BURHAN

Transformations spontanées dans les piles et récupération d'énergie

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

Version en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/piles-et-recuperation-d-energie/cours

Chapitre	Semestre
Transformations spontanées dans les piles et récupération d'énergie	Semestre 2

Transfert direct d'électrons entre deux couples

Une lame de zinc dans une solution bleue

Devine : Ce que devient la lame de zinc

Une lame de zinc bien poncée est laissée dans un bécher de sulfate de cuivre (II), d'un bleu vif. Que prévois-tu après une vingtaine de minutes ?

A. Rien ne change : un métal ne réagit pas avec une solution.

Faux.

Si : le zinc cède des électrons aux ions cuivre (II) qui touchent la lame.

B. Un dépôt rouge brun couvre le zinc et le bleu pâlit.

Juste.

Oui : des ions cuivre (II) deviennent du cuivre métallique sur la lame. Moins nombreux, ils colorent moins la solution.

C. La solution devient plus bleue et la lame brille davantage.

Faux.

La teinte bleue vient des ions cuivre (II). Leur quantité diminue : la solution pâlit.

Correction

La lame se couvre de cuivre et la solution pâlit. Une transformation chimique a lieu au contact de la lame.

Dans un bécher, on verse une solution de sulfate de cuivre (II), $(\mathrm{Cu}^{2+} + \mathrm{SO}_4^{2-})$. On y plonge une lame de zinc et un thermomètre.

Au bout de quelques minutes, un dépôt rouge brun de cuivre recouvre la lame. La teinte bleue de la solution pâlit peu à peu. Le thermomètre indique une hausse de la température : la transformation libère de la chaleur.

Deux couples échangent des électrons

Remarque : Rappel du couple oxydant/réducteur et de la demi-équation

Un oxydant est une espèce capable de capter des électrons ; un réducteur, une espèce capable d'en céder. Un couple Ox/Red est décrit par sa demi-équation, écrite avec la double flèche. Ici, deux couples interviennent : $\mathrm{Cu^{2+}}/\mathrm{Cu}$ et $\mathrm{Zn^{2+}}/\mathrm{Zn}$.

Au contact de la lame, chaque atome de zinc cède deux électrons :

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

Chaque ion cuivre (II) qui touche la lame capte deux électrons :

$$\mathrm{Cu^{2+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{e^-} \rightleftharpoons \mathrm{Cu_{(s)}}$$

La somme des deux demi-équations donne l'équation de la transformation, sans électron :

$$\mathrm{Zn_{(s)}} + \mathrm{Cu^{2+}_{(aq)}} \longrightarrow \mathrm{Zn^{2+}_{(aq)}} + \mathrm{Cu_{(s)}}$$

Les électrons passent directement du zinc aux ions cuivre (II) : c'est un **transfert direct** d'électrons.

Le critère prévoit le sens observé

Remarque : Rappel du quotient de réaction et du critère d'évolution spontanée

Pour la réaction du zinc avec les ions cuivre (II), les solides n'apparaissent pas dans le quotient de réaction :

$$Q_r = \frac{[\mathrm{Zn^{2+}}]}{[\mathrm{Cu^{2+}}]}$$

Un système évolue spontanément de sorte que Q_r se rapproche de K. Il évolue dans le sens direct si $Q_{r,i} < K$, dans le sens inverse si $Q_{r,i} > K$.

Au départ, la solution ne contient aucun ion zinc : $Q_{r,i} = 0$. La constante d'équilibre de cette réaction vaut $K = 1{,}9 \times 10^{37}$ à $25\,^\circ\mathrm{C}$.

Comme $Q_{r,i} < K$, le système évolue dans le sens direct. Le zinc est oxydé et les ions cuivre (II) sont réduits : c'est bien ce que l'on observe.

Vérifie : Deux ions déjà présents au départ

On plonge du zinc dans une solution qui contient des ions zinc et des ions cuivre (II) à la même concentration. Que prévoit le critère ?

A. Le sens inverse : des ions zinc sont déjà présents.
Faux.

Les ions zinc présents donnent $Q_{r,i} = 1$, valeur encore très inférieure à K.

B. Aucune évolution : le système est déjà à l'équilibre.

Faux.

L'équilibre exige $Q_r = K$; ici $Q_{r,i} = 1$ est très loin de K.

C. Le sens direct : $Q_{r,i} = 1$ reste inférieur à K.

Juste.

Oui : les concentrations égales donnent $Q_{r,i} = 1$, et $1 < K$. Le zinc est oxydé.

Correction

Le quotient initial vaut $Q_{r,i} = 1$, très inférieur à $K = 1{,}9 \times 10^{37}$: le système évolue dans le sens direct, le zinc est oxydé.

Où part l'énergie du transfert direct

Dans le bécher, les électrons passent du zinc aux ions qui touchent la lame : ils ne parcourent aucun circuit. L'énergie libérée chauffe la solution, et aucun appareil ne peut en profiter.

Pour récupérer ces électrons, il faut les obliger à passer par un fil.

À retenir : Séparer les deux couples pour faire passer les électrons par un fil

Plaçons le zinc et les ions cuivre (II) dans deux récipients séparés : ils ne se touchent plus. Les électrons cédés par le zinc ne peuvent rejoindre les ions cuivre (II) qu'à travers un conducteur extérieur.

Le transfert devient **indirect**. Le courant qu'il crée peut faire fonctionner un appareil.

À toi : Prévoir le sens pour le zinc et les ions argent

Une lame de zinc plonge dans une solution incolore de nitrate d'argent, sans ion zinc au départ. On lui associe la réaction :

$$\mathrm{Zn_{(s)} + 2\,Ag^{+}_{(aq)} \rightleftharpoons Zn^{2+}_{(aq)} + 2\,Ag_{(s)}}$$

Sans connaître la valeur de sa constante d'équilibre K, prévois le sens d'évolution, puis deux observations.

Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1

Écris le quotient de réaction : les solides n'y figurent pas.

Indice 2

Quelle concentration est nulle au départ ?

Indice 3

Point délicat : une constante d'équilibre est un nombre strictement positif.

Réponse
Le quotient s'écrit :

$$Q_r = \frac{[\mathrm{Zn^{2+}}]}{[\mathrm{Ag^{+}}]^2}$$

Sans ion zinc au départ, $Q_{r,i} = 0$: quelle que soit la valeur de K, $Q_{r,i} < K$, et le système évolue dans le sens direct.

Conclusion. Le zinc est oxydé et les ions argent sont réduits. Un dépôt gris d'argent se forme sur la lame ; la solution reste incolore, car les ions zinc sont incolores.

Constitution d'une pile : demi-piles et pont salin

Deux béchers reliés à un voltmètre

Devine : Ce qu'indique le voltmètre

Une lame de zinc plonge dans une solution de sulfate de zinc ; une lame de cuivre, dans une solution de sulfate de cuivre (II), dans un autre bécher. On relie les lames à un voltmètre. Que prévois-tu, avant puis après avoir relié les deux solutions par un pont salin ?

A. Environ un volt, avant comme après.
Faux.
Sans pont salin, aucun courant ne peut circuler entre les béchers : le voltmètre n'indique rien.

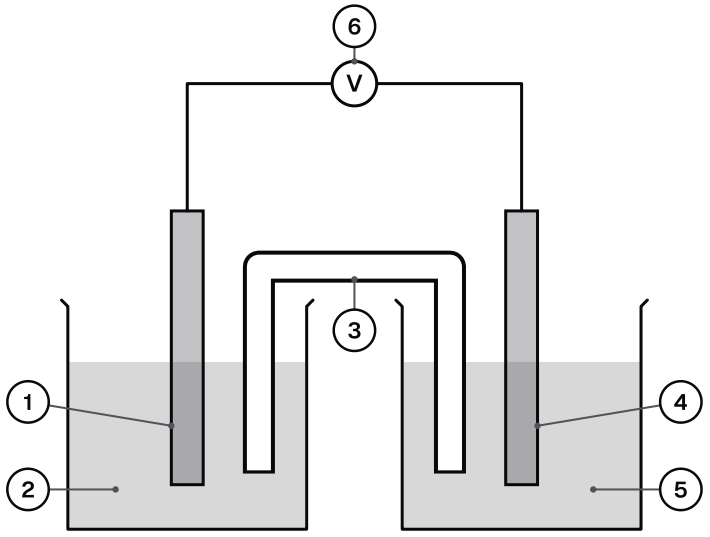
B. Une tension nulle, avant comme après.
Faux.
Le pont salin ferme le circuit : une tension apparaît dès qu'il est en place.

C. Nulle avant, environ un volt après.
Juste.
Oui : le pont salin relie les deux solutions, et une tension d'environ un volt apparaît.

Correction
Sans pont salin, la tension mesurée est nulle. Dès que le pont relie les deux solutions, le voltmètre indique une tension d'environ un volt.

Chaque bécher contient $100\,\mathrm{mL}$ de solution. Les concentrations valent $[\mathrm{Zn^{2+}}] = 0{,}100\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ et $[\mathrm{Cu^{2+}}] = 0{,}100\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

Tant que les deux béchers ne communiquent pas, le voltmètre affiche $0{,}00\,\mathrm{V}$. On plonge alors les extrémités d'un tube en U, rempli d'un gel de chlorure de potassium, dans les deux solutions. Le voltmètre affiche aussitôt $1{,}10\,\mathrm{V}$.



Pile zinc-cuivre branchée sur un voltmètre.

1 : lame de zinc Zn

2 : solution de sulfate de zinc $(\mathrm{Zn^{2+}} + \mathrm{SO_4^{2-}})$

3 : pont salin au chlorure de potassium

4 : lame de cuivre Cu

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

6 : voltmètre

Le rôle du pont salin

Sans le tube en U, l'espace entre les deux béchers interrompt le circuit : aucune charge ne peut le franchir. Les ions potassium et chlorure du gel, eux, peuvent se déplacer d'une solution à l'autre.

Ces ions ne réagissent ni avec le zinc, ni avec le cuivre, ni avec leurs ions. Le tube relie les solutions sans les mélanger.

