

1. Électrolyse d'une solution contenant des ions nickel Ni^{2+}

1.1. Généralités

1.1.1. Le générateur apporte, par sa borne $-$, des électrons qui permettent le dépôt de nickel métallique suivant la réaction $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Ni}_{(\text{s})}$.

1.1.2. À la borne $-$, il se produit une réduction donc elle constitue la cathode.

1.1.3. Au niveau de la borne $+$, le générateur « aspire » les électrons produits par une oxydation $\text{Ni}_{(\text{s})} = \text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^-$. La formation des ions Ni^{2+} à l'anode compense leur consommation à la cathode, ainsi la concentration en ions nickel est constante.

1.2. Durée de l'électrolyse

$$1.2.1. n(\text{Ni}) = \frac{m}{M(\text{Ni})}$$

$$n(\text{Ni}) = \frac{1,0}{59} = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

D'après l'équation de réduction $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{Ni}_{(\text{s})}$, on a $n(\text{Ni}) = \frac{n(\text{e}^-)}{2}$.

$$\text{Alors } n(\text{e}^-) = 2n(\text{Ni}) = 2 \frac{m}{M(\text{Ni})}$$

$$n(\text{e}^-) = 2 \times \frac{1,0}{59} = 3,4 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

1.2.2. $Q = n(\text{e}^-) \cdot N_A \cdot e$

$$Q = 2 \frac{m}{M(\text{Ni})} \cdot N_A \cdot e$$

$$Q = 2 \times \frac{1,0}{59} \times 6,0 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19} = 3,3 \times 10^3 \text{ C}$$

1.2.3. $Q = I \cdot \Delta t$

$$\Delta t = \frac{Q}{I} = 2 \frac{m \cdot N_A \cdot e}{M(\text{Ni}) \cdot I}$$

$$\Delta t = \frac{2 \times 1,0 \times 6,0 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}}{59 \times 6,0} = 5,4 \times 10^2 \text{ s soit environ 9 minutes.}$$

Remarque les expressions littérales complètes ne sont pas demandées, mais alors il ne faut pas procéder à des arrondis intermédiaires.

2. Titrage des ions nickel dans la solution d'électrolyse

2.1. Le titrage réalisé est indirect car la quantité de matière d'ions Ni^{2+} n'est pas déterminée directement mais on titre l'excès d'ions Y^{4-} .

2.2. L'équation support du titrage est $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Y}^{4-}_{(\text{aq})} = \text{ZnY}^{2-}_{(\text{aq})}$ réaction (2).

Avant l'équivalence : L'erenmeyer contient uniquement des ions Y^{4-} .

Les ions Ni^{2+} ont été précédemment totalement consommés par l'excès de Y^{4-} lors de la réaction totale (1).

Les ions Zn^{2+} versés sont consommés dès qu'ils tombent dans le milieu réactionnel.

Après l'équivalence : L'erenmeyer ne contient que des ions Zn^{2+} .

Les ions Y^{4-} ont été totalement consommés par les ions Zn^{2+} versés.

2.3. La solution est **bleue avant l'équivalence** (absence de Zn^{2+} et de Ni^{2+}), puis elle devient **rose au-delà de l'équivalence** à cause de l'apparition d'ions Zn^{2+} en excès.

2.4. D'après $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Y}^{4-}_{(\text{aq})} = \text{ZnY}^{2-}_{(\text{aq})}$ réaction (2), $n_{\text{rest}}(\text{Y}^{4-}) = n(\text{Zn}^{2+})_{\text{versée}}$

$$\begin{aligned} n_{\text{rest}}(\text{Y}^{4-}) &= [\text{Zn}^{2+}] \cdot V_E \\ n_{\text{rest}}(\text{Y}^{4-}) &= 6,45 \times 10^{-2} \times 6,1 \times 10^{-3} = 3,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \end{aligned}$$

2.5. $n_0(\text{Y}^{4-}) = n_{\text{réagi}}(\text{Y}^{4-}) + n_{\text{rest}}(\text{Y}^{4-})$

2.6. D'après la réaction (1) $\text{Ni}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Y}^{4-}_{(\text{aq})} = \text{NiY}^{2-}_{(\text{aq})}$, on a $n(\text{Ni}^{2+}) = n_{\text{réagi}}(\text{Y}^{4-})$

D'après 2.5. $n_{\text{réagi}}(\text{Y}^{4-}) = n_0(\text{Y}^{4-}) - n_{\text{rest}}(\text{Y}^{4-})$, alors $n(\text{Ni}^{2+}) = n_0(\text{Y}^{4-}) - n_{\text{rest}}(\text{Y}^{4-})$

$$n(\text{Ni}^{2+}) = 8,6 \times 10^{-4} - 3,9 \times 10^{-4} = 4,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Dans la solution diluée : $[\text{Ni}^{2+}]_2 = \frac{n(\text{Ni}^{2+})}{V_2}$

$$[\text{Ni}^{2+}]_2 = \frac{4,7 \times 10^{-4}}{10,0 \times 10^{-3}} = 4,7 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.7. La solution S_1 a été diluée vingt fois, donc $[\text{Ni}^{2+}]_1 = 20[\text{Ni}^{2+}]_2$

$[\text{Ni}^{2+}]_1 = 20 \times 4,7 \times 10^{-2} = 9,4 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ valeur conforme à celle annoncée.

La question 1 indique que la concentration en ions nickel est habituellement de l'ordre de 1 mol.L^{-1} or $[\text{Ni}^{2+}]_1 = 0,94 \approx 1 \text{ mol.L}^{-1}$ donc cette solution **est utilisable** pour l'électrolyse.