BURHAN

Transformations forcées : l'électrolyse : exercices, niveau examen

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

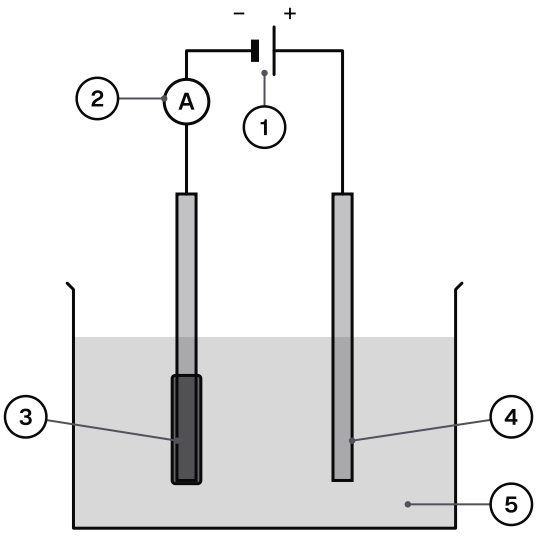
Corrigé détaillé en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/transformations-forcees-electrolyse/exercices/examen

Chapitre	Palier	Exercices
Transformations forcées : l'électrolyse	Niveau examen	5

Exercice 1 6,25 pts

Nickelage à anode soluble d'une pièce d'acier

Un atelier protège des pièces d'acier par un dépôt de nickel. La pièce à nickeler et une plaque de nickel plongent dans une solution de sulfate de nickel(II) ; un générateur de tension continue impose le courant (document). Pendant l'opération, la pièce se couvre de nickel et la plaque s'amincit, sans dégagement gazeux à l'anode. Les deux parties sont indépendantes.



Nickelage d'une pièce d'acier face à une plaque de nickel ; la plaque se dissout et aucun produit ne se forme de ce côté

1 : générateur de tension continue

2 : ampèremètre

3 : pièce d'acier à nickeler

4 : plaque de nickel

5 : solution de sulfate de nickel(II) $(\mathrm{Ni^{2+}} + \mathrm{SO_4^{2-}})$

1. 0,5 pts

Partie A : Électrodes et équations du nickelage

D'après le schéma, quelle électrode est reliée à la borne positive du générateur ? En déduire l'anode et la cathode, et contrôler avec les observations.

INDICE

La borne positive du générateur est reliée à l'électrode où se produit une oxydation.

2. 0,75 pts

Donner la demi-équation qui se produit sur la plaque, puis celle qui se produit sur la pièce.

INDICE

À l'anode soluble, c'est le métal de la plaque qui perd des électrons ; à la cathode, ce sont ses ions qui en gagnent.

3. 0,5 pts

Écrire l'équation bilan de l'électrolyse et préciser z. Pourquoi parle-t-on d'électrolyse à anode soluble ?

INDICE

Additionner les deux demi-équations et regarder ce que deviennent les ions nickel(II).

4. 0,75 pts

Montrer que la concentration en ions nickel(II) de la solution reste constante pendant le nickelage.

INDICE

Comparer, pendant une même durée, la quantité d'ions nickel(II) produits à l'anode et celle consommée à la cathode.

5. 0,5 pts

Le schéma comporte un ampèremètre. Comment est-il branché, et pourquoi surveille-t-on l'intensité pendant le dépôt ?

INDICE

Un appareil qui mesure l'intensité est traversé par tout le courant ; la masse déposée dépend de la charge reçue.

6. 0,5 pts

Partie B : Durée du dépôt d'une couche de nickel

On veut déposer une couche uniforme d'épaisseur $e = 10{,}0\,\mu\text{m}$ sur une surface $S = 1{,}20 \times 10^{2}\,\text{cm}^{2}$, avec un courant d'intensité constante $I = 3{,}00\,\text{A}$. À la cathode, les ions nickel(II) captent deux électrons par atome déposé, et l'anode de nickel s'oxyde en même quantité.

Données : $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\,\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Ni}) = 58{,}7\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $\rho(\text{Ni}) = 8{,}90\,\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$; $1\,\mu\text{m} = 10^{-4}\,\text{cm}$.

Calculer la masse de nickel à déposer.

INDICE

La masse d'une couche uniforme se tire de son volume, produit de la surface par l'épaisseur, et de la masse volumique.