Définition : Pile électrochimique : demi-piles et pont salin

Une **pile électrochimique** est formée de deux **demi-piles** reliées par un **pont salin**. Chaque demi-pile contient l'oxydant et le réducteur d'un même couple. Pour un couple $\mathrm{M^{n+}/M}$, c'est une lame du métal M, appelée **électrode**, qui plonge dans une solution contenant les ions $\mathrm{M^{n+}}$.

Le **pont salin** est un tube contenant une solution ionique, en général gélifiée, dont les ions ne réagissent avec aucune espèce de la pile (chlorure de potassium ou nitrate d'ammonium, par exemple). Il ferme le circuit, maintient l'électroneutralité de chaque solution et empêche les réactifs des deux couples de se mélanger.

Les deux électrodes sont reliées par un **circuit extérieur** (conducteur ohmique, lampe, moteur, ampèremètre). Les réactifs ne sont pas en contact : les électrons échangés passent par ce circuit.

Exemple : Repérer les deux demi-piles de la pile zinc-cuivre

- Première demi-pile : couple $\mathrm{Zn^{2+}/Zn}$; l'électrode est la lame de zinc, la solution contient les ions $\mathrm{Zn^{2+}}$.
- Seconde demi-pile : couple $\mathrm{Cu^{2+}/Cu}$; l'électrode est la lame de cuivre, la solution contient les ions $\mathrm{Cu^{2+}}$.
- Pont salin : gel de chlorure de potassium, inerte vis-à-vis des quatre espèces des deux couples.
- Circuit extérieur : ici, le voltmètre et ses deux fils.

Vérifie : Pourquoi deux béchers plutôt qu'un

Pourquoi ne plonge-t-on pas les deux lames dans un seul bécher contenant les deux solutions mélangées ?

A. Le zinc réagirait directement avec les ions cuivre (II).
Juste.
Oui : c'est le transfert direct. L'énergie partirait en chaleur, sans courant utile dans le circuit.

B. Les deux lames se toucheraient forcément dans le bécher.
Faux.
Deux lames peuvent rester écartées dans un bécher : le problème vient du contact entre le zinc et les ions cuivre (II).

C. Le mélange des solutions ne conduirait plus le courant.
Faux.
Un mélange de solutions ioniques conduit le courant : ce n'est pas la raison.

Correction
Dans un seul bécher, le zinc toucherait les ions cuivre (II) : le transfert serait direct et l'énergie partirait en chaleur. Séparer les couples force les électrons à passer par le circuit.

À retenir : Deux demi-piles, un pont salin et un circuit fermé

Une pile ne débite que si trois conditions sont réunies : deux demi-piles de couples différents, un pont salin entre leurs solutions et un circuit extérieur fermé entre leurs électrodes.

De la pile au circuit

Une pile possède deux bornes : ses deux électrodes. On les relie par un circuit extérieur, formé de fils et d'un dipôle : conducteur ohmique, lampe, moteur ou ampèremètre.

Lorsque ce circuit est fermé, la pile débite un courant. La section suivante en étudie le sens.

Remarque : Pourquoi le voltmètre ne fait presque pas débiter la pile

Un voltmètre a une très grande résistance. Branché seul entre les électrodes, il ne laisse passer qu'un courant négligeable : la pile ne débite pratiquement pas, et la tension mesurée est celle de la pile à vide.

À toi : Décrire une pile cuivre-argent

On veut réaliser une pile avec les couples $\mathrm{Ag^+/Ag}$ et $\mathrm{Cu^{2+}/Cu}$. Décris les deux demi-piles et le pont salin : électrode, solution, ions présents.

Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1
Une demi-pile réunit les deux espèces d'un seul couple.
Indice 2
La solution d'une demi-pile contient les ions du métal de son électrode.
Indice 3
Point délicat : les ions chlorure forment un précipité avec les ions argent ; le pont salin ne peut pas en contenir.

Réponse

- Demi-pile de l'argent : lame d'argent dans une solution de nitrate d'argent $(\mathrm{Ag^+ + NO_3^-})$.
- Demi-pile du cuivre : lame de cuivre dans une solution de sulfate de cuivre (II).
- Pont salin : gel de nitrate de potassium, dont les ions ne réagissent ni avec les deux métaux, ni avec leurs ions.

Conclusion. Le chlorure de potassium ne convient pas ici : ses ions chlorure précipiteraient avec les ions argent.

Anode, cathode, pôles et porteurs de charge

La pile zinc-cuivre débite dans un conducteur ohmique

Devine : Par où les électrons quittent la pile

On remplace le voltmètre de la pile zinc-cuivre par un conducteur ohmique et un ampèremètre en série. Après quelques heures, la lame de zinc est rongée et du cuivre s'est déposé sur la lame de cuivre. Par quelle lame les électrons quittent-ils la pile ?

A. Par la lame de cuivre.
Faux.
Le cuivre s'y dépose : des ions y captent des électrons, qui arrivent donc par cette lame.

B. Par la lame de zinc.

Juste.
Oui : le zinc s'oxyde, ses atomes cèdent des électrons à la lame, qui les envoie dans les fils.

C. Par le pont salin.

Faux.
Aucun électron ne traverse le pont salin : seuls des ions s'y déplacent.

Correction
Les électrons quittent la pile par la lame de zinc, où les atomes de zinc les cèdent en passant en solution.

L'ampèremètre indique un courant non nul : la pile débite. Le courant traverse le conducteur ohmique de la lame de cuivre vers la lame de zinc.

Pendant ce temps, la lame de zinc perd de la masse et la lame de cuivre en gagne. La teinte bleue du bécher du cuivre pâlit.

Oxydation à une électrode, réduction à l'autre

Définition : Anode et cathode d'une pile

Dans une pile qui débite :

- l'**anode** est l'électrode où se produit une **oxydation** ;
- la **cathode** est l'électrode où se produit une **réduction**.

L'oxydation et la réduction ont lieu en même temps : leur somme est l'équation bilan du fonctionnement de la pile.

Exemple : Nommer les électrodes de la pile zinc-cuivre

Sur la lame de zinc, les atomes de zinc perdent des électrons : c'est une oxydation, la lame de zinc est l'**anode**.

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

Sur la lame de cuivre, les ions cuivre (II) gagnent des électrons : c'est une réduction, la lame de cuivre est la **cathode**.

$$\mathrm{Cu^{2+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{e^-} \rightleftharpoons \mathrm{Cu_{(s)}}$$

Vérifie : Une électrode qui s'alourdit

Dans une pile qui débite, la masse d'une électrode augmente. Cette électrode est :

A. l'anode : le métal s'y forme par oxydation.
Faux.
Une oxydation consomme le métal de l'électrode : sa masse diminuerait.

B. ni l'anode ni la cathode.
Faux.
Chaque électrode d'une pile qui débite est l'anode ou la cathode.

C. la cathode : des cations y sont réduits en métal.
Juste.
Oui : le métal formé par la réduction se dépose sur la cathode.

Correction
Le métal qui se dépose provient de la réduction de ses cations : l'électrode qui s'alourdit est la cathode.

Pourquoi est-ce vrai ? L'oxydation libère des électrons dans l'anode ; la réduction en consomme dans la cathode. Les électrons ne peuvent aller de l'une à l'autre que par les fils.

L'énoncé suivant en déduit les pôles et le sens du courant ; sa preuve l'accompagne.

Pôles et sens des porteurs de charge

Propriété : Polarité d'une pile et sens des porteurs de charge

Dans une pile qui débite :

- l'anode est le **pôle négatif** et la cathode le **pôle positif** ;
- dans le circuit extérieur, les **électrons** circulent de l'anode vers la cathode, et le **courant** circule en sens inverse, de la cathode vers l'anode ;
- dans les solutions et le pont salin, le courant est porté par les **ions** : les cations se déplacent vers la cathode, les anions vers l'anode.

Démonstration
Étape 1. Par la définition de l'anode, une oxydation s'y produit : elle libère des électrons dans l'électrode. Ces électrons quittent l'anode par le circuit extérieur.

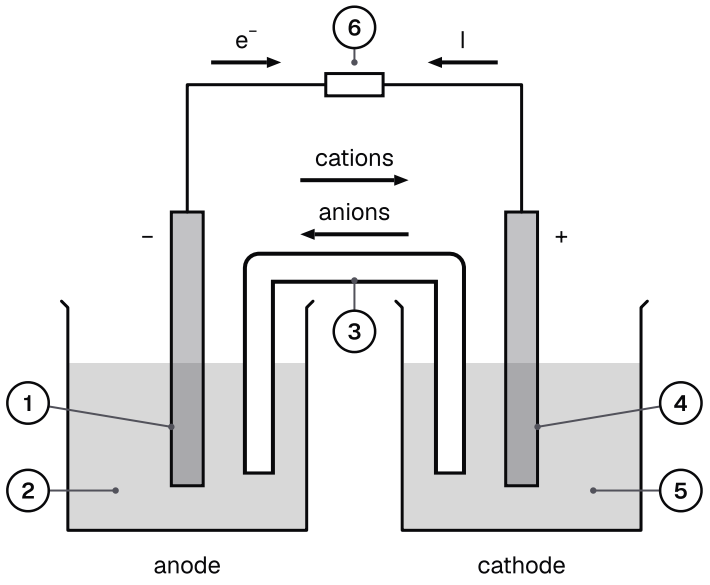
Étape 2. Par la définition de la cathode, une réduction s'y produit : elle consomme des électrons, qui arrivent par le circuit extérieur. Les électrons vont donc de l'anode vers la cathode.

Étape 3. Le sens conventionnel du courant est le sens inverse du déplacement des électrons : dans le circuit extérieur, le courant va de la cathode vers l'anode. Hors du générateur, le courant va du pôle positif vers le pôle négatif : la cathode est le pôle positif, l'anode le pôle négatif.

Étape 4. Dans le compartiment de l'anode, l'oxydation produit des cations ; dans celui de la cathode, la réduction en consomme. Pour que chaque solution reste électriquement neutre, des anions du pont salin entrent dans le compartiment de l'anode et des cations entrent dans celui de la cathode.

À retenir : Du sens des électrons aux pôles de la pile

Les électrons partent de l'électrode qui les libère : l'anode. Le courant circule en sens inverse et rentre dans la pile par l'anode. Dans le circuit extérieur, le courant va du pôle positif au pôle négatif : l'anode est donc le pôle négatif.



