

TERMINALE SPÉCIALITÉ · PHYSIQUE-CHIMIE · CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE · CHAPITRE 8



R. RINGUET · 2026 – 2027

Exercices 2 Piles

Application : pile au citron, capacité et réactif limitant, courbes de décharge, anode sacrificielle, autonomie d'un capteur (Python), incertitudes sur la constante de Faraday

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

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

- Exploiter la constitution d'une pile réelle : équation de fonctionnement, polarité, rôle de l'électrolyte, association de piles en série.
- Déterminer le réactif limitant d'une pile, sa capacité, sa durée de fonctionnement et les variations de masse des électrodes; exploiter une courbe de décharge.
- Compléter et interpréter un programme Python calculant l'autonomie d'un appareil; exploiter une mesure de la constante de Faraday avec son incertitude et un écart normalisé.

Exercice 1 La pile au citron

●●○

Un citron contient de l'acide citrique : son jus est une solution acide, donc conductrice. On y plante une lame de zinc et une lame de cuivre, sans qu'elles se touchent (figure 1). Un voltmètre branché entre les deux lames indique $U = 0,92 \text{ V}$, la borne « V » étant reliée au cuivre. Lorsque la pile débite, il se forme des bulles de dihydrogène sur la lame de cuivre, qui n'est pas attaquée.

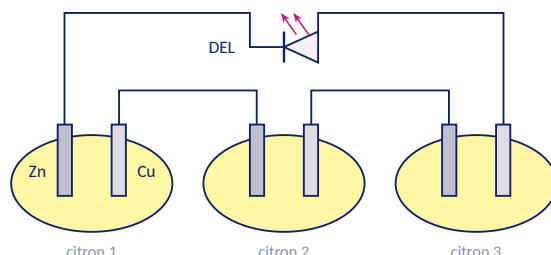


Figure 1 — Trois piles au citron associées en série pour alimenter une DEL

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ • masse molaire en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: Zn 65,4

- 1.1 Identifier les deux couples mis en jeu, écrire les réactions aux électrodes et l'équation de fonctionnement d'une pile au citron. Pourquoi la lame de cuivre n'est-elle pas consommée ?
- 1.2 Dédurre de la mesure la polarité de chaque lame, puis indiquer l'anode, la cathode et le sens du courant dans la DEL. Quel rôle joue le jus de citron ?
- 1.3 Une telle pile débite $I = 0,25 \text{ mA}$ pendant 1,0 h. Calculer la quantité d'électricité débitée, la quantité de matière d'électrons échangés, la masse de zinc consommée et le volume de dihydrogène formé (volume molaire $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$).
- 1.4 La DEL utilisée s'allume à partir de 1,8 V. Justifier l'association de la figure 1 et donner la tension attendue aux bornes de l'ensemble. Pourquoi la DEL éclaire-t-elle malgré tout très faiblement ?

Exercice 2 Une pile zinc-argent jusqu'à l'usure

●●○

Une pile est constituée d'une lame de zinc de masse 2,00 g plongeant dans $V = 100,0 \text{ mL}$ de solution de sulfate de zinc à $c_1 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, et d'une lame d'argent de masse 5,00 g plongeant dans $V = 100,0 \text{ mL}$ de solution de nitrate d'argent à $c_2 = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, les deux demi-piles étant reliées par un pont salin. La tension à vide vaut 1,56 V, l'électrode d'argent étant le pôle +.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $1 \text{ A}\cdot\text{h} = 3\,600 \text{ C}$ • masses molaires en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: Zn 65,4 ; Ag 107,9

- 2.1 Écrire les réactions aux électrodes et l'équation de fonctionnement, puis dresser le tableau d'avancement de la transformation en quantités de matière.
- 2.2 Déterminer le réactif limitant, l'avancement maximal, puis la capacité de la pile en C et en A·h.
- 2.3 La pile débite un courant constant $I = 20 \text{ mA}$. Calculer sa durée de fonctionnement, en heures.
- 2.4 Calculer la variation de masse de chacune des deux électrodes entre le début et la fin du fonctionnement. L'usure de la pile est-elle due à la disparition d'une électrode ? Justifier.
- 2.5 Au bout de 5,0 h de fonctionnement sous 20 mA, calculer les concentrations en ions argent et en ions zinc dans les deux demi-piles.