7. 0,75 pts

Dresser le tableau d'avancement du nickelage, puis calculer la quantité de nickel à déposer et la quantité d'électrons nécessaire.

INDICE

Le nickel passe de la plaque à la pièce ; la colonne des électrons porte deux électrons par atome transporté.

8. 1,25 pts

En déduire la durée Δt du dépôt, en secondes puis en minutes.

INDICE

La charge reçue pendant la durée cherchée doit être celle des électrons nécessaires au dépôt.

9. 0,75 pts

En réalité, de fines bulles de dihydrogène apparaissent sur la pièce : une partie des électrons sert à réduire l'eau à la cathode, et le rendement du dépôt vaut $r = 0{,}920$. Quelle durée faut-il prévoir pour obtenir la même épaisseur ?

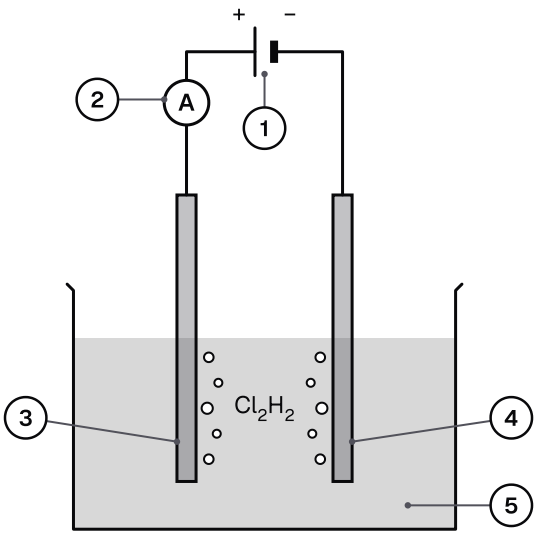
INDICE

Avec un rendement inférieur à un, il faut plus de charge pour la même masse : la durée réelle se compare à la durée calculée sans perte.

Exercice 2 6,75 pts

Saumure : dichlore, dihydrogène et soude

L'électrolyse de la saumure, solution concentrée de chlorure de sodium, fournit à la fois du dichlore, du dihydrogène et de la soude. On la reproduit au laboratoire avec le montage du document. On observe un gaz jaune-vert à l'odeur suffocante sur l'électrode de graphite, et un gaz incolore, qui détone à l'approche d'une flamme, sur l'électrode d'acier ; autour de cette dernière, quelques gouttes de phénolphtaléine prennent une teinte rose. Les deux parties sont indépendantes.



Électrolyse de la saumure entre une électrode de graphite et une électrode d'acier

1 : générateur de tension continue

2 : ampèremètre

3 : électrode de graphite

4 : électrode d'acier

5 : saumure $(Na^+ + Cl^-)$

1. 0,5 pts

Partie A : Électrodes, équations et sécurité

Identifier l'anode et la cathode à l'aide du schéma.

INDICE

L'électrode reliée à la borne positive du générateur est le siège d'une oxydation.

2. 0,75 pts

Traduire par une demi-équation chacune des deux transformations observées.

INDICE

Le gaz jaune-vert provient des ions chlorure ; à la cathode, c'est le solvant qui est réduit.

3. 0,5 pts

Écrire l'équation bilan de l'électrolyse de la saumure ; préciser z.

INDICE

Les deux demi-équations échangent le même nombre d'électrons.

4. 0,5 pts

Expliquer les deux observations faites près de l'électrode d'acier.

INDICE

Associer chaque observation au produit qu'elle révèle : un gaz et un ion.

5. 0,75 pts

Proposer trois précautions de sécurité pour cette électrolyse.

INDICE

Penser à la toxicité d'un des gaz, à l'inflammabilité de l'autre et au caractère corrosif de la solution obtenue.

6. 1,25 pts

Partie B : Bilan d'une électrolyse de laboratoire

On électrolyse $V = 250\,\text{mL}$ de saumure sous une intensité constante $I = 1{,}20\,\text{A}$ pendant $\Delta t = 22{,}0\,\text{min}$. Le bilan de l'électrolyse, qui échange $z = 2$ électrons, est :

$$2\,\text{Cl}^-_{(\text{aq})} + 2\,\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} \longrightarrow \text{Cl}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})} + 2\,\text{HO}^-_{(\text{aq})}$$

Données : $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^4\,\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $V_m = 24{,}0\,\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ à $20\,^\circ\text{C}$; le volume de solution reste constant et elle ne contient pas d'ions hydroxyde au départ.