Pile zinc-cuivre qui débite dans un conducteur ohmique : pôles et porteurs de charge.

1 : lame de zinc Zn

2 : solution de sulfate de zinc $(\mathrm{Zn^{2+}} + \mathrm{SO_4^{2-}})$

3 : pont salin au chlorure de potassium

4 : lame de cuivre Cu

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

6 : conducteur ohmique

Exemple : Sens des porteurs dans la pile zinc-cuivre qui débite

- Dans les fils, les électrons vont de la lame de zinc vers la lame de cuivre.
- Le courant va de la lame de cuivre, pôle positif, vers la lame de zinc, pôle négatif.
- Dans le bécher du zinc, des ions $\mathrm{Zn^{2+}}$ apparaissent : des ions chlorure du pont salin y entrent pour garder la solution neutre.

- Dans le bécher du cuivre, des ions $\mathrm{Cu^{2+}}$ disparaissent : des ions potassium du pont salin y entrent.

Vérifie : Vers où vont les ions potassium

Pendant le fonctionnement de la pile zinc-cuivre, vers quel bécher se déplacent les ions potassium du pont salin ?

A. Ils restent dans le pont salin.
Faux.
Les ions du pont salin se déplacent : ce sont eux qui portent le courant entre les solutions.

B. Vers le bécher du cuivre.
Juste.
Oui : ce sont des cations, ils vont vers la cathode, où des ions cuivre (II) disparaissent.

C. Vers le bécher du zinc.
Faux.
Le bécher du zinc gagne des cations par l'oxydation : ce sont des anions qui y entrent.

Correction
Les ions potassium sont des cations : ils se déplacent vers le compartiment de la cathode, le bécher du cuivre.

Deux confusions à éviter

Attention : L'anode d'une pile n'est pas son pôle positif

✗ « L'anode est la borne positive de la pile. »

✓ L'anode est l'électrode dont le métal s'oxyde ; elle envoie des électrons dans les fils : c'est le pôle négatif. Se tromper ici fausse ensuite le sens des porteurs et le schéma conventionnel.

Attention : Aucun électron dans les solutions ni dans le pont salin

✗ « Les électrons reviennent à l'anode en traversant le pont salin. »

✓ Les électrons ne se déplacent que dans les métaux : les électrodes et les fils. Entre les deux solutions, ce sont des ions qui portent le courant.

À toi : Pile zinc-cuivre montée dans l'autre sens sur la paillasse

Un élève refait la pile zinc-cuivre en plaçant le bécher du zinc à droite. Il observe encore que la lame de zinc s'amincit. Donne l'anode et les pôles, le sens des électrons dans les fils, puis le sens des anions dans le pont salin.

Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1
Cherche l'électrode où se produit une oxydation.
Indice 2
Le courant et les électrons circulent en sens inverse dans les fils.
Indice 3
Point délicat : la position des béchers ne change rien ; seule la réaction à chaque électrode compte.

Réponse
Le zinc s'oxyde : la lame de zinc, à droite, est l'anode et le pôle négatif. La lame de cuivre, à gauche, est la cathode et le pôle positif.

Dans les fils, les électrons vont de la droite vers la gauche, du zinc vers le cuivre. Le courant va du cuivre vers le zinc.

Conclusion. Les anions du pont salin se déplacent vers le bécher du zinc, à droite.

Prévoir le fonctionnement d'une pile par le critère d'évolution spontanée

Une pile cuivre-argent à prévoir

On réalise une pile avec deux béchers de $100\,\mathrm{mL}$ de solution :

- une lame de cuivre dans une solution de sulfate de cuivre (II), avec $[\mathrm{Cu^{2+}}]_i = 1{,}00 \times 10^{-1}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$;
- une lame d'argent dans une solution de nitrate d'argent, avec $[\mathrm{Ag^{+}}]_i = 5{,}00 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

Un pont salin au nitrate de potassium relie les solutions. On associe à la pile la réaction :

$$\mathrm{Cu_{(s)} + 2\,Ag^{+}_{(aq)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,Ag_{(s)}}$$

dont la constante d'équilibre vaut $K = 2{,}2 \times 10^{15}$ à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$.

Devine : Quelle lame sera l'anode

Avant de fermer le circuit, prévois quelle électrode de cette pile sera l'anode.

A. La lame de cuivre.
Juste.
C'est ce que le critère va confirmer : le cuivre est le réducteur qui réagit.

B. La lame d'argent.

Faux.
Le critère va montrer que le sens direct a lieu : c'est le cuivre qui est oxydé.

C. On ne peut pas le savoir sans brancher la pile.
Faux.
Le critère d'évolution spontanée permet de le prévoir avant toute mesure.

Correction
Le critère, appliqué dans la suite, montre que le cuivre est oxydé : la lame de cuivre est l'anode.

Comparer le quotient de réaction initial à K

Remarque : Rappel sur le quotient de réaction de deux ions séparés

Les deux ions sont dans des béchers différents : chacun a sa concentration dans sa propre solution. Le quotient de réaction s'écrit avec ces concentrations, sans les solides :

$$Q_r = \frac{[\mathrm{Cu}^{2+}]}{[\mathrm{Ag}^{+}]^2}$$

Avec les concentrations initiales :

$$Q_{r,i} = \frac{1{,}00 \times 10^{-1}}{(5{,}00 \times 10^{-2})^2}$$
$$= 40{,}0$$

Comme $Q_{r,i} < K$, le système évolue dans le sens direct dès que le circuit est fermé.

Du sens d'évolution à la polarité

Pourquoi est-ce vrai ? Fermer le circuit permet au cuivre de céder ses électrons aux ions argent par les fils, sans contact entre eux. La transformation devient possible ; spontanée, elle obéit au critère d'évolution comme dans un bécher.

Propriété : Fonctionnement d'une pile et critère d'évolution spontanée

Dans une pile, on associe à la transformation l'équation écrite avec ses coefficients stœchiométriques :

$$\mathrm{Red}_1 + \mathrm{Ox}_2 \rightleftharpoons \mathrm{Ox}_1 + \mathrm{Red}_2$$

de constante d'équilibre K. Lorsque le circuit extérieur est fermé, le système évolue **spontanément** selon le critère d'évolution spontanée :

- si $Q_{r,i} < K$, il évolue dans le sens direct : Red_1 est oxydé, l'électrode du couple $\mathrm{Ox}_1/\mathrm{Red}_1$ est l'anode ;

- si $Q_{r,i} > K$, il évolue dans le sens inverse : $\mathrm{Red_2}$ est oxydé, l'électrode du couple $\mathrm{Ox_2/Red_2}$ est l'anode.

Le sens d'évolution donne l'anode, donc la polarité de la pile et le sens des porteurs de charge.

Démonstration

Étape 1. Le circuit extérieur fermé permet le transfert d'électrons entre $\mathrm{Red_1}$ et $\mathrm{Ox_2}$ sans contact entre eux : la transformation se produit spontanément. Par le critère d'évolution spontanée, Q_r évolue vers K.

Étape 2. Si $Q_{r,i} < K$, Q_r doit augmenter : le système évolue dans le sens direct et $\mathrm{Red_1}$ se transforme en $\mathrm{Ox_1}$. C'est une oxydation ; elle a lieu à l'électrode du couple $\mathrm{Ox_1/Red_1}$, qui est l'anode par la définition de l'anode.

Étape 3. Si $Q_{r,i} > K$, Q_r doit diminuer : le système évolue dans le sens inverse et $\mathrm{Red_2}$ se transforme en $\mathrm{Ox_2}$. L'électrode du couple $\mathrm{Ox_2/Red_2}$ est alors l'anode.

Étape 4. L'anode étant connue, la polarité d'une pile et le sens des porteurs de charge en découlent : anode au pôle négatif, électrons de l'anode vers la cathode dans le circuit extérieur.

À retenir : Du sens d'évolution à l'électrode qui s'oxyde

Le sens d'évolution désigne le réducteur qui réagit. Ce réducteur s'oxyde sur l'électrode de son couple : cette électrode est l'anode, pôle négatif de la pile.

Exemple : Polarité prévue pour la pile cuivre-argent

Sens direct : le cuivre est oxydé.

$$\mathrm{Cu_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,e^-}$$

La lame de cuivre est l'anode, pôle négatif ; la lame d'argent est la cathode, pôle positif. Dans les fils, les électrons vont de la lame de cuivre vers la lame d'argent.

Vérifie : Si le quotient initial dépassait K

Imagine une pile cuivre-argent pour laquelle $Q_{r,i} > K$. Quelle électrode serait l'anode ?

A. Aucune : la pile ne débiterait pas.
Faux.
La pile débite tant que $Q_r \neq K$: elle évoluerait dans le sens inverse.

B. La lame de cuivre, comme avant.
Faux.

Dans le sens inverse, le cuivre se forme au lieu de s'oxyder.

C. La lame d'argent.

Juste.

Oui : le sens inverse oxyde l'argent en ions argent. La lame d'argent serait l'anode.

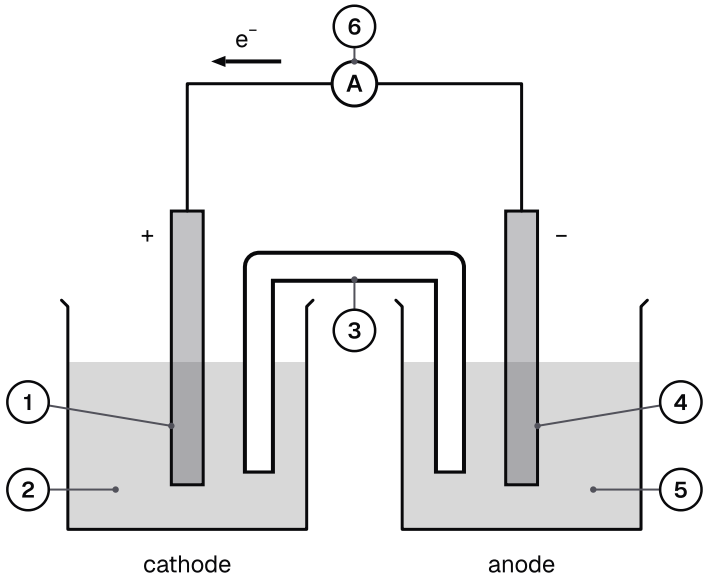
Correction

Le sens inverse oxyderait l'argent : la lame d'argent serait l'anode, et la lame de cuivre la cathode.

