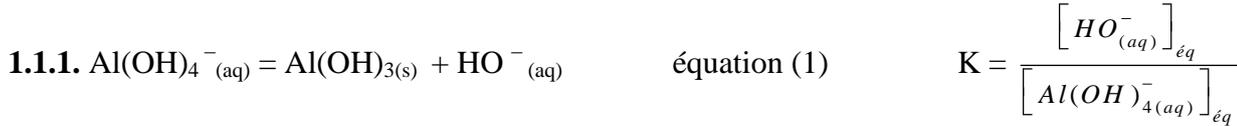


ELABORER UN PRODUIT 1 ET 2 : DE LA BAUXITE A L'ALUMINIUM-CORRECTION

1. Première partie: extraction de l'alumine, matériau de base de l'aluminium

1.1. Une expérience au lycée pour comprendre le procédé industriel

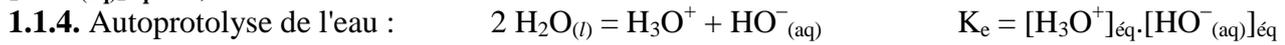


1.1.2. $[\text{HO}^- \text{(aq)}]_{\text{éq}} = K \cdot [\text{Al(OH)}_4^- \text{(aq)}]_{\text{éq}}$

1.1.3. $[\text{HO}^- \text{(aq)}]_{\text{éq}} = K \cdot c$

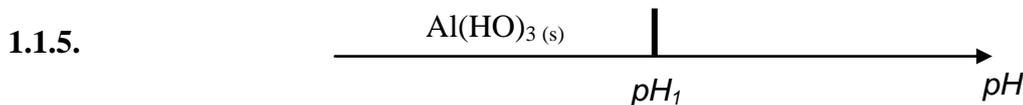
$[\text{HO}^- \text{(aq)}]_{\text{éq}} = 1,0 \times 10^{-1} \times 1,0 \times 10^{-1}$

$[\text{HO}^- \text{(aq)}]_{\text{éq}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$



soit $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = \frac{K_e}{[\text{HO}^- \text{(aq)}]_{\text{éq}}}$ $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}$ $\text{pH} = -\log \frac{K_e}{[\text{HO}^- \text{(aq)}]_{\text{éq}}} = -\log K_e + \log [\text{HO}^- \text{(aq)}]_{\text{éq}}$

$\text{pH} = -\log 1,0 \times 10^{-14} + \log 1,0 \times 10^{-2}$ **pH = 14 - 2 = 12**



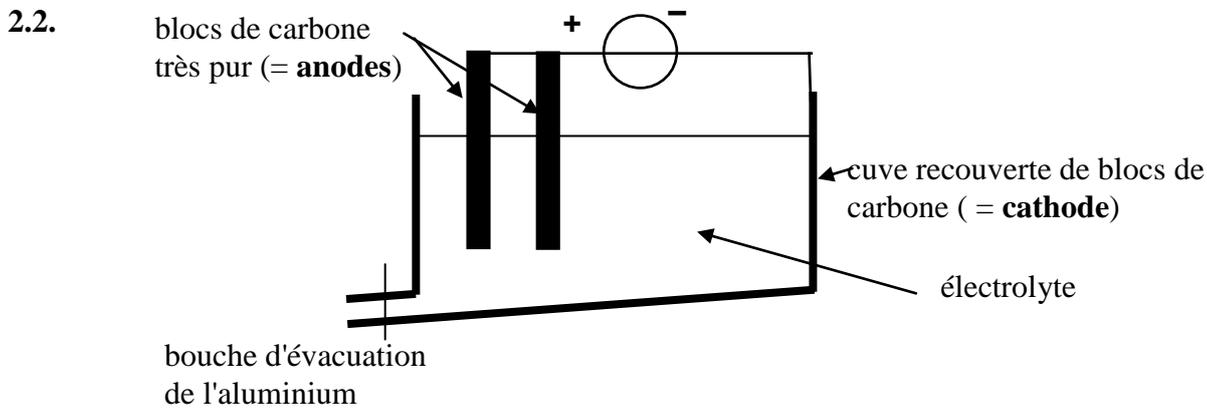
1.2. Application au procédé industriel

1.2.1. La diminution du pH permet d'obtenir l'alumine tri-hydratée sous forme solide.

1.2.2. Le refroidissement de la solution diminue la solubilité de $\text{Al(OH)}_3 \text{(s)}$.

Deuxième partie: la transformation de l'alumine en aluminium

2.1. D'après le texte, l'électrolyte en fusion dissout l'alumine : $\text{Al}_2\text{O}_{3(s)} = 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{O}^{2-}$



