

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



R. RINGUET · 2026 – 2027

Exercices 2 Électrolyse

Application : électrozingage, identification des produits, raffinage du cuivre, programme Python, recharge d'un accumulateur, hydrogène vert, anodisation et incertitudes

8 exercices · niveau ●●○ · durée conseillée : 2 h · calculatrice autorisée

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

- Identifier les produits formés aux électrodes à partir des espèces présentes, écrire les réactions aux électrodes et l'équation globale dans des situations industrielles variées.
- Relier durée, intensité, masse déposée, épaisseur d'un revêtement et volume de gaz ; calculer un rendement faradique puis un rendement énergétique ; exploiter un programme Python ; évaluer l'incertitude-type d'un résultat et le comparer à une référence par l'écart normalisé.

Exercice 1 Que se forme-t-il aux électrodes ?

●●○

Trois électrolyses sont réalisées entre deux électrodes inattaquables ; le tableau ci-contre donne la solution utilisée et les observations faites aux deux électrodes.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- 1.1 Pour chaque expérience, indiquer les espèces présentes dans la solution, écrire les demi-équations à la cathode et à l'anode, puis l'équation globale.
- 1.2 Dans l'expérience (a), les ions sodium et sulfate ne sont pas transformés : quel est alors leur rôle, et quelle transformation globale observe-t-on en réalité ?
- 1.3 L'expérience (c) dure 25,0 min sous $I = 0,800 \text{ A}$: calculer la masse d'argent déposée et le volume de dioxygène dégagé.

	solution	cathode	anode
a	sulfate de sodium	gaz qui détone à l'approche d'une flamme	gaz ravivant une bûchette incandescente
b	iodure de potassium	même gaz qu'en (a)	coloration brune
c	nitrate d'argent	dépôt métallique gris brillant	gaz ravivant une bûchette incandescente

Couples utiles : $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$ • $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ • I_2/I^- • Ag^+/Ag ; les trois solutions sont neutres.

Exercice 2 Une ligne d'électrozingage

●●○

Pour protéger l'acier de la corrosion, on le recouvre d'une fine couche de zinc. Dans une ligne industrielle, une bande d'acier de largeur $\ell = 1,00 \text{ m}$ défile à la vitesse $v = 1,20 \text{ m}\cdot\text{min}^{-1}$ dans un bain de sulfate de zinc où elle joue le rôle de cathode ; elle est revêtue sur ses deux faces d'une couche de zinc d'épaisseur $e = 10,0 \mu\text{m}$.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $\rho(\text{Zn}) = 7,14 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

- 2.1 Écrire la demi-équation de la réaction de dépôt du zinc. L'anode est une plaque de zinc attaquable : écrire la demi-équation correspondante et expliquer pourquoi la composition du bain reste alors constante.
- 2.2 Calculer la surface d'acier revêtue chaque seconde, puis le volume et la masse de zinc déposés par seconde. En déduire la quantité de zinc, puis la quantité d'électrons mises en jeu chaque seconde.
- 2.3 En déduire l'intensité du courant qui doit traverser la cuve et commenter son ordre de grandeur. Le rendement faradique valant 95 %, quelle intensité faut-il réellement imposer ? Calculer enfin la masse de zinc déposée en une heure.

Exercice 3 Le raffinage électrolytique du cuivre



Le cuivre extrait des minerais n'est pur qu'à 99 %, ce qui est insuffisant pour les câbles électriques. On le purifie par électrolyse : l'anode est une plaque de cuivre impur, la cathode une mince feuille de cuivre pur, l'électrolyte une solution de sulfate de cuivre acidifiée. Une cellule fonctionne sous $I = 250 \text{ A}$ et $U = 0,25 \text{ V}$ pendant 24 h.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $1 \text{ kW}\cdot\text{h} = 3,6 \times 10^6 \text{ J}$

- 3.1 Écrire les demi-équations aux deux électrodes et l'équation globale. Pourquoi la tension imposée est-elle si faible ?
- 3.2 L'argent et l'or de l'anode ne s'oxydent pas et tombent au fond de la cuve en « boues anodiques » ; le zinc et le fer s'oxydent mais leurs ions ne se déposent pas. Expliquer en quoi ces deux comportements assurent la purification du cuivre.
- 3.3 Calculer la quantité d'électricité mise en jeu en 24 h, puis la masse théorique de cuivre déposée sur la cathode. Le rendement faradique valant 96 %, en déduire la masse réellement obtenue.
- 3.4 Calculer l'énergie électrique consommée par la cellule, en $\text{kW}\cdot\text{h}$, puis l'énergie nécessaire par kilogramme de cuivre affiné ; comparer aux $13 \text{ kW}\cdot\text{h}\cdot\text{kg}^{-1}$ de l'aluminium primaire. L'anode contenant 0,040 % d'argent en masse, calculer la masse d'argent récupérée dans les boues pour 7,11 kg d'anode dissoute.