Vérifier la prévision à l'ampèremètre

On ferme le circuit sur un ampèremètre : borne A reliée à la lame d'argent, borne COM à la lame de cuivre. L'ampèremètre affiche une valeur positive : le courant entre par sa borne A. Il sort donc de la pile par la lame d'argent, qui est le pôle positif.

Après une heure, de fins cristaux d'argent couvrent la lame d'argent, et la solution du cuivre est un peu plus bleue. L'expérience confirme la prévision.



Pile cuivre-argent fermée sur un ampèremètre : polarité prévue par le critère d'évolution spontanée.

1 : lame d'argent Ag

2 : solution de nitrate d'argent $(\mathrm{Ag^+ + NO_3^-})$

3 : pont salin au nitrate de potassium

4 : lame de cuivre Cu

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

6 : ampèremètre

Prévoir une polarité en cinq gestes

Méthode : Trouver l'anode d'une pile avec le critère d'évolution spontanée

1. **Écrire** la réaction entre les deux couples, avec sa constante K donnée par l'énoncé.
2. **Calculer** $Q_{r,i}$ à partir des concentrations initiales des ions, sans les solides.
3. **Comparer** $Q_{r,i}$ à K : sens direct si $Q_{r,i} < K$, sens inverse dans le cas contraire.
4. **Repérer** le réducteur consommé dans ce sens : son électrode est l'anode, pôle négatif.
5. **En déduire** les porteurs : les électrons vont de l'anode à la cathode par les fils, et les cations du pont salin gagnent le compartiment de la cathode.

À toi : Polarité d'une pile cuivre-argent plus concentrée en cuivre

Une pile cuivre-argent est préparée avec $[\mathrm{Cu^{2+}}]_i = 2{,}0 \times 10^{-1}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ et $[\mathrm{Ag^{+}}]_i = 2{,}0 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. On donne $K = 2{,}2 \times 10^{15}$ à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$. Calcule $Q_{r,i}$, puis donne l'anode, les pôles et le sens des électrons.

Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1
Le quotient ne contient que les concentrations des ions.
Indice 2
La concentration des ions argent est élevée au carré.
Indice 3
Point délicat : le carré porte sur toute la concentration, puissance de dix comprise.

Réponse

$$Q_{r,i} = \frac{2{,}0 \times 10^{-1}}{(2{,}0 \times 10^{-2})^2} = 5{,}0 \times 10^{2}$$

$Q_{r,i} < K$: sens direct, le cuivre est oxydé.

Conclusion. La lame de cuivre est l'anode, pôle négatif ; la lame d'argent est la cathode, pôle positif. Les électrons vont du cuivre vers l'argent dans les fils.

Remarque : Quand le critère devient indispensable

Avec $K = 2{,}2 \times 10^{15}$, des concentrations usuelles donnent ici $Q_{r,i} < K$ pour la pile cuivre-argent. Le critère prend tout son intérêt quand K est proche de 1 : le sens dépend alors des concentrations choisies.

Équations aux électrodes et équation bilan

Ce que montrent les électrodes

Devine : La masse de chaque lame

Une pile zinc-cuivre débite pendant plusieurs heures. Comment évoluent les masses des deux lames ?

A. Zinc : augmente ; cuivre : diminue.

Faux.

Le zinc s'oxyde et passe en solution : sa lame s'allège.

B. Les deux masses restent constantes.

Faux.

Des atomes de zinc quittent une lame et des atomes de cuivre se déposent sur l'autre.

C. Zinc : diminue ; cuivre : augmente.

Juste.

Oui : la lame de zinc est rongée, du cuivre se dépose sur la lame de cuivre.

Correction

La lame de zinc perd de la masse et la lame de cuivre en gagne.

On pèse les deux lames avant et après le fonctionnement. La lame de zinc s'est allégée : elle est corrodée, ses atomes sont passés en solution. La lame de cuivre s'est alourdie : un dépôt de cuivre la recouvre.

La solution du cuivre a pâli : ses ions cuivre (II) sont consommés. Dans l'autre bécher, la quantité d'ions zinc, incolores, augmente.

Une demi-équation par électrode

À l'anode, la lame de zinc :

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

À la cathode, la lame de cuivre :

$$\mathrm{Cu^{2+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{e^-} \rightleftharpoons \mathrm{Cu_{(s)}}$$

Chaque demi-équation décrit un couple, qui peut réagir dans un sens ou dans l'autre : on l'écrit avec la double flèche.

Méthode : Passer des demi-équations aux électrodes à l'équation bilan

1. **Identifier** l'anode, siège de l'oxydation, et la cathode, siège de la réduction.
2. **Écrire** la demi-équation de chaque électrode avec la double flèche.

3. **Égaliser** les électrons cédés et captés en multipliant une demi-équation : leur nombre commun est z.
4. **Sommer** les deux demi-équations : les électrons disparaissent, et le bilan porte une flèche simple orientée dans le sens spontané.

Exemple : Équation bilan de la pile zinc-cuivre

Chaque demi-équation échange deux électrons : aucune multiplication n'est nécessaire, et $z = 2$. En les additionnant, les électrons disparaissent :

$$\mathrm{Zn_{(s)}} + \mathrm{Cu^{2+}_{(aq)}} \longrightarrow \mathrm{Zn^{2+}_{(aq)}} + \mathrm{Cu_{(s)}}$$

Vérifie : Électrons échangés dans la pile cuivre-argent

Dans la pile cuivre-argent, le cuivre s'oxyde et les ions argent sont réduits ; un ion argent capte un seul électron. Que vaut z dans l'équation bilan ?

A. $z = 1$

Faux.
Un atome de cuivre cède deux électrons : il faut deux ions argent pour les capter.

B. $z = 2$

Juste.
Oui : deux ions argent captent les deux électrons cédés par un atome de cuivre.

C. $z = 3$

Faux.
On additionne des électrons cédés et captés en même nombre, sans les cumuler : deux seulement.

Correction
Le cuivre cède deux électrons, captés par deux ions argent : $z = 2$.

Une seule flèche pour le bilan

Attention : Deux flèches différentes, deux rôles différents

✗ « Le bilan de la pile s'écrit avec la double flèche, comme les demi-équations. »

✓ Une demi-équation décrit un couple : double flèche. Le bilan décrit ce que fait la pile, dans un seul sens : flèche simple, et aucun électron.

Exemple : Écritures justes et fausses pour la pile zinc-cuivre

✗ Écrire le bilan avec la double flèche : il décrirait un équilibre, pas le fonctionnement de la pile.

✗ Garder $2\,\mathrm{e}^-$ de chaque côté du bilan : les électrons cédés et captés se simplifient.

✓ Écrire le bilan dans le sens de l'évolution spontanée, avec une seule flèche :

$$\mathrm{Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}}$$

Vérifie : Les réactifs du bilan dans le sens inverse

Pour une pile, le critère prévoit le sens inverse de la réaction associée $\mathrm{Red_1 + Ox_2}$ donnant $\mathrm{Ox_1 + Red_2}$. Quels réactifs figurent à gauche de la flèche du bilan ?

A. $\mathrm{Ox_1}$ et $\mathrm{Red_2}$
Juste.
Oui : dans le sens inverse, $\mathrm{Red_2}$ est oxydé et $\mathrm{Ox_1}$ est réduit.

B. $\mathrm{Red_1}$ et $\mathrm{Ox_2}$
Faux.
Ce sont les réactifs du sens direct : le bilan suit le sens prévu par le critère.

C. $\mathrm{Ox_2}$ et des électrons
Faux.
Le bilan ne contient aucun électron.

Correction
Le bilan suit le sens inverse : $\mathrm{Ox_1}$ et $\mathrm{Red_2}$ sont les réactifs, écrits à gauche de la flèche.

Relier les observations aux équations

Le bilan explique chaque observation de la pile zinc-cuivre. Le zinc consommé ronge l'anode. Le cuivre formé épaissit la cathode. Les ions cuivre (II) consommés font pâlir la solution bleue. Les ions zinc formés, incolores, restent dans le bécher de l'anode.

À toi : Équations de la pile cuivre-argent

Pour la pile cuivre-argent qui débite, dont la lame de cuivre est l'anode, écris la demi-équation à chaque électrode, puis l'équation bilan, et donne la valeur de z.

Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1
À l'anode, le réducteur de son couple est oxydé.
Indice 2

Un atome de cuivre cède deux électrons.

Indice 3

Point délicat : un ion argent ne capte qu'un électron.

Réponse

À l'anode :

$$\mathrm{Cu_{(s)}} \rightleftharpoons \mathrm{Cu^{2+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{e^-}$$

À la cathode, deux fois :

$$2\,\mathrm{Ag^{+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{e^-} \rightleftharpoons 2\,\mathrm{Ag_{(s)}}$$

Bilan, avec une seule flèche :

$$\mathrm{Cu_{(s)}} + 2\,\mathrm{Ag^{+}_{(aq)}} \longrightarrow \mathrm{Cu^{2+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{Ag_{(s)}}$$

Conclusion. Deux électrons sont échangés : $z = 2$.

Force électromotrice et schéma conventionnel d'une pile

Mesurer la tension à vide

Devine : Le signe affiché par le voltmètre

On branche un voltmètre sur la pile zinc-cuivre : borne V sur la lame de zinc, borne COM sur la lame de cuivre. Quel signe prévois-tu pour la valeur affichée ?

A. Positif.

Faux.

Une valeur positive exigerait que la borne V soit sur le pôle positif ; le zinc est le pôle négatif.

B. Négatif.

Juste.

Oui : la borne V est reliée au pôle négatif, la lame de zinc.

C. Nul.

Faux.

La pile possède une tension à vide non nulle, quel que soit le branchement.

Correction

Le zinc est le pôle négatif : avec la borne V sur le zinc, le voltmètre affiche une valeur négative.

On reprend la pile zinc-cuivre de la deuxième section. Borne V sur la lame de cuivre et borne COM sur la lame de zinc, le voltmètre affiche $1{,}10\,\mathrm{V}$. En échangeant les fils, il affiche $-1{,}10\,\mathrm{V}$.

