

Électrolyse forcée

Exercices de sciences physiques - niveau Terminale

Vingt exercices progressifs sur l'électrolyse forcée : critère d'évolution, polarité des électrodes, demi-équations, quantités d'électricité, masses déposées, volumes de gaz, accumulateurs et applications industrielles. Données : $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; volume molaire des gaz $24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$. Ensuite, recherche seul(e) avant de consulter le corrigé séparé.

Puis, cette fiche d'exercices est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les exercices sur l'électrolyse forcée

Exercice 1 : Questions de cours

1. Qu'appelle-t-on transformation forcée ?
2. Comment impose-t-on le sens d'une électrolyse ?
3. À quelle borne du générateur sont reliées l'anode et la cathode d'un électrolyseur ? Quelle réaction a lieu à chacune ?
4. Par ailleurs, écris les demi-équations de l'électrolyse du chlorure de cuivre(II).
5. Puis donne la relation entre la quantité de cuivre déposé, I , Δt et F .

Exercice 2 : Vrai ou faux ?

Dis si chaque affirmation est vraie ou fausse et justifie.

- a. Ensuite, une électrolyse est une transformation spontanée.
- b. Puis dans un électrolyseur, l'anode est reliée à la borne + du générateur.
- c. À la cathode a lieu une oxydation.
- d. Au cours d'une électrolyse, Q_r s'éloigne de K .
- e. De plus, les électrons traversent la solution d'électrolyte.
- f. Ensuite, la masse de métal déposée est proportionnelle à la charge Q .
- g. Par ailleurs, un accumulateur en charge fonctionne en électrolyseur.

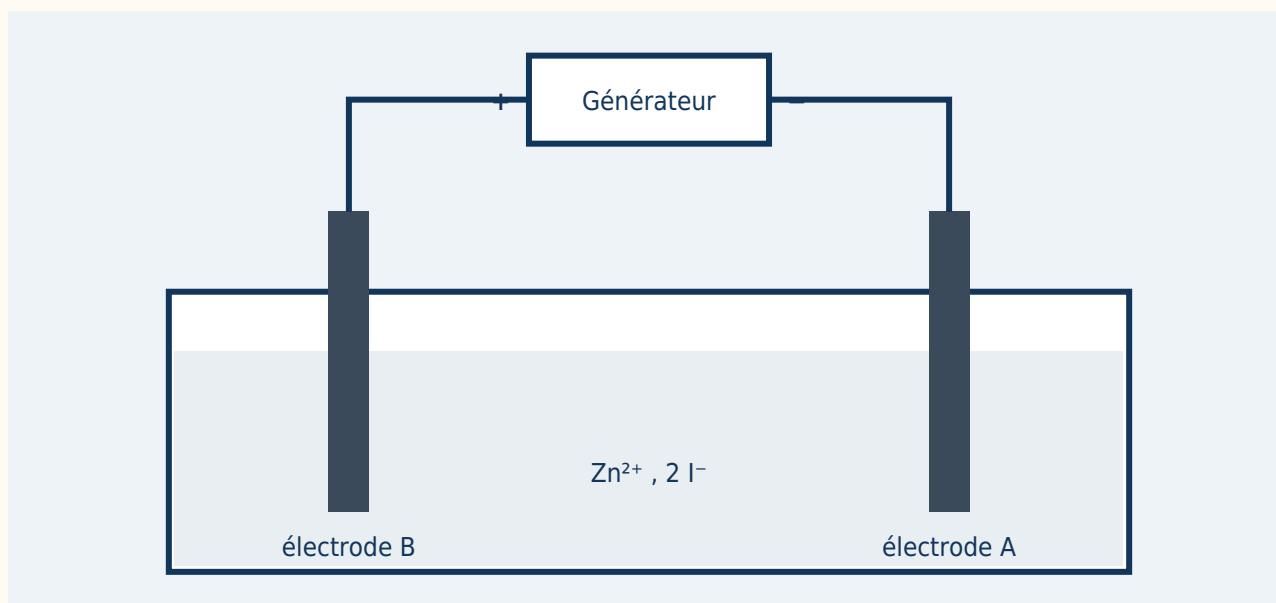
Exercice 3 : Spontané ou forcé ?

