

# Piles et évolution

## Corrigé des exercices - niveau Terminale

Voici le corrigé détaillé des vingt exercices sur les piles et l'évolution spontanée. Compare la démarche (formule, valeurs avec unités, résultat avec le bon nombre de chiffres significatifs) avant de regarder le résultat.

Ce corrigé est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

## La correction détaillée : corrigé piles évolution

### Correction de l'exercice 1 : Questions de cours

1.  $Q_r = \frac{[C]^c[D]^d}{([A]^a[B]^b)}$ , solides et solvant exclus.
2. K ne dépend que de la **température** (et de l'écriture de l'équation).
3.  $Q_{r,i} < K$  : **sens direct** ;  $Q_{r,i} = K$  : **pas d'évolution** (équilibre) ;  $Q_{r,i} > K$  : **sens inverse**.
4. Un oxydant **gagne** des électrons, un réducteur en **cède**.
5. L'**anode** est le siège de l'oxydation : pôle  $-$ . La **cathode** est le siège de la réduction : pôle  $+$ .

### Correction de l'exercice 2 : Vrai ou faux ?

- a. **Faux** :  $Q_r$  dépend de l'état du système ; c'est K qui ne dépend que de la température.
- b. **Faux** :  $Q_{r,i} > K$  donne le sens inverse.
- c. **Vrai** : seules les espèces dissoutes interviennent.
- d. **Vrai** : oxydation, donc départ d'électrons vers le fil, pôle négatif.
- e. **Faux** : dans le pont, ce sont les ions qui se déplacent ; les électrons circulent dans les fils.
- f. **Vrai** : à l'équilibre plus aucune évolution, plus de courant.
- g. **Vrai** : le courant conventionnel va du  $+$  vers le  $-$  à l'extérieur de la pile.

### Correction de l'exercice 3 : Écrire des quotients de réaction

- a.  $Q_r = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$  (solides absents).
- b.  $Q_r = \frac{[Cu^{2+}]}{[Ag^+]^2}$ .
- c.  $Q_r = \frac{[Fe^{2+}]^2}{[Cu^{2+}][Fe^{3+}]^2}$ .

d.  $Q_r = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \div ([\text{CH}_3\text{COOH}] \times [\text{HO}^-])$  (l'eau solvant est absente).

#### Correction de l'exercice 4 : Sens d'évolution

$Q_r = [\text{Cu}^{2+}] \div [\text{Ag}^+]^2$  avec  $K = 2,0 \times 10^{15}$ .

a.  $Q_{r,i} = 0,10 \div (0,010)^2 = 1,0 \times 10^3 < K$  : **sens direct**.

b.  $Q_{r,i} = 1,0 \div (1,0 \times 10^{-9})^2 = 1,0 \times 10^{18} > K$  : **sens inverse** (le cuivre se forme, l'argent se dissout).

c.  $Q_{r,i} = 0,010 \div (0,10)^2 = 1,0 < K$  : **sens direct**.

#### Correction de l'exercice 5 : Une pile cuivre-argent

1. Le voltmètre indique une tension positive avec V relié à B : **B (argent) est le pôle +**, donc **A (cuivre) est le pôle -**.

2. Anode A :  **$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$**  (oxydation). Cathode B :  **$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$**  (réduction).

3. En équilibrant les électrons (2  $\text{Ag}^+$  pour 1 Cu) :  **$\text{Cu} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}$** .

4. Les **électrons** vont de A vers B dans le fil ; le **courant** va de B vers A.

5. Les anions  **$\text{NO}_3^-$**  migrent vers la demi-pile de l'anode (cuivre) ; les cations  **$\text{K}^+$**  migrent vers celle de la cathode (argent).

6.  **$\text{Cu(s)} \mid \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}) \mid \text{Ag(s)}$** .

#### Correction de l'exercice 6 : Pile aluminium-cuivre

1.  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$  ;  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ .

2. Deux atomes d'aluminium cèdent **6 électrons**, que reçoivent 3 ions  $\text{Cu}^{2+}$  :  **$2 \text{Al} + 3 \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cu}$** .

3.  **$Q_r = [\text{Al}^{3+}]^2 \div [\text{Cu}^{2+}]^3$** .

4. Anode (Al, oxydation) : pôle - ; cathode (Cu, réduction) : pôle +.

#### Correction de l'exercice 7 : Quantité d'électricité

1.  $\Delta t = 2,0 \times 3\,600 = 7,2 \times 10^3 \text{ s}$ .

2.  $Q = I \times \Delta t = 0,050 \times 7\,200 = 360 \text{ C}$ .

