

TERMINALE SPÉCIALITÉ • PHYSIQUE-CHIMIE • CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE • CHAPITRE 10



R. RINGUET · 2026 – 2027

Contrôle B Électrolyse

Électrolyses industrielles : aluminium, chlore-soude, chromage ; quantités de matière, rendement faradique, bilans énergétiques et environnementaux

Durée : 1 h · calculatrice autorisée · 4 exercices indépendants · barème sur 20

Nom : Prénom : Classe : Note : / 20

★ CONSIGNES

Toute réponse est justifiée ; une expression littérale est attendue avant chaque application numérique, et les résultats sont donnés avec leur unité et un nombre adapté de chiffres significatifs.

Exercice 1 Questions de cours

4 pts ●●○

- 1.1** Un système chimique est dans un état où $Q_r > K$. Indiquer son sens d'évolution spontanée, puis expliquer ce qu'il faut faire pour le contraindre à évoluer dans l'autre sens et ce qui se passe lorsque l'on coupe le générateur.
- 1.2** Établir, à partir de $Q = I \Delta t = n(e^-) F$ et de la demi-équation $M^{z+} + z e^- \longrightarrow M$, l'expression de la masse m de métal déposé en fonction de M , I , Δt , z et F .
- 1.3** Pour chaque affirmation, recopier la seule proposition exacte.
- a) Pour une même quantité d'électricité, les quantités de métal déposées à partir d'ions Ag^+ , Cu^{2+} et Al^{3+} sont dans le rapport :
- a) ☐ 1 : 1 : 1 b) ☐ 1 : 2 : 3
c) ☐ 3 : 2 : 1 d) ☐ 1 : $\frac{1}{2}$: $\frac{1}{3}$
- b) Un rendement faradique de 25 % signifie que, pour déposer une masse donnée, il faut :
- a) ☐ quatre fois moins d'électricité b) ☐ quatre fois plus d'électricité
c) ☐ une tension quatre fois plus grande d) ☐ une durée quatre fois plus courte
- c) Lors de la recharge d'un accumulateur, l'électrode positive est :
- a) ☐ la cathode, siège d'une réduction b) ☐ l'anode, siège d'une oxydation
c) ☐ la cathode, siège d'une oxydation d) ☐ l'anode, siège d'une réduction
- 1.4** Vrai ou faux, en justifiant : (a) l'énergie électrique consommée par un électrolyseur se retrouve intégralement sous forme d'énergie chimique ; (b) doubler la tension d'un électrolyseur double la masse déposée pendant une durée donnée.

Exercice 2 L'aluminium par le procédé Hall-Hérout

6 pts ●●●

L'aluminium est produit par électrolyse de l'alumine Al_2O_3 dissoute dans de la cryolithe fondue à 960°C . L'aluminium liquide se dépose au fond de la cuve, qui joue le rôle de cathode; les anodes sont des blocs de carbone *consommés* par la réaction, avec dégagement de dioxyde de carbone. Une cuve fonctionne en continu sous $I = 3,50 \times 10^5 \text{ A}$ et $U = 4,2 \text{ V}$.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: Al 27,0 ; C 12,0 ; CO_2 44,0 • $1 \text{ kW}\cdot\text{h} = 3,6 \times 10^6 \text{ J}$

- 2.1** Écrire la demi-équation de réduction à la cathode (couple Al^{3+}/Al), puis la demi-équation d'oxydation à l'anode sachant qu'elle fait intervenir le carbone et les ions oxyde O^{2-} et qu'elle produit du dioxyde de carbone. En déduire l'équation globale du procédé.

- 2.2** Calculer la quantité d'électricité mise en jeu en 24 h, puis la masse théorique d'aluminium produite par la cuve, en tonnes.
- 2.3** Le rendement faradique de la cuve vaut 92 % : en déduire la production journalière réelle.
- 2.4** Calculer l'énergie électrique consommée par la cuve en 24 h, en $\text{kW}\cdot\text{h}$, puis l'énergie nécessaire par kilogramme d'aluminium produit.
- 2.5** Calculer la masse de carbone consommée aux anodes et la masse de dioxyde de carbone rejetée en 24 h. En déduire la masse de CO_2 émise par tonne d'aluminium réellement produite (on admettra que tous les électrons mis en jeu proviennent de l'oxydation du carbone).
- 2.6** Le recyclage de l'aluminium demande environ $0,70 \text{ kW}\cdot\text{h}\cdot\text{kg}^{-1}$. Calculer le pourcentage d'énergie économisée par rapport à la production primaire et commenter l'enjeu environnemental.