La valeur absolue ne change pas. Le signe indique seulement quelle lame est reliée à la borne V.

Définition : Force électromotrice d'une pile

La **force électromotrice** d'une pile, ou f.é.m., notée E, est la tension entre son pôle positif P et son pôle négatif N lorsqu'elle ne débite aucun courant :

$$E = U_{PN} \quad \text{à vide}$$

E est positive et s'exprime en volts. Elle se mesure avec un voltmètre de très grande résistance branché directement entre les deux électrodes : si le voltmètre affiche une valeur positive, sa borne V est reliée au pôle positif et sa borne COM au pôle négatif.

Exemple : F.é.m. et pôles de la pile zinc-cuivre

Borne V sur le cuivre, la valeur est positive : la lame de cuivre est le pôle positif P, la lame de zinc le pôle négatif N.

$$E = U_{PN} = 1{,}10\,\mathrm{V}$$

Le pôle négatif est l'anode : le zinc s'oxyde, comme le prévoit le critère.

Vérifie : Une mesure négative sur la pile cuivre-argent

Sur la pile cuivre-argent, un voltmètre branché borne V sur la lame de cuivre et borne COM sur la lame d'argent affiche $-0{,}41\,\mathrm{V}$. Que conclure ?

A. L'argent est le pôle positif et $E = 0{,}41\,\mathrm{V}$.

Juste.
Oui : la valeur négative indique que la borne V est sur le pôle négatif, le cuivre. La f.é.m. est positive.

B. Le cuivre est le pôle positif et $E = -0{,}41\,\mathrm{V}$.

Faux.
Une f.é.m. est toujours positive, et la valeur négative place le pôle positif sur l'argent.

C. La pile est montée à l'envers et ne fonctionne pas.

Faux.
Le signe dépend du branchement du voltmètre, pas du fonctionnement de la pile.

Correction
La borne V est sur le pôle négatif, la lame de cuivre : l'argent est le pôle positif et $E = 0{,}41\,\mathrm{V}$.

Écrire le schéma conventionnel

Définition : Schéma conventionnel d'une pile

Le **schéma conventionnel** d'une pile s'écrit avec le pôle négatif (anode) à gauche et le pôle positif (cathode) à droite. Une barre verticale sépare une électrode de la solution où elle plonge ; une double barre représente le pont salin. Pour une pile dont l'anode est en métal $\mathrm{M_1}$ et la cathode en métal $\mathrm{M_2}$:

$$\ominus\ \mathrm{M_1}\,|\,\mathrm{M_1^{n+}}\,\|\,\mathrm{M_2^{p+}}\,|\,\mathrm{M_2}\ \oplus$$

Exemple : Schéma conventionnel de la pile zinc-cuivre

Le zinc, pôle négatif, s'écrit à gauche ; le cuivre, pôle positif, à droite :

$$\ominus\ \mathrm{Zn}\,|\,\mathrm{Zn^{2+}}\,\|\,\mathrm{Cu^{2+}}\,|\,\mathrm{Cu}\ \oplus$$

Chaque barre simple sépare une lame de sa solution ; la double barre représente le pont salin.

Vérifie : Ordre du schéma de la pile cuivre-argent

Dans le schéma conventionnel de la pile cuivre-argent qui débite, quel ordre lit-on de gauche à droite ?

A. Argent, ions argent, pont salin, ions cuivre (II), cuivre.

Faux.
Le pôle négatif s'écrit à gauche : c'est le cuivre, l'anode de cette pile.

B. Cuivre, ions cuivre (II), pont salin, ions argent, argent.

Juste.
Oui : le cuivre, pôle négatif, est à gauche ; l'argent, pôle positif, à droite.

C. Ions cuivre (II), cuivre, pont salin, argent, ions argent.

Faux.
Chaque électrode s'écrit à l'extérieur du schéma, ses ions du côté du pont salin.

Correction
Le cuivre est le pôle négatif :

$$\ominus\ \mathrm{Cu}\,|\,\mathrm{Cu^{2+}}\,\|\,\mathrm{Ag^{+}}\,|\,\mathrm{Ag}\ \oplus$$

Méthode : Dessiner une pile et noter son schéma conventionnel

1. **Dessiner** chaque demi-pile, le pont salin qui relie les solutions et les fils qui relient les lames ; légender chaque lame et chaque solution.
2. **Placer** les pôles : l'anode est négative, la cathode positive.

3. **Flécher** le courant et les électrons dans les fils, puis le déplacement des ions dans le pont salin.
4. **Noter** le schéma conventionnel : anode à gauche, une barre entre chaque lame et sa solution, deux barres pour le pont salin.

Interpréter à partir d'une seule information

Méthode : Exploiter une seule information sur une pile

1. **Lire** l'information : sens du courant, signe d'une tension, pôle indiqué, réaction observée sur une lame ou déplacement des ions.
2. **Désigner** l'anode : pôle négatif, lame d'où sortent les électrons, métal qui s'oxyde, compartiment où entrent les anions du pont salin.
3. **Écrire** les deux demi-équations, puis le bilan.
4. **Vérifier** le sens obtenu avec le critère d'évolution spontanée lorsque K est connue.

Exemple : Du sens du courant au fonctionnement de la pile zinc-cuivre

Information donnée : dans le conducteur ohmique, le courant va de la lame de cuivre vers la lame de zinc.

- Le courant sort de la pile par le cuivre : pôle positif, cathode. Les électrons partent du zinc : anode.
- Le zinc s'oxyde à l'anode, les ions cuivre (II) sont réduits à la cathode.
- Contrôle avec la pile de la deuxième section : $Q_{r,i} = \dfrac{0{,}100}{0{,}100} = 1{,}00$, inférieur à $K = 1{,}9 \times 10^{37}$; sens direct, le zinc est bien oxydé.

Vérifie : Le mouvement des ions nitrate

Dans le pont salin d'une pile cuivre-argent, les ions nitrate se déplacent vers le bécher du cuivre. Quelle électrode est l'anode ?

A. On ne peut pas conclure sans connaître K.

Faux.
Le mouvement des porteurs suffit : une seule information permet de conclure.

B. La lame d'argent.

Faux.
Les anions vont vers le compartiment de l'anode : ici, celui du cuivre.

C. La lame de cuivre.

Juste.

Oui : les anions du pont salin se dirigent vers le bécher de l'anode.

Correction

Les anions du pont salin vont vers le compartiment de l'anode : la lame de cuivre est l'anode.

À toi : Une tension négative sur la pile zinc-cuivre

Un voltmètre branché borne V sur la lame de zinc et borne COM sur la lame de cuivre affiche $-1{,}10\,\mathrm{V}$. Déduis-en la f.é.m., les pôles et l'anode, puis écris la demi-équation à l'anode.

Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1

Une valeur négative : la borne V n'est pas sur le pôle positif.

Indice 2

La f.é.m. est une tension positive.

Indice 3

Point délicat : le signe affiché dépend du branchement ; la f.é.m., elle, ne change pas de signe.

Réponse

La borne V est sur le pôle négatif : la lame de zinc. Le cuivre est le pôle positif, et $E = 1{,}10\,\mathrm{V}$.

L'anode est le pôle négatif, la lame de zinc, où le zinc s'oxyde :

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

Conclusion. La pile zinc-cuivre a pour f.é.m. $1{,}10\,\mathrm{V}$, son anode est la lame de zinc.

Évolution d'une pile qui débite et pile usée

Suivre le quotient de réaction pendant le fonctionnement

On ferme la pile cuivre-argent de la quatrième section sur un conducteur ohmique et un ampèremètre. On relève l'intensité du courant toutes les quatre heures :

t (h)	0	4	8	12	16	20
I (mA)	12,0	11,0	9,0	6,0	1,5	0,0

L'intensité diminue, puis s'annule : la pile ne débite plus, alors que sa lame de cuivre est toujours là.

Devine : Comment évolue le quotient

Pendant ces relevés, comment évolue le quotient de réaction de la pile cuivre-argent ?

A. Il augmente.

Juste.

Oui : les ions cuivre (II) se forment et les ions argent disparaissent.

B. Il diminue.

Faux.

Le numérateur croît et le dénominateur décroît : le quotient ne peut pas diminuer.

C. Il reste égal à sa valeur initiale.

Faux.

Les concentrations changent pendant le fonctionnement : le quotient aussi.

Correction

Le cuivre consommé donne des ions cuivre (II), et des ions argent sont réduits : le quotient augmente.

Exemple : Tableau d'avancement de la pile cuivre-argent

Chaque bécher contient $100\,\mathrm{mL}$: $n(\mathrm{Cu^{2+}})_i = 10{,}0\,\mathrm{mmol}$ et $n(\mathrm{Ag^{+}})_i = 5{,}00\,\mathrm{mmol}$. Quantités en mmol :

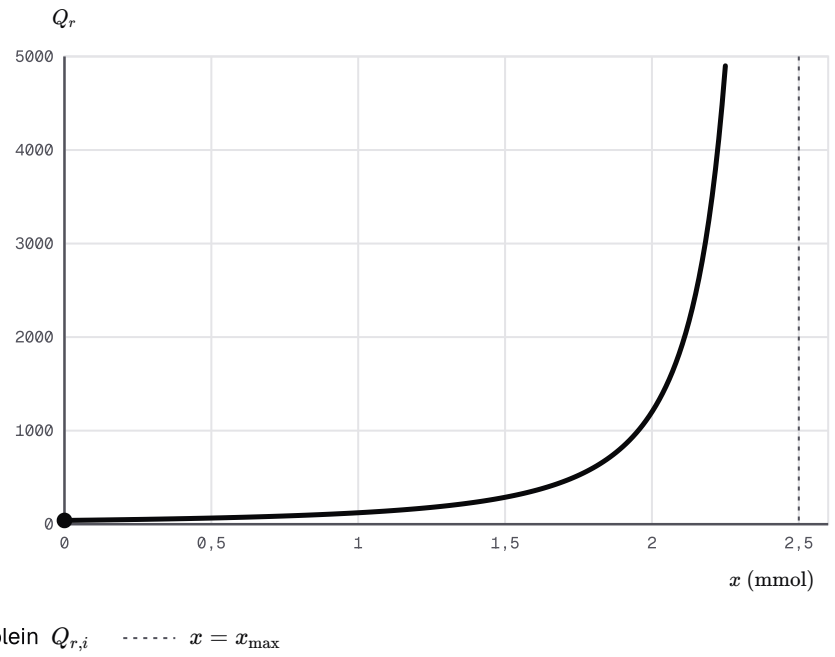
État	x	Cu	$\mathrm{Ag^{+}}$	$\mathrm{Cu^{2+}}$	Ag
initial	0	excès	$5{,}00$	$10{,}0$	n_{Ag}
en cours	x	excès	$5{,}00 - 2x$	$10{,}0 + x$	$n_{\mathrm{Ag}} + 2x$
maximal	$2{,}50$	excès	0	$12{,}5$	$n_{\mathrm{Ag}} + 5{,}00$

Les ions argent sont le réactif limitant : $5{,}00 - 2x_{\max} = 0$, donc $x_{\max} = 2{,}50\,\mathrm{mmol}$.