Calculer la charge électrique Q fournie par le générateur, puis, à l'aide d'un tableau d'avancement, l'avancement x final de l'électrolyse.

INDICE

La durée s'exprime en secondes dans la relation entre charge, intensité et durée ; la colonne des électrons du tableau relie ensuite cette charge à l'avancement.

7. 0,5 pts

Calculer le volume de dichlore attendu.

INDICE

La quantité de dichlore se lit dans le tableau ; le volume molaire donné fait passer au volume.

8. 1 pts

En négligeant la réaction du dichlore dissous avec les ions hydroxyde, calculer la concentration en ions hydroxyde de la solution à la fin de l'électrolyse.

INDICE

Le coefficient des ions hydroxyde dans le bilan donne leur quantité ; la concentration rapporte cette quantité au volume de solution.

9. 1 pts

On ne recueille que $0{,}180\ \mathrm{L}$ de dichlore. Calculer le rendement de la production de dichlore et proposer une explication de l'écart.

INDICE

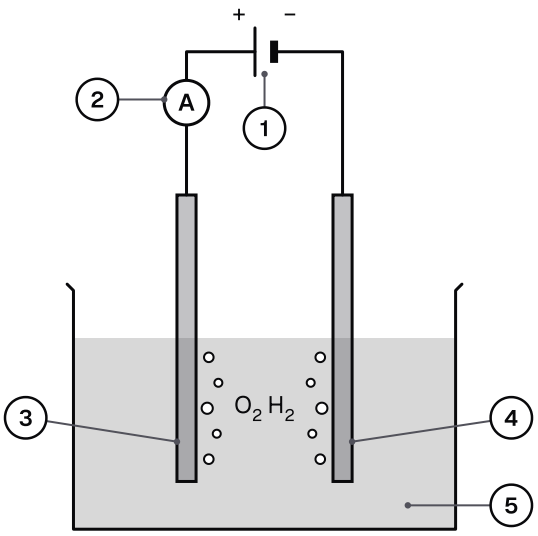
Le rendement compare la quantité obtenue à la quantité calculée ; penser au devenir, dans la solution, du gaz formé à l'anode.

Exercice 3

5,75 pts

Produire du dihydrogène par électrolyse de l'eau

Le dihydrogène produit par électrolyse de l'eau, avec une électricité d'origine solaire ou éolienne, peut servir de combustible sans rejet de dioxyde de carbone. Un lycée étudie un électrolyseur de démonstration : deux électrodes de platine plongent dans une solution de sulfate de potassium, qui rend l'eau conductrice, et un gaz se dégage à chaque électrode (document 1). Les ions potassium et sulfate ne réagissent pas. Les deux parties sont indépendantes.



Document 1 : électrolyse de l'eau entre deux électrodes de platine

1 : générateur de tension continue

2 : ampèremètre

3 : électrode de platine

4 : électrode de platine

5 : solution de sulfate de potassium $(\mathrm{K^+ + SO_4^{2-}})$

1.

0,5 pts

Partie A : Montage et équations de l'électrolyse de l'eau

Identifier, à l'aide du document 1, l'anode et la cathode, et nommer le gaz qui se dégage à chacune.

INDICE

La borne du générateur à laquelle chaque électrode est reliée indique s'il s'y produit une oxydation ou une réduction.

2.

0,75 pts

Écrire, pour la cathode puis pour l'anode, la demi-équation de la réaction du solvant.

INDICE

Dans les deux cas, c'est le solvant qui réagit : réduit à une électrode, oxydé à l'autre.

3. 0,5 pts

Montrer que le bilan se réduit à la décomposition de l'eau, et donner z.

INDICE

Égaliser le nombre d'électrons des deux demi-équations, puis examiner les ions formés à chacune des deux électrodes.

4. 0,5 pts

Décrire un test permettant d'identifier chacun des deux gaz recueillis.

INDICE

L'un des gaz est combustible, l'autre entretient les combustions.

5. 1 pts

Partie B : Exploitation d'une série de mesures

Le bilan de l'électrolyse, qui échange $z = 4$ électrons, est :

$$2\,\mathrm{H_2O_{(\ell)}} \longrightarrow 2\,\mathrm{H_{2(g)}} + \mathrm{O_{2(g)}}$$

Le générateur impose une intensité constante I pendant la durée Δt ; on note x l'avancement de la réaction et $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\ \mathrm{C\cdot mol^{-1}}$ le faraday.