Exercice 3 Deux courbes de décharge



Deux piles de format AA, l'une saline, l'autre alcaline, sont déchargées dans les mêmes conditions : elles débitent un courant constant $I = 100 \text{ mA}$ et on enregistre la tension U à leurs bornes (figure 2). Le constructeur considère la pile usée lorsque U devient inférieure à 0,90 V. L'équation de fonctionnement de la pile alcaline est $\text{Zn(s)} + 2 \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \text{ZnO(s)} + 2 \text{MnO(OH)(s)}$.

- 3.1 Décrire l'allure des deux courbes. Pourquoi la tension mesurée est-elle inférieure à la tension à vide, de l'ordre de 1,6 V pour ces deux piles neuves ?
- 3.2 Relever la durée de décharge de chaque pile, puis calculer leur capacité en C et en A·h.
- 3.3 Écrire les deux réactions aux électrodes de la pile alcaline (le zinc est le pôle –) et vérifier qu'elles redonnent l'équation de fonctionnement. En déduire la masse de zinc consommée par la pile alcaline au cours de sa décharge complète.
- 3.4 En prenant pour chaque pile une tension moyenne de 1,25 V pendant la décharge, estimer l'énergie électrique fournie par chacune ($W = UI\Delta t$). La pile alcaline coûte 0,80 €, la pile saline 0,45 € : laquelle est la plus économique ?

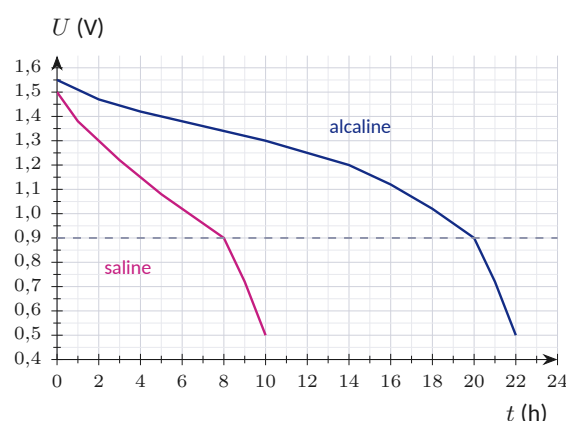


Figure 2 — Décharge sous 100 mA de deux piles AA

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $1 \text{ A}\cdot\text{h} = 3\,600 \text{ C}$ • $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exercice 4 L'anode sacrificielle d'une coque de bateau



La coque en acier d'un bateau s'oxyde dans l'eau de mer : le fer est attaqué par le dioxygène dissous selon $2 \text{Fe(s)} + \text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow 2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{HO}^-(\text{aq})$. Pour l'en protéger, on boulonne sur la coque des blocs de zinc appelés *anodes sacrificielles* : le zinc et l'acier, tous deux conducteurs et plongés dans l'eau de mer, constituent alors une pile.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $1 \text{ an} = 3,15 \times 10^7 \text{ s}$ • masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$: Zn 65,4

- 4.1 Dans la pile ainsi formée, le zinc est le pôle –. Écrire les deux réactions aux électrodes, en tenant compte du fait que le dioxygène dissous est réduit sur la coque, et l'équation de fonctionnement.
- 4.2 Expliquer en quoi ce dispositif protège la coque et justifier le nom d'« anode sacrificielle ». Que se passerait-il si l'on utilisait des blocs de cuivre à la place du zinc ?
- 4.3 Le circuit de protection débite en moyenne $I = 0,30 \text{ A}$. Une anode neuve a une masse $m = 4,0 \text{ kg}$. Calculer la quantité d'électricité qu'elle peut fournir, puis sa durée de vie, en années.
- 4.4 Quelle masse de zinc a disparu après six mois de navigation ? Exprimer le résultat en pourcentage de la masse initiale et conclure sur la périodicité de remplacement des anodes.