Une quantité en millimoles divisée par un volume en millilitres donne une concentration en $\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. Pour un avancement x en millimoles :

$$\begin{aligned} Q_r &= \frac{[\mathrm{Cu^{2+}}]}{[\mathrm{Ag^{+}}]^2} \\ &= \frac{100\,(10{,}0 + x)}{(5{,}00 - 2x)^2} \end{aligned}$$

Pour $x = 0$, on retrouve $Q_{r,i} = 40{,}0$.



Quotient de réaction de la pile cuivre-argent en fonction de l'avancement.

Quand la pile ne débite plus

Pourquoi est-ce vrai ? Sur la courbe, le quotient croît sans cesse. Tant qu'il reste différent de K, le critère impose au système d'évoluer : les électrodes réagissent et la pile débite. Elle ne peut s'arrêter que lorsque $Q_r = K$: c'est ce qu'indique l'intensité nulle du dernier relevé.

Propriété : Pile usée

Pendant le fonctionnement d'une pile, le quotient de réaction Q_r évolue vers la constante d'équilibre K. Lorsque $Q_r = K$, le système est à l'équilibre : la pile ne débite plus aucun courant, elle est **usée**.

Si K est très grande, l'état d'équilibre est pratiquement celui où le réactif limitant a entièrement réagi.

Démonstration

Étape 1. Par le critère d'évolution spontanée, tant que $Q_r \neq K$, le système évolue et Q_r se rapproche de K : par le fonctionnement d'une pile et le critère d'évolution spontanée, oxydation et réduction se poursuivent aux électrodes.

Étape 2. Lorsque $Q_r = K$, le système est à l'équilibre : ses quantités de matière n'évoluent plus. Aucune oxydation ni réduction nette n'a lieu aux électrodes, donc aucun électron ne circule dans le circuit extérieur : l'intensité est nulle.

Étape 3. Si K est très grande, Q_r n'atteint K que lorsque la concentration d'un réactif est devenue négligeable : l'avancement final est pratiquement l'avancement maximal.

À retenir : Une pile usée est un système à l'équilibre

Une pile usée a atteint l'équilibre : $Q_r = K$ et l'intensité est nulle. Si K est très grande, cet équilibre est atteint quand le réactif limitant est pratiquement épuisé.

Exemple : Composition de la pile cuivre-argent usée

Avec $K = 2{,}2 \times 10^{15}$, l'avancement final est pratiquement $x_{\max} = 2{,}50\,\text{mmol}$. La solution contient alors $12{,}5\,\text{mmol}$ d'ions cuivre (II) dans $100\,\text{mL}$:

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0{,}125\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

L'égalité $Q_r = K$ donne la concentration des ions argent restants :

$$[\text{Ag}^{+}] = \sqrt{\frac{0{,}125}{2{,}2 \times 10^{15}}}$$
$$= 7{,}5 \times 10^{-9}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Cette concentration est négligeable : les ions argent ont pratiquement disparu.

Vérifie : Ce qu'indique l'ampèremètre d'une pile usée

Une pile usée est reliée à un ampèremètre. Qu'indique-t-il ?

A. L'intensité du début, tant qu'il reste du métal.

Faux.
Le métal restant ne suffit pas : à l'équilibre, aucune réaction nette n'a lieu aux électrodes.

B. Une intensité nulle.

Juste.
Oui : le système est à l'équilibre, $Q_r = K$, aucun électron ne circule.

C. Une intensité négative : le courant s'inverse.

Faux.
Une pile usée ne débite plus du tout ; elle ne débite pas en sens inverse.

Correction
À l'équilibre, $Q_r = K$: aucune oxydation ni réduction nette, l'intensité est nulle.

Une pile usée peut contenir des réactifs

Attention : Une pile usée n'est pas forcément vide de réactifs

✗ « Une pile usée ne contient plus aucun réactif. »

✓ Une pile usée est à l'équilibre : $Q_r = K$. Avec une constante modeste, les deux compartiments gardent des réactifs, et la pile ne débite pourtant plus.

Vérifie : Une pile usée de constante modeste

La réaction d'une pile a pour constante $K = 2{,}0$ à $25\,^\circ\mathrm{C}$. La pile est usée. Que contient-elle ?

A. Plus aucun réactif.

Faux.

Avec une constante aussi faible, l'équilibre est atteint bien avant l'épuisement d'un réactif.

B. Des ions des deux couples, avec $Q_r = 2{,}0$.

Juste.

Oui : la pile est à l'équilibre, $Q_r = K$, et les réactifs n'ont pas disparu.

C. Des ions, mais Q_r est devenu nul.

Faux.

Une pile usée vérifie $Q_r = K$, ici $2{,}0$.

Correction

La pile est à l'équilibre, $Q_r = 2{,}0$: les deux compartiments contiennent encore des réactifs, mais la pile ne débite plus.

À toi : Composition de la pile zinc-cuivre usée

On laisse débiter jusqu'à l'usure la pile zinc-cuivre de la deuxième section : $[\mathrm{Zn^{2+}}]_i = [\mathrm{Cu^{2+}}]_i = 0{,}100\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, $100\,\mathrm{mL}$ par bécher, lame de zinc en excès. On donne $K = 1{,}9 \times 10^{37}$ à $25\,^\circ\mathrm{C}$. Calcule $[\mathrm{Zn^{2+}}]$ puis $[\mathrm{Cu^{2+}}]$ quand la pile est usée.

Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1

Dresse le tableau d'avancement : quel réactif est limitant ?

Indice 2

La pile usée vérifie $Q_r = K$.

Indice 3

Point délicat : avec une telle constante, la concentration finale des ions cuivre (II) est négligeable, sans être rigoureusement nulle.

Réponse

Quantités en mmol :

État	x	Zn	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Cu
initial	0	excès	$10{,}0$	$10{,}0$	n_{Cu}
usée	$10{,}0$	excès	≈ 0	$20{,}0$	$n_{Cu} + 10{,}0$

Donc $[Zn^{2+}] = 0{,}200\,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, et :

$$[Cu^{2+}] = \frac{0{,}200}{K} = 1{,}1 \times 10^{-38}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Conclusion. Les ions cuivre (II) ont pratiquement disparu ; la solution du zinc contient $0{,}200\,\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'ions zinc.

Quantité d'électricité débitée et avancement

Mesurer la charge débitée

Devine : Une pile qui débite deux fois plus longtemps

Une pile zinc-cuivre débite un courant d'intensité constante. Si elle fonctionne deux fois plus longtemps, la masse de cuivre déposée sur la cathode est :

A. la même.

Faux.
Chaque seconde de fonctionnement dépose du cuivre : la masse continue de croître.

B. deux fois plus grande.

Juste.
Oui : à intensité constante, la masse déposée est proportionnelle à la durée.

C. quatre fois plus grande.

Faux.
Rien ne justifie un carré : la masse croît comme la durée.

Correction
À intensité constante, la masse déposée double quand la durée double.

On fait débiter une pile zinc-cuivre à intensité constante, maintenue par un conducteur ohmique réglable. On pèse la lame de cuivre à intervalles réguliers.

La masse gagnée est proportionnelle à la durée. Elle double aussi quand on double l'intensité. Elle suit donc le produit de l'intensité par la durée.

Charge débitée et charge d'une mole d'électrons

Définition : Quantité d'électricité et faraday

La **quantité d'électricité** Q débitée par une pile pendant une durée Δt, sous une intensité constante I, est :

$$Q = I \cdot \Delta t$$

avec Q en coulombs (C), I en ampères (A) et Δt en secondes (s). Le **faraday** $\mathcal{F}$ est la valeur absolue de la charge d'une mole d'électrons : $\mathcal{F} = N_A \cdot e$. On prend :

$$\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\ \mathrm{C \cdot mol^{-1}}$$

Exemple : Charge débitée en deux heures et quart

Une pile débite $I = 0{,}160\ \mathrm{A}$ pendant $2\,\mathrm{h}\,15\,\mathrm{min}$. On convertit la durée en secondes : $\Delta t = 8{,}10 \times 10^{3}\ \mathrm{s}$.

$$\begin{aligned} Q &= I \cdot \Delta t \\ &= 0{,}160 \\ &\quad \times 8{,}10 \times 10^{3} \\ &= 1{,}30 \times 10^{3}\ \mathrm{C} \end{aligned}$$

Remarque : Nombre de chiffres significatifs d'un résultat

Le résultat d'un calcul s'écrit avec autant de chiffres significatifs que la donnée qui en a le moins. Ici, I et Δt en ont trois : Q s'écrit avec trois chiffres. Pour un calcul suivant, on garde la valeur non arrondie.

Vérifie : Convertir la durée avant de calculer

Une pile débite $I = 0{,}200\ \mathrm{A}$ pendant $25\,\mathrm{min}$. Quelle est la quantité d'électricité débitée ?

A. $5{,}0\ \mathrm{C}$

Faux.

Ce calcul garde la durée en minutes : il faut des secondes.

B. $3{,}0 \times 10^{2}\ \mathrm{C}$

Juste.

Oui : $\Delta t = 1{,}5 \times 10^{3}\ \mathrm{s}$, et le résultat garde deux chiffres, comme la durée.

C. $8{,}3 \times 10^{-2}\ \mathrm{C}$

Faux.

Ce calcul emploie la durée en heures : il faut des secondes.