Montrer que $I \cdot \Delta t = z \cdot x \cdot \mathcal{F}$ en suivant ces étapes : a) exprimer la charge Q qui traverse la cuve ; b) exprimer la quantité d'électrons $n(\mathrm{e^-})$ qui porte cette charge ; c) relier $n(\mathrm{e^-})$ à x par un tableau d'avancement.

INDICE

Un faraday est la charge d'une mole d'électrons ; dans le tableau, la colonne des électrons suit le nombre d'électrons du bilan.

6. 0,75 pts

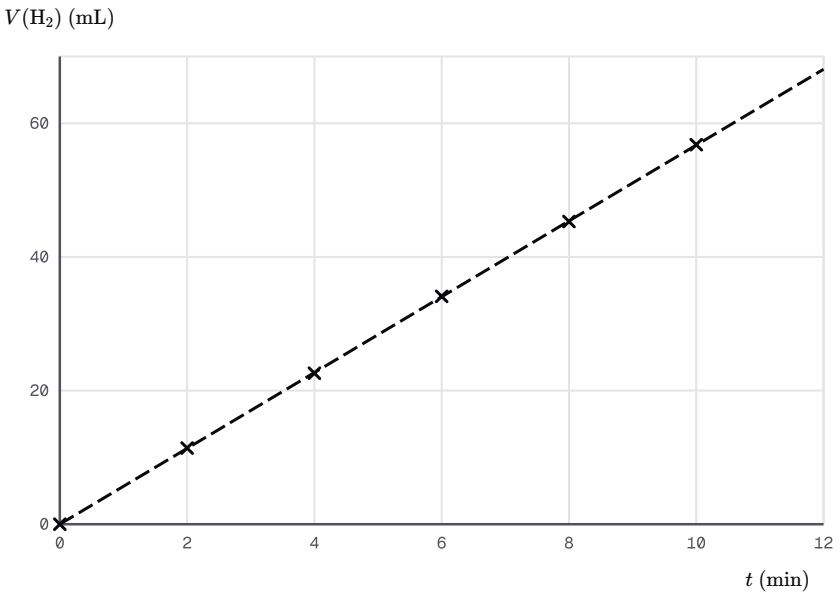
En déduire que le volume de dihydrogène formé pendant Δt s'écrit $V(\mathrm{H_2}) = \dfrac{I \cdot \Delta t \cdot V_m}{2\,\mathcal{F}}$, où V_m est le volume molaire.

INDICE

Le tableau d'avancement donne la quantité de dihydrogène en fonction de l'avancement.

7. 0,75 pts

Le document 2 représente le volume de dihydrogène recueilli en fonction du temps, mesuré dans des conditions où $V_m = 24{,}0\,\mathrm{L\cdot mol^{-1}}$. Justifier l'allure de la courbe, puis déterminer le coefficient directeur a de la droite de modélisation, en $\mathrm{mL\cdot min^{-1}}$, avec la précision que permet la graduation.



Document 2 : volume de dihydrogène recueilli en fonction du temps, et droite de modélisation

INDICE

La relation de la question précédente prévoit la forme de la courbe ; le coefficient se lit avec un point de la droite éloigné de l'origine.

8. 1 pts

L'ampèremètre indique $I = 0{,}820\ \mathrm{A}$. Calculer l'intensité I' qui produirait, si tous les électrons formaient du dihydrogène, le même débit de dihydrogène que celui mesuré, puis le rendement $r = \dfrac{I'}{I}$ de la production de dihydrogène.

INDICE

La relation entre volume et durée lie le coefficient directeur à l'intensité ; attention aux unités du volume et du temps.

Exercice 4 6,75 pts

Accumulateur zinc-diiode : charge forcée, décharge spontanée

Les accumulateurs zinc-diiode sont étudiés pour stocker l'énergie de panneaux solaires. Pendant la décharge, ils fonctionnent comme une pile ; pendant la charge, un chargeur leur impose une électrolyse. L'électrolyte est une solution d'iodure de zinc. L'équation de la réaction associée à la décharge est :

$$\mathrm{Zn_{(s)} + I_{2(aq)} \rightleftharpoons Zn^{2+}_{(aq)} + 2\,I^{-}_{(aq)}}$$

de constante d'équilibre $K = 8 \times 10^{43}$ à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$. Les deux parties sont indépendantes.