Exercice 4 Python : suivre et prévoir un dépôt



Le programme ci-dessous modélise le cuivrage d'une pièce par une électrolyse d'intensité constante $I = 1,50 \text{ A}$: il affiche la masse de cuivre déposée toutes les dix minutes pendant une heure.

```
1 F, M, z, I = 96500, 63.5, 2, 1.50
2 for t in range(0, 3601, 600):
3     m = ... # ligne à compléter : masse déposée, en g
4     print(t, round(m, 3))
```

- 4.1 Compléter la ligne 3 du programme. Combien de lignes affiche-t-il ? Que représente t , et dans quelle unité ?
- 4.2 Calculer « à la main » les valeurs affichées pour $t = 1\,800 \text{ s}$ et $t = 3\,600 \text{ s}$; quelle propriété de la suite des masses observe-t-on, et pourquoi ?
- 4.3 Écrire les instructions d'une fonction `duree(m_cible)` qui renvoie la durée, en secondes, nécessaire pour déposer une masse `m_cible` dans les mêmes conditions. Quelle valeur renvoie-t-elle pour 5,00 g ? Convertir en heures et minutes.
- 4.4 Le rendement faradique réel de ce bain vaut $\rho = 92 \%$. Indiquer la modification à apporter à la ligne 3, puis recalculer la durée nécessaire pour déposer 5,00 g de cuivre.

Exercice 5 Recharger une batterie de voiture



Une batterie au plomb de tension nominale $U = 12 \text{ V}$ porte l'indication « 60 A·h » ; elle est formée de six éléments de 2 V en série, traversés par le même courant. Lorsqu'elle débite, elle fonctionne en pile selon $\text{Pb(s)} + \text{PbO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{PbSO}_4(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$, qui met en jeu deux électrons.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: Pb 207,2 ; PbSO_4 303,3 ; H_2SO_4 98,1 • $1 \text{ kW}\cdot\text{h} = 3,6 \times 10^6 \text{ J}$

- 5.1 Pendant la décharge, préciser laquelle des électrodes est l'anode et laquelle est la cathode, avec leur polarité ; expliquer pourquoi la recharge fait fonctionner le même dispositif en électrolyseur et écrire l'équation de la transformation forcée.
- 5.2 Pendant la recharge, écrire les demi-équations aux deux électrodes (couples PbSO_4/Pb et $\text{PbO}_2/\text{PbSO}_4$) et indiquer laquelle des deux électrodes est l'anode.
- 5.3 Convertir la capacité annoncée en coulombs, puis calculer la quantité d'électrons échangée lors d'une recharge complète et la durée de cette recharge sous un courant constant $I = 6,0 \text{ A}$.
- 5.4 En déduire, pour un élément puis pour la batterie, la masse de plomb reformée à l'électrode négative, la masse de sulfate de plomb qui y disparaît et la masse d'acide sulfurique régénérée. Quelle grandeur physique, facilement mesurable, permet alors de contrôler l'état de charge de la batterie ? Calculer enfin l'énergie électrique stockée, en $\text{kW}\cdot\text{h}$.