Correction

$\Delta t = 25 \times 60 = 1{,}5 \times 10^{3}\,\text{s}$, puis $Q = 0{,}200 \times 1{,}5 \times 10^{3} = 3{,}0 \times 10^{2}\,\text{C}$.

Relier la charge à l'avancement

Pourquoi est-ce vrai ? La charge débitée est portée par les électrons qui traversent le circuit. On compte ces électrons en moles, puis on lit dans les demi-équations combien sont échangés pour un avancement x.

Propriété : Quantité d'électricité et avancement

Une pile débite un courant d'intensité constante I pendant Δt. La quantité de matière $n(\text{e}^-)$ d'électrons échangés vérifie :

$$Q = I \cdot \Delta t = n(\text{e}^-) \cdot \mathcal{F}$$

Soit z le nombre d'électrons échangés dans l'équation bilan écrite avec les plus petits coefficients entiers. L'avancement x de la transformation vérifie $n(\text{e}^-) = z \cdot x$, donc :

$$I \cdot \Delta t = z \cdot x \cdot \mathcal{F}$$

Démonstration

Étape 1. Par la définition de la quantité d'électricité, $Q = I \cdot \Delta t$.

Étape 2. Cette charge est portée par N électrons de charge e en valeur absolue : $Q = N \cdot e$. Avec $N = n(\text{e}^-) \cdot N_A$ et la définition du faraday, $Q = n(\text{e}^-) \cdot N_A \cdot e = n(\text{e}^-) \cdot \mathcal{F}$.

Étape 3. L'équation bilan additionne les demi-équations aux électrodes, multipliées pour que z électrons soient cédés à l'anode et captés à la cathode. Dans le tableau d'avancement, une colonne des électrons échangés porte donc $z \cdot x$ à l'avancement x : $n(\text{e}^-) = z \cdot x$.

Étape 4. En égalant les deux expressions de Q : $I \cdot \Delta t = z \cdot x \cdot \mathcal{F}$.

À retenir : Deux écritures de la même charge

D'un côté, $Q = I \cdot \Delta t$ se mesure avec un ampèremètre et un chronomètre. De l'autre, $Q = z \cdot x \cdot \mathcal{F}$ compte les électrons échangés par la transformation. Leur égalité relie une mesure électrique à un avancement.

Exemple : Avancement d'une pile zinc-cuivre après deux heures et demie

La pile débite $I = 0{,}120\,\text{A}$ pendant $\Delta t = 2\,\text{h}\,30\,\text{min} = 9{,}00 \times 10^{3}\,\text{s}$.

$$\begin{aligned} Q &= 0{,}120 \\ &\quad \times 9{,}00 \times 10^{3} \\ &= 1{,}08 \times 10^{3}\,\text{C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\mathrm{e}^-) &= \frac{Q}{\mathcal{F}} \\ &= \frac{1{,}08 \times 10^{3}}{9{,}65 \times 10^{4}} \\ &= 1{,}12 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Avec $z = 2$:

$$\begin{aligned} x &= \frac{n(\mathrm{e}^-)}{2} \\ &= 5{,}60 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Vérifie : De la quantité d'électrons à l'avancement

Dans une pile zinc-cuivre, $n(\mathrm{e}^-) = 4{,}0\,\mathrm{mmol}$ d'électrons ont été échangés. Que vaut l'avancement ?

A. $x = 4{,}0\,\mathrm{mmol}$

Faux.
La quantité d'électrons n'est pas l'avancement : ici $n(\mathrm{e}^-) = 2x$.

B. $x = 8{,}0\,\mathrm{mmol}$

Faux.
Il faut diviser par le nombre d'électrons échangés, pas multiplier.

C. $x = 2{,}0\,\mathrm{mmol}$

Juste.
Oui : $z = 2$, donc $x = \dfrac{n(\mathrm{e}^-)}{2}$.

Correction
$z = 2$ pour la pile zinc-cuivre : $x = \dfrac{4{,}0}{2} = 2{,}0\,\mathrm{mmol}$.

Variation de masse des électrodes

Exemple : Tableau d'avancement avec les électrons échangés

Dans la pile précédente, le bécher du cuivre contient $100{,}0\,\mathrm{mL}$ à $[\mathrm{Cu^{2+}}]_i = 0{,}500\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, celui du zinc $100{,}0\,\mathrm{mL}$ à $[\mathrm{Zn^{2+}}]_i = 0{,}100\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. Quantités en mmol :

État	x	Zn	$\mathrm{Cu^{2+}}$	$\mathrm{Zn^{2+}}$	Cu	$n(\mathrm{e}^-)$
initial	0	excès	$50{,}0$	$10{,}0$	n_{Cu}	0
en cours	x	excès	$50{,}0 - x$	$10{,}0 + x$	$n_{\mathrm{Cu}} + x$	$2x$
après Δt	$5{,}60$	excès	$44{,}4$	$15{,}6$	$n_{\mathrm{Cu}} + 5{,}60$	$11{,}2$

Masse de cuivre déposée sur la cathode :

$$\begin{aligned}\Delta m(\mathrm{Cu}) &= x \cdot M(\mathrm{Cu}) \\ &= 5{,}60 \times 10^{-3} \times 63{,}5 \\ &= 0{,}355\,\mathrm{g}\end{aligned}$$

Masse de zinc consommée à l'anode :

$$\begin{aligned}\Delta m(\mathrm{Zn}) &= x \cdot M(\mathrm{Zn}) \\ &= 5{,}60 \times 10^{-3} \times 65{,}4 \\ &= 0{,}366\,\mathrm{g}\end{aligned}$$

La concentration des ions cuivre (II) passe à $[\mathrm{Cu^{2+}}] = \dfrac{44{,}4}{100{,}0} = 0{,}444\,\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Attention : Électrons échangés et avancement ne sont pas égaux

✗ « Pour la pile zinc-cuivre, $n(\mathrm{e^-}) = x$. »

✓ Chaque atome de zinc oxydé libère deux électrons : $n(\mathrm{e^-}) = 2x$. On lit z dans les demi-équations avant de calculer l'avancement.

Méthode : Enchaîner les calculs d'une pile qui débite

1. **Convertir** la durée en secondes et l'intensité en ampères, puis calculer $Q = I \cdot \Delta t$.
2. **Diviser** par le faraday pour obtenir $n(\mathrm{e^-})$, puis par z pour obtenir x.
3. **Construire** le tableau d'avancement du bilan, avec la colonne des électrons échangés.
4. **Passer** aux masses par $m = n \cdot M$, ou aux concentrations par le volume de chaque solution.
5. **Rédiger** la conclusion : valeur, unité et chiffres significatifs.

À toi : Masse de zinc consommée en quatre heures

Une pile zinc-cuivre débite $I = 45{,}0\,\mathrm{mA}$ pendant $4\,\mathrm{h}\,00\,\mathrm{min}$, la lame de zinc étant en excès. Calcule la masse de zinc consommée. Donnée : $M(\mathrm{Zn}) = 65{,}4\,\mathrm{g \cdot mol^{-1}}$.

Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1
Convertis l'intensité en ampères et la durée en secondes.
Indice 2
Calcule Q, puis $n(\mathrm{e^-})$, puis x.
Indice 3
Point délicat : relie $n(\mathrm{e^-})$ à x par le nombre z.

Réponse
$I = 4{,}50 \times 10^{-2}\,\mathrm{A}$ et $\Delta t = 1{,}44 \times 10^{4}\,\mathrm{s}$.

$$\begin{aligned} Q &= 4{,}50 \times 10^{-2} \\ &\quad \times 1{,}44 \times 10^{4} \\ &= 6{,}48 \times 10^{2}\ \mathrm{C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\mathrm{e^-}) &= \frac{Q}{\mathcal{F}} \\ &= 6{,}72 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol} \end{aligned}$$

Les quantités initiales sont notées n_1, n_2 et n_3 :

État	x	Zn	$\mathrm{Cu^{2+}}$	$\mathrm{Zn^{2+}}$	Cu	$n(\mathrm{e^-})$
initial	0	excès	n_1	n_2	n_3	0
en cours	x	excès	$n_1 - x$	$n_2 + x$	$n_3 + x$	$2x$

$$\begin{aligned} x &= 3{,}36 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol} \\ m &= x \cdot M(\mathrm{Zn}) \\ &= 0{,}220\ \mathrm{g} \end{aligned}$$

Conclusion. La pile consomme $0{,}220\ \mathrm{g}$ de zinc.

Capacité d'une pile et récupération de l'énergie

Réaliser et étudier une pile au laboratoire

Devine : Ce qui limite la durée de fonctionnement

Dans une pile zinc-cuivre, la lame de zinc est en excès. Qu'est-ce qui fixe la durée maximale de fonctionnement ?

A. La masse de la lame de cuivre.

Faux.
Le cuivre est formé à la cathode : sa lame n'est pas consommée.

B. Le volume du pont salin.

Faux.
Le pont salin ferme le circuit ; il ne fournit aucun réactif.

C. La quantité initiale d'ions cuivre (II).

Juste.
Oui : c'est le réactif limitant, la pile s'arrête quand il est épuisé.

Correction
Le zinc étant en excès, les ions cuivre (II) sont le réactif limitant : leur quantité initiale fixe la durée maximale.

Matériel et montage. Deux béchers de $250\,\mathrm{mL}$ reçoivent $150\,\mathrm{mL}$ de solution chacun. Le premier contient du sulfate de cuivre (II) à $0{,}200\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ et une lame de cuivre. Le second contient du sulfate de zinc à $5{,}00\times10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ et une lame de zinc décapée.

Un pont salin au chlorure de potassium relie les solutions. Le circuit extérieur comprend un interrupteur, un ampèremètre et un conducteur ohmique réglable en série ; un voltmètre est branché entre les lames. On dispose aussi d'un chronomètre et d'une balance au milligramme.

> **Remarque : Sécurité et récupération des solutions**
>
> Les solutions de sels métalliques sont nocives et polluantes. On porte une blouse, des gants et des lunettes. En fin de séance, on verse les solutions dans le bidon de récupération des métaux, jamais dans l'évier.