Ainsi, pour $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$, $K = 2 \times 10^{37}$. Puis pour chaque système, calcule Q_r , indique le sens d'évolution spontanée puis dis si le sens inverse serait spontané ou forcé :

- Également, $[\text{Zn}^{2+}] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Cu}^{2+}] = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- $[\text{Zn}^{2+}] = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Cu}^{2+}] = 5 \times 10^{-38} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (pile usée) ;
- $[\text{Zn}^{2+}] = 0,80 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Cu}^{2+}] = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Exercice 4 : Électrolyse de l'iodure de zinc

Par ailleurs, on électrolyse une solution d'iodure de zinc ($\text{Zn}^{2+}, 2 \text{I}^-$) avec deux électrodes de graphite, A et B, selon le schéma. Ensuite, les couples sont Zn^{2+}/Zn et I_2/I^- .



Électrolyseur : la borne + du générateur est reliée à l'électrode B, la borne - à l'électrode A.

- Quelle électrode est l'anode ? Puis la cathode ? De plus, justifie.
- Ensuite, écris les demi-équations et l'équation de la réaction.
- Par ailleurs, indique le sens de circulation des électrons dans les fils et des ions dans la solution.
- Que observe-t-on aux électrodes ?

Exercice 5 : Électrolyse de l'eau

De plus, on électrolyse de l'eau acidulée. Aux électrodes se dégagent du dihydrogène et du dioxygène.

- Puis écris les demi-équations de formation de H_2 (couple H^+/H_2) et de O_2 (couple

O_2/H_2O).

2. Précise celle qui se produit à l'anode et celle qui se produit à la cathode.
3. Ensuite, écris l'équation de la réaction en équilibrant les électrons.
4. Quel est le rapport des volumes de gaz recueillis ? Comment identifier chaque gaz ?

Exercice 6 : Quantité d'électricité

Donc, un électrolyseur est parcouru par un courant constant de 2,0 A pendant 15 min.

1. Convertis la durée en secondes.
2. Puis calcule la charge Q .
3. De plus, calcule la quantité d'électrons $n(e^-)$ transférés.

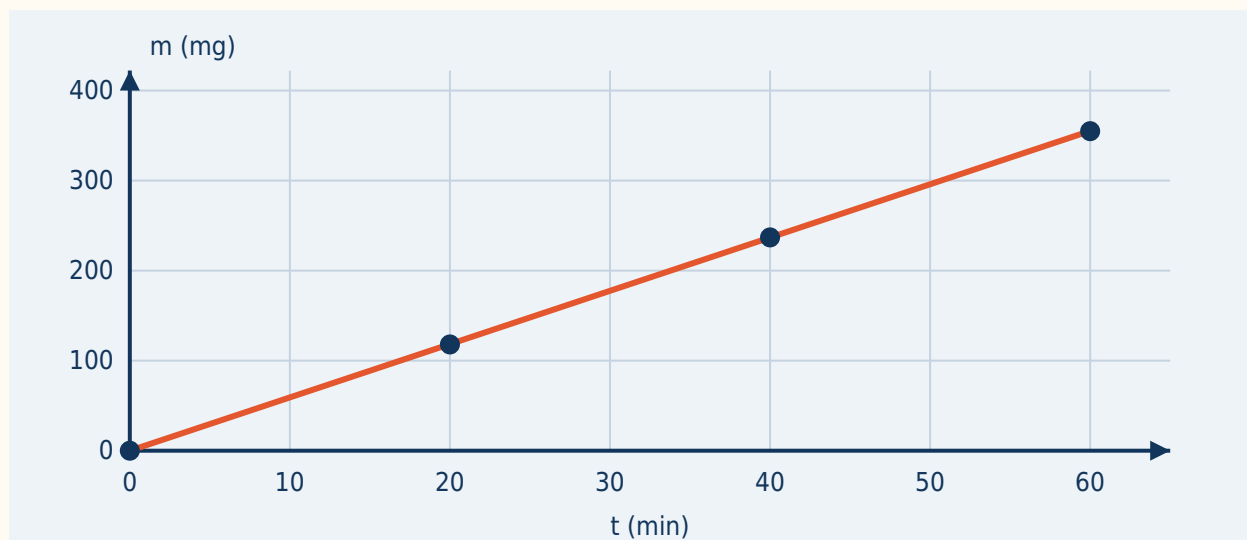
Exercice 7 : Le cuivrage

Enfin, une pièce reliée à la borne – d'un générateur plonge dans une solution de sulfate de cuivre(II). Ensuite, on veut déposer 1,0 g de cuivre avec $I = 0,80$ A.