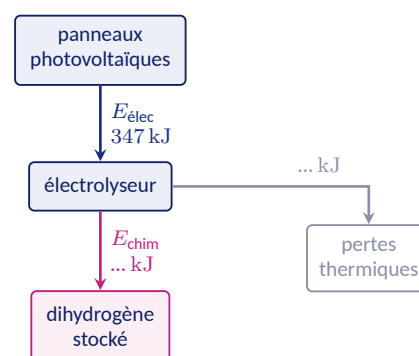
Exercice 6 De l'électricité solaire à l'hydrogène vert



Un électrolyseur alcalin décompose l'eau selon $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, chaque cellule fonctionnant sous $U = 1,80\text{ V}$. La combustion du dihydrogène produit libère $120\text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$: c'est l'énergie chimique stockée. L'installation, alimentée par une ferme photovoltaïque, reçoit $P = 1,0\text{ MW}$ pendant $6,0\text{ h}$ par jour.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500\text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $M(\text{H}_2) = 2,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $1\text{ kW}\cdot\text{h} = 3,6 \times 10^6\text{ J}$

- 6.1 Écrire les demi-équations aux deux électrodes en milieu basique et vérifier qu'elles redonnent l'équation globale. Combien d'électrons faut-il par mole de dihydrogène ? En déduire la quantité d'électricité et l'énergie électrique correspondantes.
- 6.2 Calculer l'énergie chimique stockée dans une mole de dihydrogène, puis le rendement énergétique η de l'électrolyseur. Compléter le schéma de la figure 1 par les valeurs manquantes.
- 6.3 Montrer que produire 1 kg de dihydrogène demande environ $48\text{ kW}\cdot\text{h}$, puis calculer la masse produite chaque jour par l'installation.
- 6.4 Indiquer où passe l'énergie électrique qui n'est pas stockée et citer deux intérêts de ce stockage pour une production d'électricité intermittente.



rendement $\eta = \dots$

Figure 1 — Bilan d'énergie pour une mole de dihydrogène produite

Exercice 7 Anodiser l'aluminium



L'anodisation épaissit par électrolyse la couche d'alumine Al_2O_3 qui recouvre naturellement l'aluminium : la pièce constitue l'anode d'une cuve d'acide sulfurique dilué, où se produit $2\text{Al}(\text{s}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 6\text{H}^+(\text{aq}) + 6\text{e}^-$. On traite une plaque carrée de $10,0\text{ cm}$ de côté, sur ses deux faces, sous $I = 3,00\text{ A}$ pendant $\Delta t = 2\,400\text{ s}$.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500\text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102,0\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $\rho(\text{Al}_2\text{O}_3) = 3,20\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ • si $y = a/b$, alors $u(y)/y = \sqrt{(u(a)/a)^2 + (u(b)/b)^2}$ • écart normalisé $z = |x_1 - x_2| / \sqrt{u(x_1)^2 + u(x_2)^2}$, compatibilité admise si $z < 2$

- 7.1 Justifier le nom d'anodisation et écrire la demi-équation de ce qui se forme à la cathode (couple H^+/H_2).
- 7.2 Calculer la quantité d'électricité, la quantité d'électrons, puis la quantité et la masse d'alumine formées ; en déduire le volume de la couche et son épaisseur e , en micromètres.
- 7.3 L'ampèremètre donne $u(I) = 0,05\text{ A}$ et le chronomètre $u(\Delta t) = 10\text{ s}$: calculer $u(e)$ et écrire le résultat de la mesure.
- 7.4 Un contrôle au micromètre donne $e_{\text{réf}} = 19,2\text{ }\mu\text{m}$ avec $u(e_{\text{réf}}) = 0,8\text{ }\mu\text{m}$: calculer l'écart normalisé et conclure.

Exercice 8 Trois façons de stocker de l'énergie



Une installation doit stocker $E = 100\text{ kW}\cdot\text{h}$. Énergies massiques : batterie lithium-ion $0,65\text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ • dihydrogène $120\text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$ • essence $44\text{ MJ}\cdot\text{kg}^{-1}$.

■ **DONNÉES** $1\text{ kW}\cdot\text{h} = 3,6 \times 10^6\text{ J}$

- 8.1 Convertir E en joules, puis calculer la masse nécessaire dans chacun des trois cas ; commenter l'intérêt et la limite du dihydrogène comme vecteur d'énergie.
- 8.2 Le dihydrogène est reconverti par une pile à combustible de rendement 50% , l'électrolyseur ayant le rendement de l'exercice 6. Calculer le rendement global de la chaîne « électricité $\rightarrow$ dihydrogène $\rightarrow$ électricité », puis l'énergie électrique à fournir pour récupérer $100\text{ kW}\cdot\text{h}$.
- 8.3 La photosynthèse ($6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$) stocke elle aussi de l'énergie sous forme chimique : indiquer la source d'énergie utilisée et en quoi ces deux transformations sont forcées.