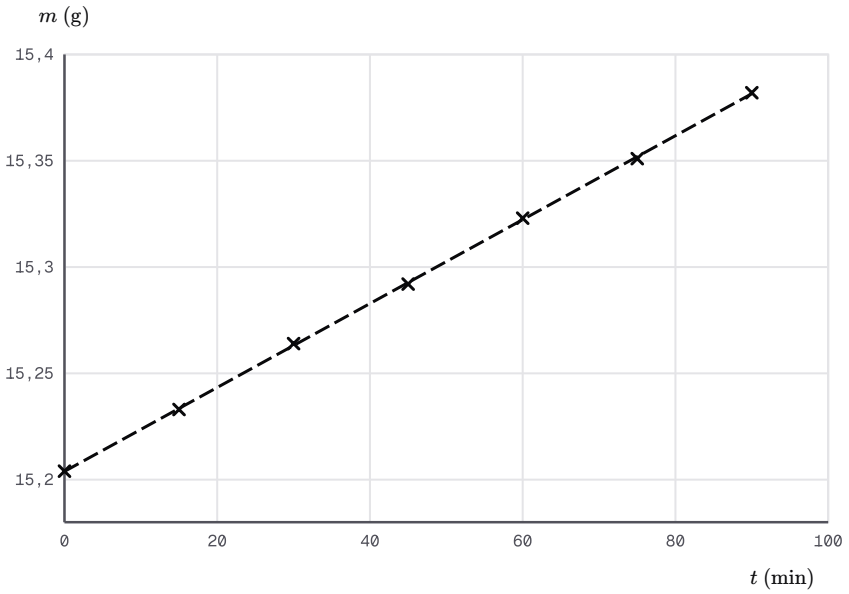
Protocole.

1. Circuit ouvert, borne V sur le cuivre, on relève la f.é.m. : $E = 1{,}12\,\mathrm{V}$.
2. On ferme le circuit et on règle l'intensité à $I = 0{,}100\,\mathrm{A}$; on la maintient en ajustant le conducteur ohmique.
3. Toutes les $15\,\mathrm{min}$, on sort la lame de cuivre, on la rince à l'eau distillée, on la sèche, on la pèse et on la replace.
4. On relève aussi la tension entre les bornes pendant le fonctionnement : $U_{PN} = 0{,}98\,\mathrm{V}$.

Exploiter la masse de la cathode

Masse m de la lame de cuivre à la date t :

t (min)	m (g)
0	$15{,}204$
15	$15{,}233$
30	$15{,}264$
45	$15{,}292$
60	$15{,}323$
75	$15{,}351$
90	$15{,}382$



× (libellé indisponible) – – – (libellé indisponible)

Masse de la lame de cuivre relevée pendant le fonctionnement de la pile.

Droite de modélisation calculée par moindres carrés sur 7 points : y = a x + b, avec a ≈ 0,001974 et b ≈ 15,2.

Exemple : Intensité déduite de la pente

La droite de modélisation a pour pente $a \approx 1{,}974 \times 10^{-3}\ \mathrm{g \cdot min^{-1}}$, soit $3{,}29 \times 10^{-5}\ \mathrm{g \cdot s^{-1}}$. Le cuivre déposé vaut $x \cdot M(\mathrm{Cu})$, et $I \cdot \Delta t = 2\,x\,\mathcal{F}$: la pente vaut $\dfrac{I \cdot M(\mathrm{Cu})}{2\,\mathcal{F}}$.

$$\begin{aligned} I &= \frac{2\,\mathcal{F}\,a}{M(\mathrm{Cu})} \\ &= \frac{2 \times 9{,}65 \times 10^{4}}{63{,}5} \\ &\quad \times 3{,}29 \times 10^{-5} \\ &= 0{,}100\ \mathrm{A} \end{aligned}$$

L'intensité déduite des pesées est celle que lit l'ampèremètre.

Vérifie : Une pesée sans séchage

Un élève oublie de sécher la lame de cuivre avant une pesée. Où se place le point correspondant ?

A. Sur la droite de modélisation.

Faux.

L'eau restée sur la lame ajoute de la masse : le point s'écarte de la droite.

B. En dessous de la droite.

Faux.

L'eau ajoute de la masse : la valeur lue est trop grande, pas trop petite.

C. Au-dessus de la droite.

Juste.
Oui : l'eau restée sur la lame s'ajoute à la masse du cuivre.

Correction
L'eau qui mouille la lame s'ajoute à sa masse : le point se place au-dessus de la droite.

Capacité et durée maximale

Pourquoi est-ce vrai ? Avec $K = 1{,}9 \times 10^{37}$, la pile ne s'arrête que lorsque le réactif limitant est épuisé. La charge débitée croît avec l'avancement : elle est donc maximale à l'avancement maximal.

Propriété : Quantité d'électricité maximale et durée de fonctionnement

On considère une pile dont la constante d'équilibre est très grande. Soit $x_{\max}$ l'avancement maximal, fixé par le réactif limitant. La quantité d'électricité maximale que la pile peut débiter, appelée **capacité** de la pile, est :

$$Q_{\max} = z \cdot x_{\max} \cdot \mathcal{F}$$

Sous une intensité constante I, sa durée de fonctionnement maximale est :

$$\Delta t_{\max} = \frac{Q_{\max}}{I}$$

Démonstration

Étape 1. Par la relation entre quantité d'électricité et avancement, la quantité d'électricité débitée jusqu'à l'avancement x est $Q = z \cdot x \cdot \mathcal{F}$: elle croît avec x.

Étape 2. La constante d'équilibre étant très grande, la pile cesse de débiter lorsque le réactif limitant a entièrement réagi, c'est-à-dire pour $x = x_{\max}$, valeur lue dans le tableau d'avancement.

Étape 3. La quantité d'électricité maximale est donc $Q_{\max} = z \cdot x_{\max} \cdot \mathcal{F}$.

Étape 4. À intensité constante, $Q_{\max} = I \cdot \Delta t_{\max}$ par la définition de la quantité d'électricité, d'où $\Delta t_{\max} = \dfrac{Q_{\max}}{I}$.

À retenir : Ce qui fixe la capacité d'une pile

La capacité dépend de la quantité du réactif limitant, pas de l'intensité. L'intensité fixe seulement le rythme auquel la charge est débitée, donc la durée de fonctionnement.

Exemple : Capacité et durée maximale de la pile du laboratoire

Quantités en mmol : $n(\mathrm{Cu^{2+}})_i = 30{,}0$ et $n(\mathrm{Zn^{2+}})_i = 7{,}50$.

État	x	Zn	$\mathrm{Cu^{2+}}$	$\mathrm{Zn^{2+}}$	$n(\mathrm{e^-})$
initial	0	excès	$30{,}0$	$7{,}50$	0
en cours	x	excès	$30{,}0 - x$	$7{,}50 + x$	$2x$
maximal	$30{,}0$	excès	0	$37{,}5$	$60{,}0$

$$\begin{aligned} Q_{\max} &= 2 \times 3{,}00 \times 10^{-2} \\ &\times 9{,}65 \times 10^{4} \\ &= 5{,}79 \times 10^{3}\ \mathrm{C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta t_{\max} &= \frac{5{,}79 \times 10^{3}}{0{,}100} \\ &= 5{,}79 \times 10^{4}\ \mathrm{s} \end{aligned}$$

Soit environ $16{,}1\ \mathrm{h}$ de fonctionnement à $0{,}100\ \mathrm{A}$.

Vérifie : Capacité et réglage de l'intensité

On règle l'intensité de la pile du laboratoire à $0{,}050\ \mathrm{A}$ au lieu de $0{,}100\ \mathrm{A}$. Sa capacité :

A. ne change pas.

Juste.

Oui : elle ne dépend que du réactif limitant. La durée maximale, elle, double.

B. double.

Faux.

C'est la durée maximale qui double, pas la capacité.

C. est divisée par deux.

Faux.

La capacité ne dépend pas de l'intensité.

Correction

La capacité ne change pas ; la durée maximale de fonctionnement double.

Énergie électrique récupérée

Remarque : Rappel de l'énergie électrique fournie par un générateur

Un générateur qui débite un courant d'intensité I sous la tension U_{PN} pendant Δt fournit au circuit l'énergie électrique :

$$W = U_{PN} \cdot I \cdot \Delta t$$

avec W en joules.

Exemple : Énergie fournie pendant la séance de mesures

Pendant les $90\,\text{min}$ de mesures, soit $\Delta t = 5{,}40 \times 10^{3}\,\text{s}$:

$$\begin{aligned} W &= 0{,}98 \times 0{,}100 \\ &\quad \times 5{,}40 \times 10^{3} \\ &= 5{,}3 \times 10^{2}\,\text{J} \end{aligned}$$

Une partie de l'énergie de la transformation est récupérée sous forme électrique, au lieu de chauffer la solution comme dans le bécher de la première section. Le chapitre suivant étudie la transformation inverse, forcée par un générateur : l'électrolyse.

À toi : Durée maximale et énergie à une autre intensité

La pile du laboratoire débite maintenant $I = 7{,}50 \times 10^{-2}\,\text{A}$ jusqu'à l'usure. Sa capacité vaut $Q_{\max} = 5{,}79 \times 10^{3}\,\text{C}$. En supposant $U_{PN} = 0{,}98\,\text{V}$ constante, calcule sa durée maximale de fonctionnement, puis l'énergie électrique fournie.

Écris ta réponse avant de dévoiler la correction.

Indice 1

La capacité ne dépend pas de l'intensité.

Indice 2

La durée maximale vaut $\dfrac{Q_{\max}}{I}$.

Indice 3

Point délicat : que vaut le produit $I \cdot \Delta t_{\max}$?

Réponse

$$\begin{aligned} \Delta t_{\max} &= \frac{5{,}79 \times 10^{3}}{7{,}50 \times 10^{-2}} \\ &= 7{,}72 \times 10^{4}\,\text{s} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} W &= U_{PN} \cdot Q_{\max} \\ &= 0{,}98 \times 5{,}79 \times 10^{3} \\ &= 5{,}7 \times 10^{3}\,\text{J} \end{aligned}$$

Conclusion. La pile fonctionne au plus $7{,}72 \times 10^{4}\,\text{s}$ et fournit environ $5{,}7 \times 10^{3}\,\text{J}$.

SOURCES

Référentiel BURHAN du chapitre « Transformations spontanées dans les piles et récupération d'énergie » (2bac · pc · physique-chimie)