

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



R. RINGUET · 2026 – 2027

Exercices 1 Électrolyse

Les bases : transformation forcée, électrolyseur, réactions aux électrodes, quantité d'électricité, masse déposée et volume de gaz, rendement faradique

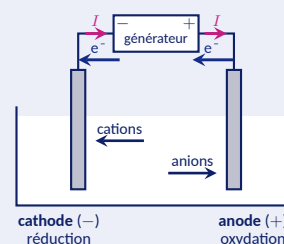
10 exercices · niveau ●○○ · durée conseillée : 1 h 45 · calculatrice autorisée

★ À RETENIR — Ce qu'il faut savoir faire à la fin de la feuille

- Reconnaître une transformation *forcée* avec le critère Q_r / K ; identifier anode et cathode d'un électrolyseur et les produits formés ; écrire les demi-équations et l'équation globale ; placer le sens du courant, des électrons et des ions.
- Relier $Q = I \Delta t = n(e^-) F$ aux quantités formées (masse déposée, volume de gaz), à la durée ou à l'intensité ; calculer un rendement faradique.

■ RAPPEL — Le formulaire du chapitre

- Transformation forcée** : un générateur impose au système une évolution *en sens inverse* du sens spontané prévu par le critère Q_r / K du chapitre 7.
- Électrolyseur** : borne + → **anode (oxydation)** ; borne - → **cathode (réduction)**. Dans les fils, le courant sort de la borne + et les électrons circulent en sens inverse ; dans la solution, les *cations* migrent vers la cathode et les *anions* vers l'anode.
- Quantité d'électricité** pendant Δt , à intensité I constante : $Q = I \Delta t = n(e^-) \times F$ (Q en C, I en A, Δt en s), avec $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$. Les demi-équations donnent les quantités formées : pour $M^{z+} + z e^- \longrightarrow M$, $n(M) = n(e^-)/z$, soit $m = \frac{M I \Delta t}{z F}$.
- Rendement faradique** : $\rho = m_{\text{obtenue}} / m_{\text{théorique}}$, inférieur à 1 dès qu'une partie du courant sert à une autre réaction.



Exercice 1 Lire un schéma d'électrolyseur

●○○

Deux électrodes de graphite plongent dans une solution de bromure de zinc ($\text{Zn}^{2+} + 2 \text{Br}^-$) et sont reliées à un générateur de tension continue (figure 1). Après quelques minutes, un dépôt gris de zinc apparaît sur E_1 et une coloration orangée de dibrome se développe autour de E_2 .

- 1.1 Identifier l'anode et la cathode, préciser la borne à laquelle chacune est reliée et le type de réaction dont elle est le siège ; écrire les deux demi-équations, puis l'équation globale.
- 1.2 Reproduire le schéma et y porter le sens du courant dans les fils, celui des électrons et celui de migration des ions Zn^{2+} et Br^- . Le transport des charges dans la solution est-il assuré par des électrons ?

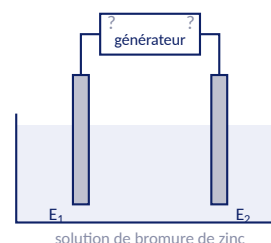


Figure 1 — Électrolyse d'une solution de bromure de zinc

Exercice 2 Pourquoi faut-il un générateur ?

●○○

Une lame de cuivre plonge dans une solution de sulfate de cuivre(II) où $[\text{Cu}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, une lame de zinc dans une solution de sulfate de zinc où $[\text{Zn}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; les deux solutions sont reliées par un pont salin. On considère la transformation d'équation $\text{Cu(s)} + \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn(s)}$, de constante d'équilibre $K = 5,0 \times 10^{-38}$ à 25°C .