1. Par ailleurs, écris la demi-équation à la cathode.
2. Puis calcule la quantité de cuivre à déposer.
3. Ensuite, calcule la charge Q nécessaire.
4. Puis en déduis la durée de l'électrolyse en secondes puis en minutes.

Exercice 8 : Masse déposée en fonction du temps

Ensuite, on a mesuré la masse de cuivre déposée à la cathode au cours du temps pour un courant constant I inconnu.



Masse de cuivre déposée à la cathode en fonction de la durée.

1. Quelle relation lie m et t ? De plus, justifie avec le graphique.
2. Ensuite, calcule le coefficient directeur en $\text{mg} \cdot \text{min}^{-1}$ puis en $\text{g} \cdot \text{s}^{-1}$.
3. Par ailleurs, exprime I en fonction de ce coefficient, de M , z et F , puis calcule I .
4. Quelle masse serait déposée en 45 min ?

Exercice 9 : L'argenture d'une cuillère

Puis, une cuillère reliée à la borne – est plongée dans une solution de nitrate d'argent. Puis on impose $I = 0,50 \text{ A}$ pendant 20 min. Données : surface totale à recouvrir $S = 40 \text{ cm}^2$; masse volumique de l'argent $\rho = 10,5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

1. Ensuite, écris la demi-équation de dépôt.
2. Puis calcule la masse d'argent déposée.
3. De plus, en déduis le volume d'argent et l'épaisseur moyenne de la couche, en micromètres.

Exercice 10 : Volumes de gaz

Ainsi, un électrolyseur d'eau acidulée est parcouru par $I = 5,0 \text{ A}$ pendant 1,0 h.

1. Ensuite, calcule $n(e^-)$.
2. Par ailleurs, calcule les quantités de H_2 et O_2 formés puis leurs volumes.
3. Quelle quantité d'eau a été décomposée ? Puis donne sa masse.

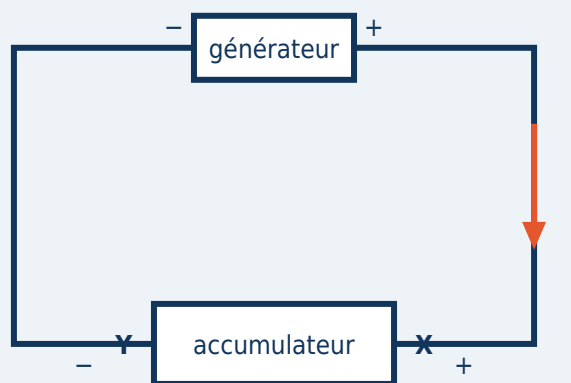
Exercice 11 : Rendement faradique

Par ailleurs, dans l'électrolyse du chlorure de cuivre(II) à $I = 0,50 \text{ A}$ pendant 30 min, on a mesuré 0,270 g de cuivre déposé.

1. Ensuite, calcule la masse théorique de cuivre.
2. Définis et calcule le rendement faradique.
3. Propose deux raisons qui expliquent un rendement inférieur à 100 %.

Exercice 12 : Charge d'un accumulateur

De plus, un accumulateur est rechargé avec un courant $I = 0,80 \text{ A}$ pendant 3,0 h, selon le schéma ci-dessous. L'électrode X est l'électrode positive de l'accumulateur.



Charge d'un accumulateur : le courant arrive par l'électrode positive X.

1. Quel est le sens des électrons dans le fil reliant le générateur à l'électrode Y ?
2. Pendant la charge, X est-elle l'anode ou la cathode ? Quelle réaction y a-t-il ?
3. Même question pour Y.
4. Que deviennent ces rôles pendant la décharge ?
5. Puis calcule la charge Q et $n(e^-)$ échangés pendant la charge.

