_{r,eq} = K = \frac{[Cu^{2+}_{(aq)}]_{eq} \times C_0}{[Ag^+_{(aq)}]^2}$$

$$[Ag^+_{(aq)}]_{eq}^2 = \frac{[Cu^{2+}_{(aq)}]_{eq}}{K}$$

$$\text{soit } [Ag^+_{(aq)}]_{eq} = \sqrt{\frac{[Cu^{2+}_{(aq)}]_{eq}}{K}}$$

$$\text{A.N. } [Ag^+_{(aq)}]_{eq} = \sqrt{\frac{5,00 \times 10^{-2}}{22 \times 10^{15}}} = 4,8 \times 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

Les ions Ag^+ sont à l'état de trace. la réaction peut être considérée comme totale



- (2.1) • sens du courant électrique (par convention de la borne + à la borne -), donc Ag (borne +) et Cu (borne -) (voir schéma)
 • sens des électrons : de la borne - Cu vers la borne + Ag

- (2.2) A la cathode (borne +), réduction de Ag^+ en Ag
 A l'anode (borne -), oxydation de Cu en Cu^{2+} (voir schéma)

- (2.3) Le sens de la réaction spontanée est bien en accord avec celui de la réaction en A : $2\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cu(s)} \rightleftharpoons 2\text{Ag(s)} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$

- (2.4) Le rôle du pont salin est de : - fermer le circuit électrique
 - permettre l'électroneutralité des solutions par le déplacement des ions K^+ et NO_3^-

K^+ se déplace dans le sens du courant. (dans le pont ionique)
 NO_3^- se déplace dans le sens des électrons.

3.1 Tableau d'avancement

		$2 Ag^+_{(aq)} + Cu(s) \rightleftharpoons 2 Ag(s) + Cu^{2+}_{(aq)}$			
état	avancement x (mol)	quantités de matière (mol)			
initial	$x = 0$	$n_1 = C_1 \times V_1$ $= 0,0020$	$n_{Cu}^0 = \frac{m}{M}$ $= 0,016$	n_{Ag}^0	$n_2 = C_2 \times V_2$
final	$x_f = x_{max}$ $= 0,0010$	$n_1 - 2x_f$ $= 0,0020 - 2x_f$	$n_{Cu}^0 - x_f$ $0,016 - x_f$	$n_{Ag}^0 + 2x_f$	$n_2 + x_f$

- 3.2 Si Ag^+ est totalement consommé $0,0020 - 2x_f = 0$ soit $x_f = 0,0010 \text{ mol}$
 Si Cu est totalement consommé $0,016 - x_f = 0$ soit $x_f = 0,016 \text{ mol}$
 Ag^+ est le réactif limitant et $x_{max} = 0,0010 \text{ mol}$

- 3.3 Donc $n(Cu^{2+})_{final} = 0,0020 + 0,0010 = 0,0020 \text{ mol}$
 Soit $[Cu^{2+}_{(aq)}]_{final} = \frac{0,0020}{20 \times 10^{-2}} = 0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

- 3.4 $Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$ donc $n(e^-) = n(Ag^+)_{consommé} = 0,0020 \text{ mol}$
 $Q = n(e^-) \times N_A \times e = n(e^-) \times F = 0,0020 \times 965 \times 10^3 = 193 \text{ C}$

- 3.5 $1 \text{ A} \cdot h \leftrightarrow 36 \times 10^3 \text{ C}$
 $x \text{ A} \cdot h \leftrightarrow 193 \text{ C}$
 $Q = 0,054 \text{ A} \cdot h$