- 2.1 Écrire l'expression du quotient de réaction en justifiant l'absence des deux métaux, calculer $Q_{r,i}$, puis prévoir le sens d'évolution spontanée : quelle lame voit sa masse augmenter ?
- 2.2 On souhaite au contraire dissoudre le cuivre et déposer du zinc : expliquer pourquoi cela exige un générateur, puis dire quelle lame est alors l'anode, quelle lame est la cathode, et à quelle borne chacune est reliée.

Exercice 3 Quantité d'électricité, quantité d'électrons

●○○

- 3.1 Un électrolyseur est parcouru par un courant constant $I = 0,200 \text{ A}$ pendant $\Delta t = 25,0 \text{ min}$: calculer Q , puis $n(e^-)$. Une deuxième électrolyse a mis en jeu $Q = 1,93 \times 10^3 \text{ C}$: déterminer $n(e^-)$.
- 3.2 Une troisième doit faire circuler $n(e^-) = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}$ sous $I = 1,50 \text{ A}$: calculer sa durée en secondes puis en minutes, et vérifier par une analyse dimensionnelle que $I \Delta t$ est homogène à une charge.

Exercice 4 L'électrolyse de l'eau

●●○

On électrolyse de l'eau additionnée d'hydroxyde de potassium entre deux électrodes inattaquables : il se dégage du dihydrogène à la cathode et du dioxygène à l'anode. Durée $\Delta t = 20,0 \text{ min}$ sous $I = 1,50 \text{ A}$; couples $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$ et O_2/HO^- , les ions HO^- étant en abondance.

■ DONNÉES $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 4.1 Écrire la demi-équation de réduction à la cathode et celle d'oxydation à l'anode ; en déduire l'équation globale et vérifier que l'hydroxyde de potassium n'y intervient pas.
- 4.2 Calculer Q et $n(e^-)$, puis les quantités et les volumes de dihydrogène et de dioxygène formés, ainsi que la masse d'eau décomposée.
- 4.3 Montrer que le rapport $V(\text{H}_2)/V(\text{O}_2)$ ne dépend ni de la durée ni de l'intensité, et donner sa valeur.

Exercice 5 Cuivrer une pièce d'acier

●●○

Une pièce d'acier de surface totale $S = 100 \text{ cm}^2$ sert de cathode dans un bain de sulfate de cuivre, l'anode étant une plaque de cuivre attaquable ; l'électrolyse dure $\Delta t = 30,0 \text{ min}$ sous $I = 1,20 \text{ A}$.

■ DONNÉES $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $\rho(\text{Cu}) = 8,96 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

- 5.1 Écrire les demi-équations aux deux électrodes ; comment la concentration en ions cuivre(II) du bain évolue-t-elle ? Justifier.
- 5.2 Calculer Q , $n(e^-)$, la quantité puis la masse de cuivre déposée ; le dépôt étant uniforme, calculer son épaisseur en micromètres.

Exercice 6 Électrolyser de l'eau salée

●●○

On électrolyse une solution concentrée de chlorure de sodium entre deux électrodes de titane : il se dégage du dichlore Cl_2 à l'anode et du dihydrogène à la cathode, et la solution devient fortement basique. Durée $1 \text{ h } 30 \text{ min}$ sous $I = 2,00 \text{ A}$.

■ DONNÉES $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 6.1 Écrire les demi-équations aux deux électrodes, puis l'équation globale ; quelle espèce rend la solution finale basique ?
- 6.2 Calculer Q et $n(e^-)$, puis les volumes de dichlore et de dihydrogène dégagés et la masse d'hydroxyde de sodium produite. Des deux ions du chlorure de sodium, un seul est consommé : lequel, et vers quelle électrode migre-t-il ?

Exercice 7 Suivre un dépôt au cours du temps



Une électrode est cuivrée sous intensité constante dans un bain de sulfate de cuivre ; sortie, séchée et pesée à intervalles réguliers, elle fournit la figure 2.