3.  $n(\text{e}^-) = Q \div F = 360 \div 96\,500 = 3,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

#### Correction de l'exercice 8 : Variation de masse des électrodes

1.  $n(\text{Zn}) = n(\text{e}^-) \div 2 = 3,73 \times 10^{-3} \div 2 = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

2.  $m(\text{Zn}) = 1,865 \times 10^{-3} \times 65,4 = 0,12 \text{ g}$  perdus.

3.  $n(\text{Cu})$  déposé =  $1,865 \times 10^{-3} \text{ mol}$  ;  $m(\text{Cu}) = 1,865 \times 10^{-3} \times 63,5 = 0,12 \text{ g}$  gagnés.

4. Les ions  $\text{Zn}^{2+}$  augmentent de  **$1,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$**  (un  $\text{Zn}^{2+}$  par zinc oxydé).

#### Correction de l'exercice 9 : Caractéristique d'une pile

1. À  $I = 0$  :  **$U = 1,10 \text{ V}$**  (tension à vide).
2.  $E = 1,10 \text{ V}$  (ordonnée à l'origine). Pente =  $(0,10 - 1,10) \div (0,100 - 0) = -10 \text{ V} \cdot \text{A}^{-1}$ , donc  **$r = 10 \Omega$** .
3.  $U = 0$  :  $I = E \div r = 1,10 \div 10 = 0,110 \text{ A}$ , soit  **$110 \text{ mA}$** .
4. À  $50 \text{ mA}$  :  $U = 1,10 - 10 \times 0,050 = 0,60 \text{ V}$ ,  $P = U \times I = 0,60 \times 0,050 = \mathbf{30 \text{ mW}}$ . À  $100 \text{ mA}$  :  $U = 0,10 \text{ V}$ ,  $P = 0,10 \times 0,100 = \mathbf{10 \text{ mW}}$ . La puissance n'est pas maximale quand l'intensité est maximale : elle passe par un maximum, ici vers  $55 \text{ mA}$  ( $R = r$ ).

### Correction de l'exercice 10 : Suivi des concentrations d'une pile

1.  $[\text{Cu}^{2+}]$  **diminue** ( $\text{Cu}^{2+}$  est réduit en  $\text{Cu}$ ) : courbe qui descend ;  $[\text{Zn}^{2+}]$  **augmente** ( $\text{Zn}$  oxydé en  $\text{Zn}^{2+}$ ) : courbe qui monte.
2. La somme reste égale à  **$1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$**  : chaque ion  $\text{Cu}^{2+}$  consommé est compensé par un ion  $\text{Zn}^{2+}$  formé (volumes égaux).
3. Pente :  $(0,22 - 0,50) \div 30 = \mathbf{-9,3 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}}$ .
4. Quantité consommée par heure :  $9,3 \times 10^{-3} \times 0,100 = 9,3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{h}^{-1} = 2,6 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{s}^{-1}$ .  $I = 2 F \times 2,6 \times 10^{-7} = 2 \times 96\,500 \times 2,59 \times 10^{-7} \approx \mathbf{0,050 \text{ A}}$ .
5.  $t = 0,50 \div 9,3 \times 10^{-3} \approx \mathbf{54 \text{ h}}$ .

### Correction de l'exercice 11 : La pile alcaline

1. C'est la **capacité** : charge totale que la pile peut débiter.  $Q = 2,4 \text{ A} \cdot \text{h} \times 3\,600 \text{ s} \cdot \text{h}^{-1} = \mathbf{8,64 \times 10^3 \text{ C}}$ .
2.  $n(e^-) = 8\,640 \div 96\,500 = \mathbf{8,95 \times 10^{-2} \text{ mol}}$ .
3.  $\Delta t = Q \div I = 8\,640 \div 0,120 = 7,2 \times 10^4 \text{ s} = \mathbf{20 \text{ h}}$  (ou  $2\,400 \div 120 = 20 \text{ h}$ ).
4.  $n(\text{Zn}) = 8,95 \times 10^{-2} \div 2 = 4,48 \times 10^{-2} \text{ mol}$  ;  $m = 4,48 \times 10^{-2} \times 65,4 = \mathbf{2,9 \text{ g}}$ .