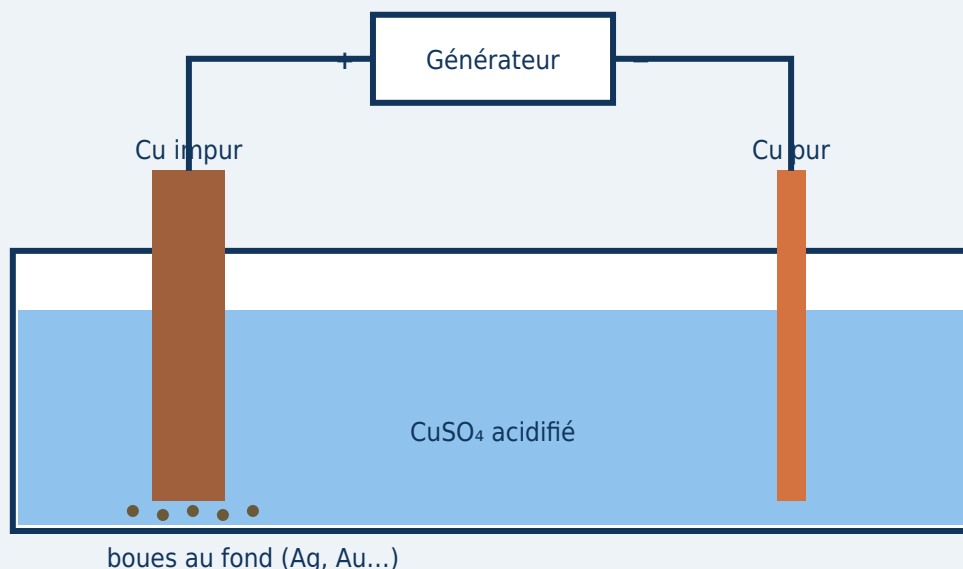
Exercice 13 : Charger un smartphone

Donc, la batterie d'un smartphone a une capacité de 3 000 mA·h. De plus, le chargeur impose $I = 1,5$ A et on admet un rendement de charge de 90 %.

1. Convertis la capacité en coulombs.
2. Ensuite, calcule la durée de charge si le rendement était de 100 %.
3. Par ailleurs, calcule la durée réelle avec le rendement de 90 %, en heures et minutes.
4. Quelle quantité d'électrons est stockée à pleine charge ?

Exercice 14 : L'affinage du cuivre

Enfin, le cuivre impur est affiné par électrolyse : une plaque de cuivre impur (contenant un peu d'argent et d'or) sert d'anode, une plaque de cuivre pur de cathode, dans une solution acidifiée de sulfate de cuivre(II).



Cuve d'affinage du cuivre : le cuivre impur se dissout, le cuivre pur se dépose.

1. Quelle plaque est l'anode ? Puis la cathode ? Ensuite, écris les demi-équations.
2. Pourquoi la concentration en Cu^{2+} reste-t-elle pratiquement constante ?
3. Pourquoi l'argent et l'or se retrouvent-ils au fond de la cuve ?
4. Puis une cuve industrielle est parcourue par $I = 5,0 \times 10^3 \text{ A}$ pendant 24 h. De plus, calcule la masse de cuivre pur déposée.

Exercice 15 : Corriger les erreurs

Ensuite, chaque phrase contient une erreur. Recopie-la en la corrigeant.

- a. Ensuite, dans un électrolyseur, l'anode est reliée à la borne – du générateur.
- b. À la cathode a lieu une oxydation.
- c. Par ailleurs, pour déposer le double de masse de métal, il faut diviser la durée par deux (I constant).
- d. Puis la charge d'une mole d'électrons est de $1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.
- e. Au cours d'une électrolyse, Q_r se rapproche de K .