- 7.1 Justifier, à partir de $m = \frac{M I t}{z F}$, que la courbe est une droite passant par l'origine.
- 7.2 Déterminer graphiquement son coefficient directeur en $\text{g} \cdot \text{min}^{-1}$ puis en $\text{g} \cdot \text{s}^{-1}$; en déduire l'intensité imposée au bain.
- 7.3 Calculer la durée nécessaire pour déposer 3,00 g de cuivre dans les mêmes conditions ; que devient-elle si l'on double l'intensité ?

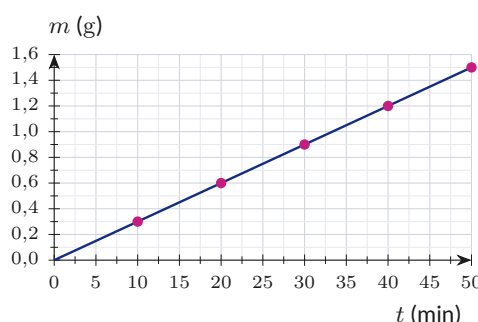


Figure 2 — Masse de cuivre déposé au cours du temps

■ DONNÉES $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 8 Un rendement faradique



Une pièce d'acier est zinguée : cathode d'un bain de sulfate de zinc, elle se recouvre de zinc selon $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{s})$. L'électrolyse dure 20,0 min sous $I = 5,00 \text{ A}$; pesée avant et après, la pièce a gagné $m_{\text{exp}} = 1,83 \text{ g}$.

■ DONNÉES $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ • $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 8.1 Calculer Q , puis la masse m_{th} de zinc déposée si tous les électrons réduisaient les ions zinc ; définir et calculer le rendement faradique ρ .
- 8.2 À la cathode, l'eau est réduite en même temps avec dégagement de dihydrogène : écrire la demi-équation correspondante, expliquer en quoi elle rend compte du rendement obtenu, puis calculer la quantité d'électrons qu'elle consomme et le volume de dihydrogène dégagé.

Exercice 9 Argenter des couverts



Un atelier dépose $m = 2,50 \text{ g}$ d'argent sur un lot de couverts, qui constituent la cathode d'un bain contenant des ions argent, assimilés ici à des ions Ag^+ . On donne $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- 9.1 Écrire la demi-équation de dépôt de l'argent, puis calculer la quantité d'argent déposée, la quantité d'électrons correspondante et la quantité d'électricité Q nécessaire.
- 9.2 L'électrolyse est menée sous $I = 0,500 \text{ A}$: calculer sa durée en heures et minutes. Quelle intensité faudrait-il imposer pour la ramener à 30,0 min ?
- 9.3 L'anode est une plaque d'argent qui se dissout au fur et à mesure. Écrire la demi-équation correspondante et indiquer la variation de masse de cette plaque pendant l'opération.

Exercice 10 Recharger un accumulateur



Un accumulateur nickel-métal-hydrure de tension nominale $U = 1,2 \text{ V}$ porte l'indication « 2 000 mA·h » : c'est la quantité d'électricité qu'il peut débiter avant d'être déchargé. On le recharge avec un chargeur délivrant un courant constant $I = 400 \text{ mA}$.

- 10.1 Lorsqu'il débite dans un appareil, l'accumulateur fonctionne en pile ; pendant la recharge, il fonctionne en électrolyseur. Expliquer ce que le chargeur impose au système et à quelle borne de l'accumulateur la borne + du chargeur doit être reliée. L'électrode positive de l'accumulateur est-elle l'anode ou la cathode pendant la recharge ?
- 10.2 Convertir la capacité annoncée en coulombs, puis calculer la quantité de matière d'électrons échangée lors d'une recharge complète et la durée théorique de cette recharge.
- 10.3 Le rendement faradique de la recharge vaut 85 % : calculer la durée réelle nécessaire. Calculer enfin l'énergie électrique stockée, en joules puis en $\text{W} \cdot \text{h}$, et commenter l'intérêt de ce mode de stockage de l'énergie.