### Correction de l'exercice 12 : Vers l'équilibre

1.  $Q_r = [\text{Fe}^{2+}][\text{Ag}^+] \div [\text{Fe}^{3+}]$  ;  $Q_{r,i} = 0,010 \times 0,050 \div 0,10 = \mathbf{5,0 \times 10^{-3}} < K = 0,32$  : **sens direct**.
2.  $[\text{Fe}^{3+}] = 0,10 - y$  ;  $[\text{Fe}^{2+}] = 0,010 + y$  ;  $[\text{Ag}^+] = 0,050 + y$ .
3.  $(0,010 + y)(0,050 + y) = 0,32(0,10 - y)$  donne  $y^2 + 0,060 y + 5,0 \times 10^{-4} = 0,032 - 0,32 y$ , soit  **$y^2 + 0,38 y - 0,0315 = 0$** .
4. Avec  $y = 0,070$  :  $[\text{Fe}^{3+}] = \mathbf{0,030}$  ;  $[\text{Fe}^{2+}] = \mathbf{0,080}$  ;  $[\text{Ag}^+] = \mathbf{0,120 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$ .  $Q_r = 0,080 \times 0,120 \div 0,030 = \mathbf{0,32 = K}$ .

### Correction de l'exercice 13 : Pile et tableau d'avancement

1.  $n(\text{Cu}^{2+}) = 0,20 \times 0,050 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ , réactif limitant :  **$x_{\text{max}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$** .
2.  $n(\text{Zn}^{2+})_{\text{final}} = 1,0 \times 10^{-2} + 1,0 \times 10^{-2} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$  ; concentration =  $2,0 \times 10^{-2} \div 0,050 = \mathbf{0,40 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$ .

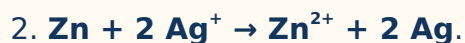
3.  $n(e^-) = 2 x_{\max} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$  ;  $Q = 2,0 \times 10^{-2} \times 96\,500 = \mathbf{1,93 \times 10^3 \text{ C}}$ .

4.  $\Delta t = 1\,930 \div 0,010 = 1,93 \times 10^5 \text{ s} = \mathbf{53,6 \text{ h}}$ .

5. Zn :  $-1,0 \times 10^{-2} \times 65,4 = \mathbf{-0,65 \text{ g}}$  ; Cu :  $+1,0 \times 10^{-2} \times 63,5 = \mathbf{+0,64 \text{ g}}$ .

#### Correction de l'exercice 14 : Pile zinc-argent

1. Anode : Zn (oxydation), pôle – ; cathode : Ag (réduction), pôle + ; les électrons vont du zinc vers l'argent dans le fil.



3.  $n(\text{Zn}) = 0,100 \div 65,4 = 1,53 \times 10^{-3} \text{ mol}$  ;  $n(\text{Ag}) = 2 \times 1,53 \times 10^{-3} = 3,06 \times 10^{-3} \text{ mol}$  ;  $m(\text{Ag}) = 3,06 \times 10^{-3} \times 108 = \mathbf{0,33 \text{ g}}$ .

#### Correction de l'exercice 15 : Corriger les erreurs

a. À la cathode a lieu une **réduction**.

b.  $\mathbf{Q_r = [Zn^{2+}] \div [Cu^{2+}]}$  : les solides Zn et Cu ne figurent pas.

c. Les électrons circulent dans les  **fils métalliques**  ; dans le pont, ce sont les ions qui migrent.

d.  $Q_{r,i} < K$  : sens **direct**.

e. La charge d'une mole d'électrons est  $\mathbf{9,65 \times 10^4 \text{ C}}$ .

#### Correction de l'exercice 16 : Le rôle du pont salin

1. Sans pont, le circuit est **ouvert** : les ions ne peuvent pas circuler d'une demi-pile à l'autre, la charge ne peut pas se refermer.

2. Dans la demi-pile de l'anode, des ions  $\text{Zn}^{2+}$  apparaîtraient sans compensation : charge **positive** ; dans celle de la cathode, des ions  $\text{Cu}^{2+}$  disparaîtraient : charge **négative** (excès de  $\text{SO}_4^{2-}$ ). Cela freine puis stoppe le passage des électrons.

3. Un fil métallique conduit les électrons, pas les ions : il ne maintient pas l'électroneutralité dans les solutions.

4. Les ions du pont ( $\text{K}^+$ ,  $\text{NO}_3^-$ ) servent seulement à transporter la charge ; ils ne doivent pas participer aux réactions d'électrode ni former de précipité avec les ions des solutions.

#### Correction de l'exercice 17 : Pesée des électrodes

1. Zn :  $5,00 \text{ g} \rightarrow 4,39 \text{ g}$ , soit  $\mathbf{-0,61 \text{ g}}$  ; Cu :  $5,00 \text{ g} \rightarrow 5,59 \text{ g}$ , soit  $\mathbf{+0,59 \text{ g}}$ .

2.  $Q = 0,050 \times 10 \times 3\,600 = \mathbf{1,8 \times 10^3 \text{ C}}$  ;  $n(e^-) = 1\,800 \div 96\,500 = \mathbf{1,87 \times 10^{-2} \text{ mol}}$ .

