

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



R. RINGUET · 2026 – 2027

Exercices 1 Piles

Les bases : transfert direct ou indirect d'électrons, constitution d'une pile, polarité, sens du courant, équation de fonctionnement, quantité d'électricité et capacité

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

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

- Distinguer transfert direct et transfert indirect d'électrons; reconnaître les éléments d'une pile et expliquer le rôle du pont salin.
- Identifier anode, cathode et polarité; donner le sens du courant, des électrons et des ions; écrire les réactions aux électrodes et l'équation de fonctionnement, éventuellement à partir du critère $Q_{r,i} / K$.
- Relier durée, intensité et quantités de matière par $Q = I \Delta t = n(e^-) F$; calculer une capacité, une durée de fonctionnement, une variation de masse d'électrode.

■ RAPPEL — Le formulaire du chapitre

- **Transfert d'électrons.** Si le réducteur et l'oxydant sont *en contact*, le transfert d'électrons est **direct** et l'énergie est libérée sous forme thermique; s'ils sont *séparés* dans deux demi-piles reliées par un circuit extérieur, le transfert est **indirect** et la pile fournit de l'énergie électrique.
- **Constitution d'une pile.** Deux **demi-piles** (une électrode plongée dans une solution électrolytique), reliées par un **pont salin** qui ferme le circuit et assure la neutralité électrique des solutions en laissant migrer les ions. **Anode** : siège de l'**oxydation**, c'est le **pôle -**; **cathode** : siège de la **réduction**, c'est le **pôle +**. La **tension à vide** est la tension entre les pôles lorsque la pile ne débite pas.
- **Sens de circulation.** Dans le circuit extérieur, le courant sort de la pile par le pôle + et les électrons circulent en sens inverse, du pôle - vers le pôle +; dans les solutions et le pont salin, la charge est transportée par les *ions*, les cations se déplaçant dans le sens du courant et les anions en sens inverse.
- **Fonctionnement.** L'équation de fonctionnement est la somme des deux réactions aux électrodes, après égalisation du nombre d'électrons échangés; le sens de fonctionnement est celui qu'impose le critère d'évolution spontanée du chapitre 7 (si $Q_{r,i} < K$, sens direct de l'équation écrite).
- **Quantité d'électricité.** $Q = I \Delta t = n(e^-) \times F$ (Q en C, I en A, Δt en s), avec $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$. La **capacité** d'une pile est la quantité d'électricité totale qu'elle peut faire circuler, souvent en A·h (1 A·h = 3 600 C); elle est fixée par le **réactif limitant**, dont la disparition use la pile.
- **Données.** Masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: Zn 65,4; Cu 63,5; Ag 107,9; O 16,0; Mg 24,3; Al 27,0 • $c^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; activité d'un soluté $[X]/c^\circ$, d'un solide 1.

Exercice 1 Un transfert direct d'électrons

●○○

On plonge une lame de zinc décapée dans un bécher contenant une solution de sulfate de cuivre(II). Au bout de quelques minutes, un dépôt rouge apparaît sur la lame, la teinte bleue de la solution pâlit et le bécher s'échauffe légèrement.

- 1.1 Identifier les deux couples mis en jeu, écrire les deux demi-équations électroniques, puis l'équation de la réaction; préciser quelle espèce joue le rôle d'oxydant, laquelle celui de réducteur.
- 1.2 Justifier, à partir des observations, que les électrons sont transférés *directement* du zinc aux ions cuivre(II) et que l'énergie libérée l'est ici sous forme thermique.
- 1.3 Quelle modification du dispositif permettrait de récupérer cette énergie sous forme électrique? Quel nom porte le dispositif obtenu?

Exercice 2 La pile Daniell, pièce par pièce



La figure 1 représente une pile Daniell. Le voltmètre, branché comme indiqué (borne COM du côté du zinc), affiche $U = 1,10 \text{ V}$ alors que la pile ne débite pas.

