

Chapitre 8: EXERCICE TYPE BAC

CORRECTION

A. Étude d'une réaction d'oxydoréduction lorsque les deux réactifs sont directement en contact.

$$1. \quad [\text{Ag}^+]_i = \frac{n_1}{V_1 + V_2} = \frac{C_1 \times V_1}{V_1 + V_2} = \frac{1,0 \cdot 10^{-1} \times 20}{40} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cu}^{2+}]_i = \frac{n_2}{V_1 + V_2} = \frac{C_2 \times V_2}{V_1 + V_2} = \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \times 20}{40} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$



$$2.2. \quad Q_{r,i} = \frac{[\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}]_i}{[\text{Ag}^+_{(\text{aq})}]_i^2} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2}}{(5,0 \cdot 10^{-2})^2} = 10$$

2.3. D'après le critère d'évolution : $Q_{r,i} < K$, le système évolue dans le **sens direct** de l'équation.

2.4. Au cours de la transformation des ions Cu^{2+} apparaissent, la coloration **bleue** de la solution **devrait se renforcer**.

D'autre part, un **dépôt gris de métal argent** devrait se former sur le fil de cuivre.

$$2.5. \quad K = \frac{[\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}]_{\text{éq}}}{[\text{Ag}^+_{(\text{aq})}]_{\text{éq}}^2} \quad \text{soit } [\text{Ag}^+_{(\text{aq})}]_{\text{éq}} = \sqrt{\frac{[\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}]_{\text{éq}}}{K}}$$

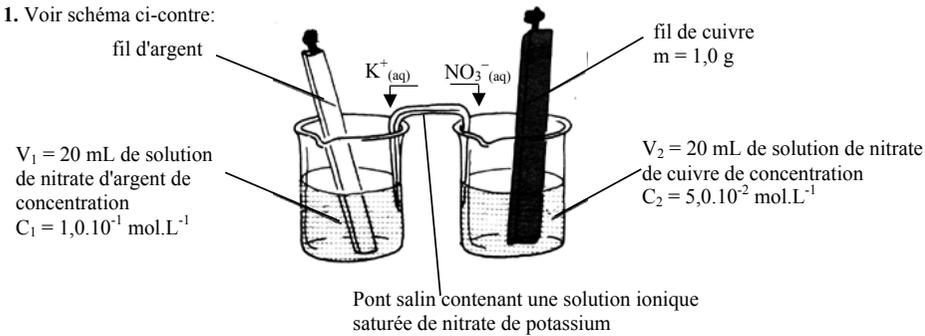
$$[\text{Ag}^+_{(\text{aq})}]_{\text{éq}} = \sqrt{\frac{5,00 \cdot 10^{-2}}{2,2 \cdot 10^{15}}} = 4,8 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

On peut considérer que le réactif limitant, c'est à dire Ag^+ , est totalement consommé.

La transformation peut être considérée comme **totale**.

B. Constitution et étude d'une pile :

1. Voir schéma ci-contre:

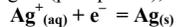


2.1. Le courant circulant de l'argent vers le cuivre, les électrons circulent en sens inverse soit **du cuivre vers l'argent** dans le conducteur ohmique.

2.2. L'électrode de cuivre est donc la borne négative soit l'anode, siège d'une oxydation qui fournit des électrons:

$$\text{Cu}_{(\text{s})} = \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-$$

Au niveau de l'électrode d'argent (pôle positif), il se produit une réduction qui consomme des électrons :



2.3. L'équation de la réaction spontanée est donc : $2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})} = 2 \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$

Le sens de la réaction spontanée est en accord avec celui déterminé dans la question A.2.3.

2.4. Le pont salin permet:

- de fermer le circuit électrique, il assure le passage du courant entre les 2 solutions, sous forme d'un déplacement d'ions.

- de conserver la neutralité électrique des solutions en leur apportant des ions. D'un côté, il y a consommation d'ions Ag^+ , le pont salin apporte des ions K^+ pour compenser. Dans l'autre becher, il y a formation d'ions Cu^{2+} , le pont salin apporte des ions NO_3^- pour neutraliser. Voir schéma précédent.

3.1. On a vu précédemment que cette transformation pouvait être considérée comme étant totale.

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			
État initial	0	$n_1 = C_1 \cdot V_1$	$n(\text{Cu})_0 = \frac{m}{M}$	$n(\text{Ag})_0$	$n_2 = C_2 \cdot V_2$
En cours	x	$n_1 - 2x$	$n - x$	$n(\text{Ag})_0 + 2x$	$n_2 + x$
État final	x_{max}	$n_1 - 2x_{\text{max}}$	$n - x_{\text{max}}$	$n(\text{Ag})_0 + 2x_{\text{max}}$	$n_2 + x_{\text{max}}$

3.2. Il faut comparer $\frac{n_{\text{Ag}^+}}{2}$ et $n_{\text{Cu}^{2+}}$

$$\frac{n_{\text{Ag}^+}}{2} = \frac{C_1 \cdot V_1}{2} = \frac{1,0 \cdot 10^{-1} \times 20 \cdot 10^{-3}}{2} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{m}{M} = \frac{1,0}{63,5} = 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Ag^+ est le réactif limitant et donc $x_{\text{max}} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

$$3.3. \quad [\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}]_f = \frac{C_2 \cdot V_2 + x_{\text{max}}}{V_2} = \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3} + 1,0 \cdot 10^{-3}}{20 \cdot 10^{-3}} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

3.4. La pile cesse de fonctionner lorsque le système chimique atteint l'état d'équilibre. On a vu que pour cette réaction $x_{\text{éq}} = x_{\text{max}}$.

$$Q = n(\text{e}^-) \cdot F$$

Méthode 1: Niveau microscopique: A chaque fois que la réaction $2 \text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(\text{s})} = 2 \text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ a lieu une fois, ce sont deux électrons qui sont transférés au circuit extérieur.

Méthode 2: D'après la demi-équation de réduction $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{e}^- = \text{Ag}_{(\text{s})}$, on a $n_{\text{Ag}^+ \text{ conso}} = n(\text{e}^-)$.

D'après le tableau d'avancement:

$$n_{\text{Ag}^+ \text{ conso}} = n_1 = 2x_{\text{max}}, \text{ alors } n(\text{e}^-) = 2x_{\text{max}}$$

Niveau macroscopique: $n(\text{e}^-) = 2 \cdot x_{\text{max}}$

$$\text{Donc } Q = 2 \cdot x_{\text{max}} \cdot F$$

$$Q = 2 \times 1,0 \cdot 10^{-3} \times 96,5 \cdot 10^3$$

$$Q = 193 \text{ C} \quad \text{soit } Q = 1,9 \cdot 10^2 \text{ C}$$

3.5. Il suffit de convertir Q en A.h.

$$1 \text{ A.h} = 3600 \text{ C}$$

$$\chi = \frac{Q}{3600}$$

$$\chi = \frac{193}{3600} = 53,6 \cdot 10^{-3} \text{ A.h}$$

$$\text{soit } \chi = 54 \cdot 10^{-3} \text{ A.h} \quad \text{ou } 54 \text{ mA.h}$$