Exercice 3 Le procédé chlore-soude

5 pts ●●●○

Une cellule à membrane électrolyse une saumure (solution concentrée de chlorure de sodium) et produit simultanément du dichlore, du dihydrogène et de l'hydroxyde de sodium. La figure 1 donne la masse d'hydroxyde de sodium produite par la cellule au cours d'une journée de travail. La tension aux bornes de la cellule vaut $U = 3,2 \text{ V}$.

- 3.1** Écrire les demi-équations aux deux électrodes, puis l'équation globale du procédé. Préciser le gaz recueilli à l'anode et celui recueilli à la cathode.
- 3.2** Déterminer graphiquement la masse d'hydroxyde de sodium produite en 8,0 h, puis le coefficient directeur de la droite en $\text{kg}\cdot\text{h}^{-1}$ et en $\text{g}\cdot\text{s}^{-1}$.
- 3.3** En déduire la quantité d'hydroxyde de sodium formée chaque seconde, puis l'intensité du courant traversant la cellule.
- 3.4** Calculer les volumes de dichlore et de dihydrogène produits en 8,0 h, exprimés en m^3 .
- 3.5** Calculer l'énergie électrique consommée en 8,0 h, puis l'énergie nécessaire par kilogramme d'hydroxyde de sodium produit.

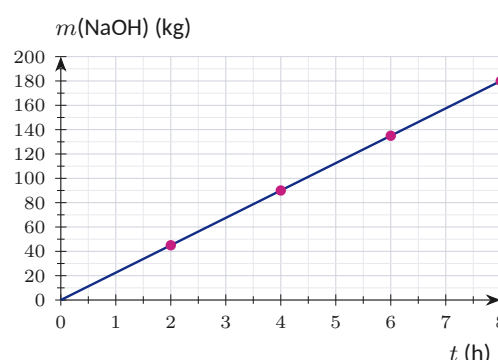


Figure 1 — Hydroxyde de sodium produit par la cellule

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $1 \text{ kW}\cdot\text{h} = 3,6 \times 10^6 \text{ J}$

Exercice 4 Chromer un pare-chocs

5 pts ●●●○

Le chromage décoratif dépose une très fine couche de chrome à partir d'un bain d'ions dichromate, selon $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{ H}^+(\text{aq}) + 12 \text{ e}^- \longrightarrow 2 \text{ Cr}(\text{s}) + 7 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$. On souhaite recouvrir un pare-chocs de surface totale $S = 0,50 \text{ m}^2$ d'une couche de chrome d'épaisseur $e = 0,30 \mu\text{m}$. Ces bains sont réputés pour leur très faible rendement faradique : ici $\rho = 15 \%$.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $M(\text{Cr}) = 52,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $\rho(\text{Cr}) = 7,19 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

- 4.1** Indiquer sur quelle électrode le pare-chocs doit être placé et à quelle borne du générateur elle est reliée. Combien d'électrons faut-il pour déposer une mole de chrome ?
- 4.2** Calculer le volume, puis la masse de chrome à déposer, et enfin la quantité de matière correspondante.
- 4.3** En déduire la quantité d'électricité théoriquement nécessaire, puis la quantité d'électricité réellement consommée compte tenu du rendement faradique.
- 4.4** L'atelier dispose d'un générateur débitant $I = 50 \text{ A}$. Calculer la durée du chromage, en minutes.
- 4.5** Le reste du courant sert à réduire les ions H^+ du bain en dihydrogène. Écrire la demi-équation correspondante, calculer la quantité d'électrons ainsi consommée, puis le volume de dihydrogène dégagé. Expliquer pourquoi ces ateliers doivent être équipés d'une aspiration efficace au-dessus des cuves.