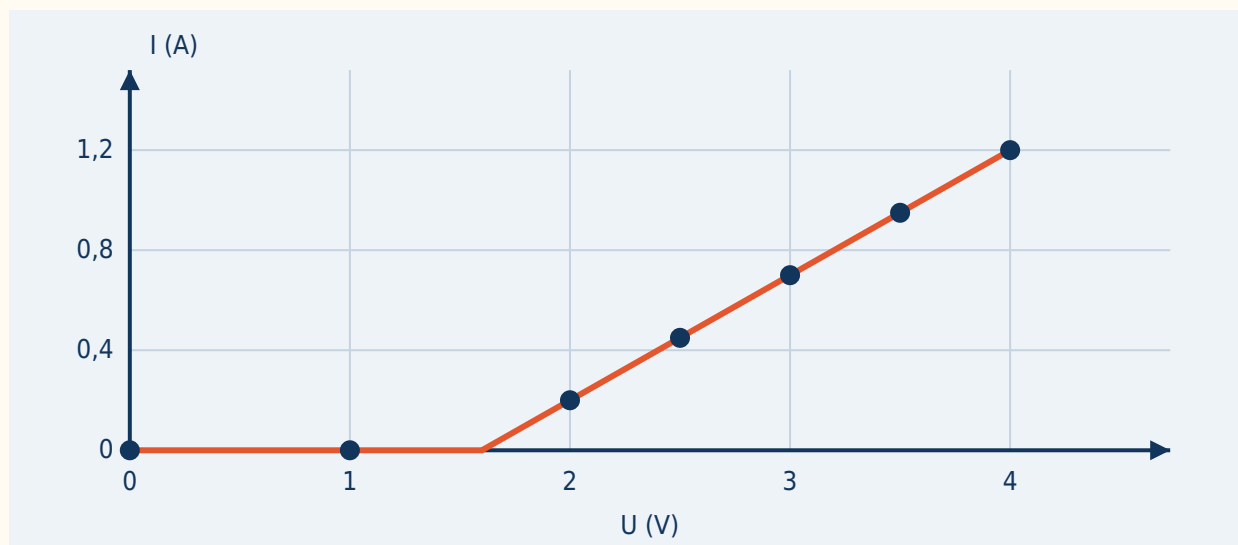
Exercice 16 : L'industrie du chlore

Puis, on électrolyse 500 mL d'une solution de chlorure de sodium avec $I = 10 \text{ A}$ pendant 10 min. À l'anode : $2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^-$; à la cathode : $2 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{ HO}^-$.

1. Ensuite, écris l'équation de la réaction.
2. Puis calcule $n(\text{e}^-)$ puis les volumes de dichlore et de dihydrogène ($24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$).
3. De plus, calcule la concentration en HO^- dans la solution finale et le pH ($\text{p}K_e = 14$, on néglige la variation de volume).

Exercice 17 : Seuil de tension d'un électrolyseur

Ainsi, on a relevé l'intensité I traversant un électrolyseur d'eau en fonction de la tension U appliquée.



Intensité dans l'électrolyseur en fonction de la tension appliquée.

1. Ensuite, détermine la tension de seuil U_s en dessous de laquelle aucune électrolyse n'a lieu.
2. Au-delà du seuil, $I = (U - U_s) \div R'$. Par ailleurs, détermine R' à partir de deux points.
3. Quelle intensité traverse l'électrolyseur pour $U = 3,2$ V ?
4. Puis pour $U = 3,0$ V, calcule la puissance électrique reçue, la puissance dissipée par effet Joule ($R' I^2$) et la puissance « chimique » $U_s \times I$.

Exercice 18 : Énergie dépensée pour produire du dihydrogène

Par ailleurs, un électrolyseur fonctionne sous $U = 3,0$ V avec $I = 0,70$ A pendant 1,0 h.

1. Ensuite, calcule l'énergie électrique reçue $E = U \times I \times \Delta t$, en joules.
2. Puis calcule la quantité et le volume de dihydrogène formé ($24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$).
3. De plus, calcule l'énergie dépensée par litre de dihydrogène, puis par mètre cube en $\text{kW} \cdot \text{h}$ ($1 \text{ kW} \cdot \text{h} = 3,6 \times 10^6 \text{ J}$).

Exercice 19 : Nickelage d'une pièce

De plus, on veut recouvrir une pièce d'une couche de nickel de $20 \mu\text{m}$ d'épaisseur sur une surface de 120 cm^2 . Données : $\rho(\text{Ni}) = 8,9 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$; $\text{Ni}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Ni}$; $I = 2,0$ A.

Détermine la durée de l'électrolyse en minutes. Détaille la démarche : volume, masse, quantité de matière, charge, durée.

Exercice 20 : Régénérer une pile Daniell

Donc, une pile Daniell est usée ($Q_r = K$). Ensuite, on la relie à un générateur qui impose un courant $I = 0,10 \text{ A}$ pendant $5,0 \text{ h}$.

1. Comment faut-il relier les électrodes aux bornes du générateur pour inverser la transformation ?
2. Par ailleurs, écris les demi-équations qui ont alors lieu et dis dans quel sens évolue Q_r .
3. Puis calcule la masse de zinc régénérée.
4. Pourquoi une pile jetable ne peut-elle pas être rechargée de cette façon, alors qu'un accumulateur le peut ?

Tout le chapitre « Électrolyse et transformations forcées » en terminale

- Le cours : Électrolyse et transformations forcées
- Le corrigé des exercices : Électrolyse et transformations forcées
- Le TP : Électrolyse et transformations forcées
- Le corrigé du TP : Électrolyse et transformations forcées
- Le QCM : Électrolyse et transformations forcées

Chapitre précédent : Évolution spontanée et piles (exercices)

Chapitre suivant : Stratégie de synthèse organique (exercices)

Retrouve aussi tous les exercices de sciences physiques en terminale et le programme complet de sciences physiques en terminale.