1. 0,5 pts

Partie A : Charge forcée et décharge spontanée

Écrire l'expression du quotient de réaction Q_r associé à l'équation de la décharge.

INDICE

Le zinc solide n'apparaît pas dans le quotient ; chaque concentration porte en exposant son coefficient stœchiométrique.

2. 0,5 pts

À un instant d'une charge, on mesure les concentrations suivantes :

Espèce	$\mathrm{Zn^{2+}}$	$\mathrm{I^{-}}$	$\mathrm{I_2}$
concentration ($\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$)	0,50	1,0	0,25

Calculer Q_r à cet instant et le comparer à K. Dans quel sens évoluerait le système laissé à lui-même ?

INDICE

Le critère d'évolution spontanée compare le quotient de réaction à la constante d'équilibre.

3. 0,75 pts

Pendant la charge, le chargeur consomme des ions zinc(II) et iodure et forme du zinc et du diiode. Montrer que la charge est une transformation forcée.

INDICE

Regarder comment évoluent le numérateur et le dénominateur du quotient, puis l'écart entre le quotient et la constante d'équilibre.

4. 0,75 pts

Pendant la charge, du zinc se dépose sur l'électrode reliée à la borne négative du chargeur. Nommer cette électrode et écrire les demi-équations des transformations qui ont lieu aux deux électrodes pendant la charge.

INDICE

Un dépôt métallique résulte d'une réduction ; à l'autre électrode, les ions iodure perdent des électrons.

5. 0,5 pts

Dans une cuve transparente, quelle observation permettrait de vérifier que du diiode se forme près de l'anode pendant la charge ?

INDICE

Le diiode dissous en présence d'ions iodure donne à la solution une teinte caractéristique.

6. 0,5 pts

Partie B : Masse de zinc stockée pendant une charge

Une charge se fait sous une intensité constante $I = 2{,}00\ \text{A}$ pendant $\Delta t = 90{,}0\ \text{min}$. Le bilan de la charge, qui échange $z = 2$ électrons, est :

$$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\,\text{I}^{-}_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{Zn}_{(\text{s})} + \text{I}_{2(\text{aq})}$$

Données : $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\ \text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65{,}4\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Calculer la quantité d'électricité Q reçue par l'accumulateur.

INDICE

Convertir la durée dans l'unité du système international avant le calcul.

7. 0,75 pts

Dresser le tableau d'avancement de la charge et calculer l'avancement x.

INDICE

La colonne des électrons relie la charge reçue à l'avancement.

8. 0,5 pts

En déduire la masse de zinc déposée pendant la charge.

INDICE

La quantité de zinc formé se lit dans le tableau ; la masse molaire fait passer à la masse.

9. 0,75 pts

Quelle durée de charge faudrait-il, avec la même intensité, pour déposer $5{,}00\ \text{g}$ de zinc ?

INDICE

La masse voulue donne la quantité de zinc, donc l'avancement, puis la charge nécessaire.

10. 1,25 pts

Question de synthèse. En quelques phrases, comparer la charge et la décharge de cet accumulateur : sens d'évolution du système au regard du critère d'évolution spontanée, rôle du chargeur, et nom de l'électrode de zinc dans chaque cas.

INDICE

Une électrode s'appelle anode ou cathode selon la réaction qui s'y produit, et cette réaction change quand le sens de la transformation s'inverse.

Exercice 5 6,25 pts

Électro-extraction du cobalt en usine

Dans une usine d'hydrométallurgie, le cobalt métallique, employé dans les alliages et les batteries, est récupéré par électrolyse d'une solution acidifiée de sulfate de cobalt(II). Dans chaque cuve, des plaques d'acier inoxydable, sur lesquelles le cobalt se dépose, alternent avec des plaques de plomb, qui ne réagissent pas et sur lesquelles se dégage du dioxygène. Le document schématise une cuve avec une seule paire de plaques. Les deux parties sont indépendantes.