3.  $n(\text{Zn}) = n(\text{Cu}) = 9,33 \times 10^{-3} \text{ mol}$  ;  $\Delta m(\text{Zn}) = -9,33 \times 10^{-3} \times 65,4 = \mathbf{-0,61 \text{ g}}$  ;  $\Delta m(\text{Cu}) = +9,33 \times 10^{-3} \times 63,5 = \mathbf{+0,59 \text{ g}}$ . Cohérent avec la lecture.

4. La lame de **zinc** est l'anode : sa masse **diminue** car le métal est oxydé en ions  $\text{Zn}^{2+}$  passés en solution.

### Correction de l'exercice 18 : Pile à combustible

1. En doublant la demi-équation de  $\text{H}_2$  :  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$  (les  $\text{H}^+$  et les électrons se simplifient).
2.  $Q = 2,0 \times 3\,600 = 7,2 \times 10^3 \text{ C}$  ;  $n(\text{e}^-) = 7\,200 \div 96\,500 = 7,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .
3.  $n(\text{H}_2) = n(\text{e}^-) \div 2 = 3,73 \times 10^{-2} \text{ mol}$ ,  $V = 3,73 \times 10^{-2} \times 24 = 0,90 \text{ L}$  ;  $n(\text{O}_2) = n(\text{e}^-) \div 4 = 1,87 \times 10^{-2} \text{ mol}$ ,  $V = 0,45 \text{ L}$ .
4.  $n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2) = 3,73 \times 10^{-2} \text{ mol}$  ;  $m = 3,73 \times 10^{-2} \times 18,0 = 0,67 \text{ g}$ .

### Correction de l'exercice 19 : Une pile pour une horloge

Besoin :  $Q = I \times \Delta t = 2,0 \times 10^{-3} \times 1\,000 \times 3\,600 = 7,2 \times 10^3 \text{ C}$ , soit  $n(\text{e}^-) = 7\,200 \div 96\,500 = 7,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$ .

Disponible :  $n(\text{Zn}) = 4,0 \div 65,4 = 6,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$  (peut fournir 0,12 mol d'électrons) ;  $n(\text{Cu}^{2+}) = 0,30 \times 0,100 = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ , soit  $6,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$  d'électrons :  **$\text{Cu}^{2+}$  est le réactif limitant.**

Charge disponible :  $6,0 \times 10^{-2} \times 96\,500 = 5,79 \times 10^3 \text{ C}$ , d'où  $\Delta t = 5\,790 \div 2,0 \times 10^{-3} = 2,9 \times 10^6 \text{ s} \approx 8,0 \times 10^2 \text{ h} < 1\,000 \text{ h}$  : cela ne suffit pas.

Modification : il faut au moins  $n(\text{Cu}^{2+}) = 3,7 \times 10^{-2} \text{ mol}$ , donc une solution à **0,38 mol·L<sup>-1</sup>** dans 100 mL (ou 125 mL à 0,30 mol·L<sup>-1</sup>) ; le zinc est suffisant.

### Correction de l'exercice 20 : Rien ne se passe ?

1.  $\text{Cu(s)} + \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn(s)}$  ; c'est la réaction inverse :  **$K' = 1 \div K = 5 \times 10^{-38}$** .
2.  $Q_r = [\text{Cu}^{2+}] \div [\text{Zn}^{2+}] \approx 0$  au départ :  $Q_r < K'$  : le sens direct est **théoriquement** favorisé, mais  $K'$  est ridiculement petit.
3. À l'équilibre :  $[\text{Cu}^{2+}] = K' \times [\text{Zn}^{2+}] = 5 \times 10^{-38} \times 0,10 = 5 \times 10^{-39} \text{ mol·L}^{-1}$  : quantité totalement indétectable. L'observation « rien ne se passe » est **cohérente**.
4. Avec Zn dans  $\text{Cu}^{2+}$ , la réaction directe de  $K = 2 \times 10^{37}$  est quasi totale : le cuivre se dépose, la solution se décolore. Une grande valeur de  $K$  signifie une transformation pratiquement totale.

## Comment progresser après ce corrigé

Si tu as buté sur les exercices 3 et 4, entraîne-toi à écrire  $Q_r$  à partir de l'équation, puis à comparer à  $K$  sans calculer plus que nécessaire. Pour les piles, fais systématiquement le même schéma : électrons de l'anode (–) vers la cathode (+), ions du pont dans l'autre sens. Refais les exercices 7, 11 et 13 pour t'assurer que tu enchaînes sans erreur  $Q = I \times \Delta t$ ,  $n(\text{e}^-) = Q \div F$  puis la quantité de matière transformée.

Retour aux énoncés des exercices