- 4.5 En eau douce, on utilise des anodes en magnésium ; sur les coques en aluminium, des anodes en zinc ou en aluminium allié. Quelle est la condition, portant sur les deux métaux, pour qu'une anode sacrificielle remplisse son rôle ?

Exercice 5 Python : l'autonomie d'un capteur sans fil



Un capteur de température autonome est alimenté par une pile au lithium de capacité $2,0 \text{ A}\cdot\text{h}$. Pendant chaque heure de fonctionnement, il reste en veille en consommant $I_v = 50 \mu\text{A}$, sauf pendant les 5 s d'une mesure radio où il consomme $I_m = 20 \text{ mA}$. Le programme suivant estime son autonomie.

■ **DONNÉES** $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ • $1 \text{ A}\cdot\text{h} = 3\,600 \text{ C}$ • $1 \text{ an} = 3,15 \times 10^7 \text{ s}$

```

1 Q = 2.0 * 3600          # capacite de la pile, en C
2 Iv, Im = 50e-6, 20e-3   # intensites de veille et de mesure, en A
3 t = 0                   # duree ecoulee, en heures
4 while Q > 0:
5     Q = Q - ...          # ligne a completer : consommation d'une heure
6     t = t + 1
7 print(t, "h soit", round(t / 24), "jours")

```

- 5.1 Calculer la quantité d'électricité consommée en une heure par le capteur, en distinguant la veille et la mesure. En déduire la ligne à écrire à la place des pointillés.
- 5.2 Calculer la capacité de la pile en coulombs, puis prévoir les nombres d'heures et de jours affichés par le programme ; convertir cette autonomie en années.
- 5.3 Quelle est la part de la consommation due à la veille ? Un ingénieur propose de diviser par deux le courant de veille : de combien l'autonomie augmenterait-elle ?
- 5.4 On souhaite finalement une mesure toutes les dix minutes. Calculer la nouvelle consommation horaire et la nouvelle autonomie, puis indiquer la modification à apporter au programme.
- 5.5 Calculer la masse de lithium consommée sur une année de fonctionnement dans le premier cas, sachant que l'oxydation du lithium s'écrit $\text{Li(s)} \longrightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$ et que $M(\text{Li}) = 6,94 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 6 Mesurer la constante de Faraday



Pour mesurer la constante de Faraday, un groupe d'élèves fait débiter une pile Daniell dans un conducteur ohmique à courant constant $I = 100,0 \text{ mA}$ pendant $\Delta t = 60,0 \text{ min}$. La lame de zinc, soigneusement rincée et séchée, est pesée avant et après : sa masse a diminué de $\Delta m = 0,125 \text{ g}$. Les incertitudes-types sont $u(I) = 1,0 \text{ mA}$ et $u(\Delta m) = 0,002 \text{ g}$; celle sur la durée est négligeable.

■ **DONNÉES** $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ • si $y = a/b$: $u(y)/y = \sqrt{(u(a)/a)^2 + (u(b)/b)^2}$ • écart normalisé $z = |x_{\text{mes}} - x_{\text{réf}}| / u(x)$, compatible si $z < 2$

- 6.1 Écrire la demi-équation d'oxydation du zinc et relier la quantité de matière d'électrons échangés à Δm et à $M(\text{Zn})$.
- 6.2 Montrer que $F = \frac{I \Delta t M(\text{Zn})}{2 \Delta m}$, puis calculer la valeur expérimentale F_{mes} .
- 6.3 Calculer l'incertitude-type relative sur F_{mes} , puis $u(F_{\text{mes}})$, et écrire correctement le résultat de la mesure.
- 6.4 La valeur de référence est $F_{\text{réf}} = 96\,485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calculer l'écart normalisé et conclure sur la qualité de la mesure.
- 6.5 Un autre groupe obtient $\Delta m = 0,115 \text{ g}$ dans les mêmes conditions. Reprendre les questions 6.2 et 6.4 pour ce groupe et proposer deux causes expérimentales d'un tel écart.