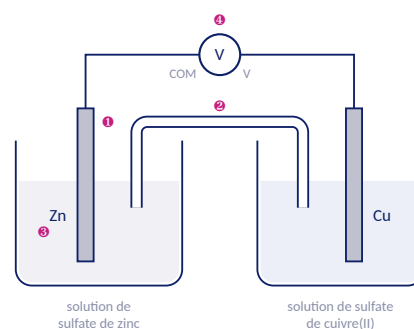


Figure 1 — Une pile Daniell et son voltmètre

- 2.1 Nommer les éléments repérés ① à ④. Comment appelle-t-on l'ensemble {lame de zinc + solution de sulfate de zinc} ?
- 2.2 Le pont salin contient une solution gélifiée de nitrate de potassium. Indiquer ses deux rôles et ce qui se passerait si on le retirait.
- 2.3 Quelle grandeur la valeur $1,10 \text{ V}$ mesure-t-elle ? En déduire, en justifiant, la polarité des deux électrodes.
- 2.4 On remplace le voltmètre par une lampe. Indiquer, en justifiant, le sens du courant, celui des électrons dans les fils, puis l'anode et la cathode.

Exercice 3 De la polarité à l'équation de fonctionnement



Trois piles sont réalisées sur le modèle de la figure 1 ; un voltmètre permet de repérer leur pôle —.

pile	première demi-pile	seconde demi-pile	pôle —
(a)	Zn(s) dans $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	Ag(s) dans $\text{Ag}^+(\text{aq})$	lame de zinc
(b)	Mg(s) dans $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$	Cu(s) dans $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	lame de magnésium
(c)	Al(s) dans $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$	Ag(s) dans $\text{Ag}^+(\text{aq})$	lame d'aluminium

- 3.1 Pour chaque pile, indiquer quelle électrode est l'anode et quelle électrode est la cathode, puis écrire la réaction qui s'y produit en précisant s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.
- 3.2 En déduire l'équation de fonctionnement de chacune des trois piles.
- 3.3 Dans la pile (c), quelles sont les espèces chimiques qui transportent le courant électrique à l'intérieur des solutions ? Vers quelle demi-pile les anions du pont salin se déplacent-ils ?

Exercice 4 Une pile dont le sens de fonctionnement dépend du mélange



On associe une demi-pile étain $\text{Sn}^{2+}(\text{aq})/\text{Sn}(\text{s})$ et une demi-pile plomb $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})/\text{Pb}(\text{s})$. La transformation d'équation $\text{Sn}(\text{s}) + \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Pb}(\text{s})$ a pour constante d'équilibre $K = 2,1$ à 25°C . Deux piles sont montées avec les concentrations initiales suivantes.

pile	$[\text{Sn}^{2+}]_i \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$	$[\text{Pb}^{2+}]_i \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$
P_1	$1,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-1}$
P_2	$5,0 \times 10^{-1}$	$1,0 \times 10^{-1}$

- 4.1 Écrire l'expression du quotient de réaction associé à l'équation proposée et justifier que les deux métaux n'y figurent pas.
- 4.2 Calculer $Q_{r,i}$ pour chacune des deux piles et en déduire, à l'aide du critère d'évolution spontanée, le sens de fonctionnement de chacune.
- 4.3 Pour chaque pile, indiquer l'anode, le pôle —, et écrire les deux réactions aux électrodes. Que se passerait-il avec $[\text{Sn}^{2+}]_i = 2,1 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Pb}^{2+}]_i = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$? Quelle tension à vide mesurerait-on alors ?

Exercice 5 Compter les électrons qui circulent



Une pile alcaline débite un courant d'intensité constante $I = 50 \text{ mA}$ pendant $\Delta t = 12 \text{ h}$. À l'anode, le zinc est oxydé selon $\text{Zn(s)} + 2 \text{HO}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{ZnO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} + 2 \text{e}^-$.

- 5.1 Calculer la quantité d'électricité Q débitée par la pile pendant cette durée, en coulombs.
- 5.2 En déduire la quantité de matière d'électrons ayant circulé dans le circuit, puis la quantité de matière de zinc consommée et la masse de zinc correspondante.
- 5.3 Vérifier que $1 \text{ A} \cdot \text{h} = 3600 \text{ C}$ et exprimer Q en ampères-heures. La pile porte l'indication « $2,4 \text{ A} \cdot \text{h}$ » : pendant combien de temps pourrait-elle débiter le même courant avant d'être utilisée ?