2.3. Durée de fonctionnement de l'électrolyseur

	Avance- ment	$4 \text{Al}^{3+} + 6 \text{O}^{2-} = 3 \text{O}_2 \text{(g)} + 4 \text{Al(s)}$				Quantité (en mol) d'électrons échangés
État initial	0	n_1	n_2	0	$n_{\text{Al}} = 0$	$n_{e^-} = 0$
État en cours de transformation	x	$n_1 - 4x$	$n_2 - 6x$	3x	$n_{\text{Al}} = 4x$	$n_{e^-} = 12x$
État final	x_f	$n_1 - 4x_f$	$n_2 - 6x_f$	3 x_f	$n_{\text{Al}} = 4x_f$	$n_{e^-} = 12x_f$

demi-équation de réduction: $(\text{Al}^{3+} + 3 e^- = \text{Al(s)}) \times 4$

demi-équation d'oxydation: $(2\text{O}^{2-} = \text{O}_2 \text{(g)} + 4 e^-) \times 3$



Au niveau microscopique, à chaque fois que la réaction a lieu une fois, ce sont 12 électrons qui sont échangés.

Au niveau macroscopique, la réaction a lieu x mol fois, ainsi ce sont $12x$ mol d'électrons qui sont échangés.

Expression littérale de la quantité d'électrons nécessaire à la production de la masse m d'aluminium

D'après le tableau d'avancement, pour produire $n_{Al} = 4x$ mol d'aluminium, il faut consommer $n_{e^-} = 12x$ mol d'électrons.

$$\text{Ainsi } n_{Al} = \frac{n_{e^-}}{3}, \text{ d'autre part } n_{Al} = \frac{m_{Al}}{M_{Al}} \quad \text{soit } \frac{m_{Al}}{M_{Al}} = \frac{n_{e^-}}{3} \quad \text{finalement } n_{e^-} = 3 \cdot \frac{m_{Al}}{M_{Al}}$$

2.3.2. Expression littérale de la quantité d'électricité Q consommée par l'électrolyseur jusqu'à son état final

D'après le tableau d'avancement $n_{e^-} = 12x_f$

Chaque mole d'électrons porte une charge égale à $N_A \cdot e$.

$$Q = n_{e^-} \cdot N_A \cdot e = 12 \cdot x_f \cdot N_A \cdot e$$

2.3.3.a. $n_{Al} = 4x_{fin}$ $\frac{m_{Al}}{M_{Al}} = 4x_{fin}$ $x_{fin} = \frac{m_{Al}}{4M_{Al}}$

$$x_{fin} = \frac{1,08 \cdot 10^6}{4 \times 27,0} = \frac{4,00 \cdot 10^{-2} \cdot 10^6}{4} = \mathbf{1,00 \cdot 10^4 \text{ mol}}$$

2.3.3.b. D'après les données $I = \frac{Q}{\Delta t}$, soit $\Delta t = \frac{Q}{I}$ et $Q = 12 \cdot x_{fin} \cdot N_A \cdot e$

$$\Delta t = \frac{12 \cdot x_{fin} \cdot N_A \cdot e}{I} \quad \Delta t = \frac{12 \times 1,00 \cdot 10^4 \times 1,0 \cdot 10^5}{1,0 \cdot 10^5} = 12,0 \cdot 10^4 \text{ s} \quad \Delta t = \frac{12,0 \cdot 10^4}{3600} = \frac{12,0 \cdot 10^4}{4,0 \cdot 10^3} \quad \Delta t = \mathbf{30 \text{ h}}$$