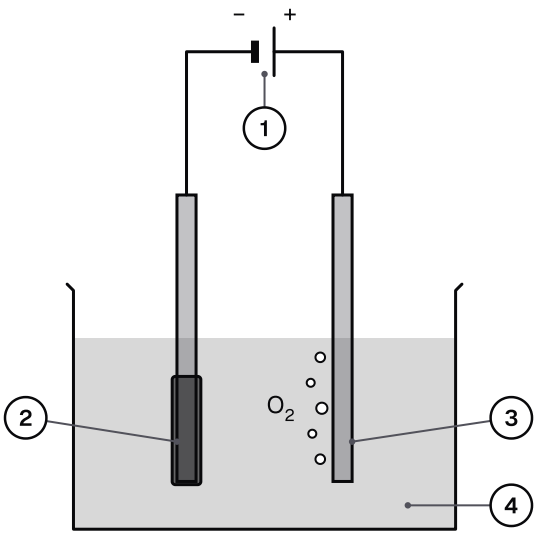


Schéma d'une cuve d'électrolyse d'une solution acidifiée de sulfate de cobalt(II)

1 : générateur de tension continue

2 : plaque d'acier inoxydable

3 : plaque de plomb

4 : solution acidifiée de sulfate de cobalt(II) $(\mathrm{Co^{2+}} + \mathrm{SO_4^{2-}})$

1. 0,5 pts

Partie A : Équations de l'électrolyse du sulfate de cobalt(II)

Justifier, à l'aide du schéma, que la plaque d'acier inoxydable est la cathode et la plaque de plomb l'anode.

INDICE

La borne du générateur à laquelle chaque plaque est reliée, et le produit qui s'y forme, indiquent la réaction qui s'y produit.

2. 0,75 pts

Écrire la demi-équation de la réduction sur l'acier inoxydable, puis celle de l'oxydation sur le plomb.

INDICE

Le cobalt provient de la réduction de ses ions ; le dioxygène, d'une oxydation du solvant.

3. 0,5 pts

Établir l'équation bilan de l'électrolyse du sulfate de cobalt(II) et le nombre z d'électrons échangés.

INDICE

Multiplier la demi-équation de la cathode pour qu'elle échange autant d'électrons que celle de l'anode.

4. 0,5 pts

Comment évolue le pH de la solution au cours de l'électrolyse ? Proposer une mesure qui permettrait de le vérifier.

INDICE

Regarder quelle espèce acide figure parmi les produits du bilan.

5. 0,5 pts

Les bulles de dioxygène entraînent de fines gouttelettes de solution acide au-dessus des cuves. Quelles précautions prendre dans la salle des cuves ?

INDICE

Penser à l'air respiré par les opérateurs et à la protection de leurs yeux et de leur peau.

6. 0,5 pts

Partie B : Production d'une cuve pendant un poste

Une cuve est traversée par un courant d'intensité constante $I = 2{,}20 \times 10^{4}\ \mathrm{A}$ pendant un poste de travail de $\Delta t = 8{,}00\ \mathrm{h}$, sous une tension $U = 4{,}20\ \mathrm{V}$. Le bilan de l'électrolyse, qui échange $z = 4$ électrons, est :

$$2\,\mathrm{Co^{2+}_{(aq)}} + 6\,\mathrm{H_2O_{(\ell)}} \longrightarrow 2\,\mathrm{Co_{(s)}} + \mathrm{O_{2(g)}} + 4\,\mathrm{H_3O^{+}_{(aq)}}$$

Données : $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\ \mathrm{C\cdot mol^{-1}}$; $M(\mathrm{Co}) = 58{,}9\ \mathrm{g\cdot mol^{-1}}$.

Quelle quantité d'électricité Q la cuve reçoit-elle pendant le poste ?

INDICE

Convertir la durée en secondes avant tout calcul.

7. 0,75 pts

Établir le tableau d'avancement de l'électrolyse et en tirer l'avancement x à la fin du poste.

INDICE

La colonne des électrons relie la charge reçue à l'avancement.

8. 0,5 pts

En déduire la masse de cobalt que la cuve devrait produire pendant le poste, en kilogrammes.

INDICE

Le coefficient du cobalt dans le bilan relie sa quantité à l'avancement.

9. 0,75 pts

On recueille en réalité $1{,}75 \times 10^{2}\ \mathrm{kg}$ de cobalt. Calculer le rendement de l'électrolyse et indiquer une cause de l'écart.

INDICE

Le rendement compare la masse obtenue à la masse calculée ; la cause se cherche parmi les réactions possibles à la cathode.

10. 1 pts

Calculer l'énergie électrique consommée par la cuve pendant le poste, puis l'énergie consommée par kilogramme de cobalt recueilli.

INDICE

Penser à la tension aux bornes de la cuve, au courant qui la traverse et au temps de fonctionnement ; rapporter ensuite à la masse obtenue.