Exercice 6 Les électrodes maigrissent, ou grossissent



Une pile Daniell est constituée d'une lame de zinc et d'une lame de cuivre, de masse $5,00 \text{ g}$ chacune, entièrement immergées dans $V = 200,0 \text{ mL}$ de solution de sulfate de zinc et dans $V = 200,0 \text{ mL}$ de solution de sulfate de cuivre(II) à $c = 0,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Elle débite $I = 0,20 \text{ A}$ pendant $\Delta t = 2 \text{ h } 40 \text{ min}$.

- 6.1 Écrire l'équation de fonctionnement de cette pile, puis montrer que la quantité de matière d'électrons ayant circulé vaut $n(\text{e}^-) = 1,99 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
- 6.2 En déduire la masse de zinc consommée, la masse de cuivre déposée, puis la masse finale de chaque lame.
- 6.3 Déterminer la concentration en ions cuivre(II) restant dans la seconde demi-pile à la fin de l'expérience. La pile s'use lorsque le réactif limitant, zinc ou ions cuivre(II), est épuisé : l'identifier, puis calculer la capacité de la pile en C puis en $\text{A} \cdot \text{h}$, ainsi que sa durée totale de fonctionnement sous $0,20 \text{ A}$.

Exercice 7 La pile bouton d'une montre



Une pile bouton à l'oxyde d'argent, d'équation de fonctionnement $\text{Zn(s)} + \text{Ag}_2\text{O(s)} \longrightarrow \text{ZnO(s)} + 2 \text{Ag(s)}$ et de capacité annoncée $Q = 150 \text{ mA} \cdot \text{h}$, alimente une montre à quartz qui consomme $I = 2,0 \mu\text{A}$.

- 7.1 Écrire les deux réactions aux électrodes sachant que le zinc constitue le pôle – et que l'électrolyte est basique (réaction à l'anode : voir l'exercice 5), puis vérifier que leur somme redonne l'équation de fonctionnement.
- 7.2 Convertir la capacité annoncée en coulombs, puis calculer la quantité de matière d'électrons correspondante et la masse de zinc consommée lorsque la pile est usée.
- 7.3 Calculer la durée de fonctionnement de la montre, en secondes puis en années ($1 \text{ an} = 3,15 \times 10^7 \text{ s}$). Commenter.
- 7.4 La pile contient en réalité $0,25 \text{ g}$ de zinc et $0,80 \text{ g}$ d'oxyde d'argent. Déterminer le réactif limitant, en déduire la capacité théorique de la pile, la comparer à la valeur du fabricant et expliquer l'écart.

Exercice 8 Oxydants et réducteurs de la vie courante



On donne six couples oxydant/réducteur d'usage courant :

- | | | |
|--|--|---|
| a) $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O(l)}$ | b) $\text{Cl}_2(\text{aq})/\text{Cl}^-(\text{aq})$ | c) $\text{ClO}^-(\text{aq})/\text{Cl}^-(\text{aq})$ |
| d) $\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$ | e) $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6(\text{aq})/\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq})$ | f) $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})/\text{Mg(s)}$ |

L'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ est la vitamine C, l'ion hypochlorite ClO^- le principe actif de l'eau de Javel.

- 8.1 Écrire la demi-équation électronique de chacun de ces couples, en milieu acide lorsque c'est nécessaire.
- 8.2 Il ne faut jamais mélanger de l'eau de Javel et un détartrant acide contenant des ions chlorure. Écrire l'équation de la réaction entre ions hypochlorite et ions chlorure en milieu acide et expliquer le danger.
- 8.3 On ajoute de la vitamine C dans une conserve de fruits pour éviter qu'ils ne brunissent au contact du dioxygène de l'air : écrire l'équation de la réaction correspondante et justifier ce rôle protecteur.
- 8.4 Une « pile à air » associe, dans de l'eau salée, une électrode de magnésium et une électrode poreuse où le dioxygène de l'air est réduit selon $\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)} + 4 \text{e}^- \longrightarrow 4 \text{HO}^-(\text{aq})$. Écrire son équation de fonctionnement et donner la polarité du magnésium.