

Piles, électrolyse et énergie chimique

3^e

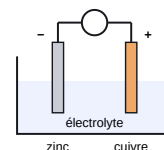
Programme du cycle 4 — arrêté du 9 novembre 2015, BO spécial n°11 du 26 novembre 2015

Une pile ne **contient** pas d'électricité. Elle contient une **transformation chimique qui n'a pas encore eu lieu** — et le circuit est ce qui l'autorise à se produire. C'est pour cela qu'une pile s'use : ses réactifs se consomment, exactement comme le bois d'un feu. Comprendre cette phrase, c'est comprendre tout le chapitre.

1 Ce qu'il y a dans une pile

DÉFINITION

Une **pile** est constituée de deux **électrodes** de nature différente — deux métaux, par exemple — plongées dans un **électrolyte**, une solution qui conduit le courant parce qu'elle contient des **ions**. C'est la différence entre les deux électrodes qui crée la tension : deux lames du même métal ne produisent rien.



Une pile en fonctionnement : deux électrodes différentes, un électrolyte, et un circuit extérieur qui referme le passage.

RÈGLE

Une pile est un **convertisseur d'énergie** : elle transforme de l'**énergie chimique**, stockée dans ses réactifs, en **énergie électrique** transmise au circuit. Une partie part toujours en **énergie thermique** — la pile chauffe —, et c'est pourquoi le rendement n'atteint jamais 100 %.

Dire qu'une pile est « vide » est une image trompeuse. Rien ne s'est vidé : l'un de ses **réactifs est épuisé**. C'est la raison pour laquelle une pile usagée pèse presque exactement le même poids qu'une pile neuve, et pourquoi on ne la « remplit » pas — on ne peut que refaire la transformation en sens inverse, quand la pile le permet.

2 Le circuit : deux sens qu'il ne faut pas confondre

DÉFINITION

Les deux lames métalliques sont les **électrodes** de la pile. Celle qui **libère** les électrons est la borne **négative** ; celle qui les **reçoit** est la borne **positive**. Le mot « négatif » ne signifie donc pas « moins important » : c'est là que part le courant d'électrons.

RÈGLE

Dans le circuit extérieur, les **électrons** circulent de la borne – vers la borne +. Le **courant électrique**, lui, est conventionnellement orienté de la borne + vers la borne –. Les deux sens sont opposés, et les deux sont justes : la convention a été fixée avant la découverte de l'électron, et on ne l'a jamais changée.

LE PIÈGE QUI COÛTE LE PLUS DE POINTS

Écrire que le courant sort de la borne négative parce que « c'est là que partent les électrons ». — Les deux affirmations sont vraies séparément et incompatibles dans la même phrase. Les électrons partent bien du –, mais le **sens conventionnel du courant** est celui du + vers le – dans le circuit extérieur. Une copie qui mélange les deux perd le point même si la physique est comprise.

Le réflexe : Poser deux flèches de couleurs différentes sur le schéma dès le brouillon : une pour le courant, une pour les électrons, et vérifier qu'elles sont bien opposées.

3 Oxydation et réduction : ce qui se passe aux électrodes

DÉFINITION

Une **oxydation** est une **perte d'électrons** ; une **réduction** est un **gain d'électrons**. Les deux ne vont jamais l'une sans l'autre : les électrons perdus d'un côté sont exactement ceux qui sont gagnés de l'autre. Dans une pile, l'oxydation se produit à la borne – et la réduction à la borne +.

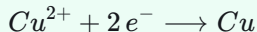
EXEMPLE

Dans une pile zinc-cuivre, écrire ce qui se passe à chaque électrode et prévoir l'évolution des deux lames.

- ① À la lame de **zinc**, borne négative : chaque atome de zinc perd deux électrons et passe en solution sous forme d'ion.
$$\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$$

C'est une oxydation : le zinc perd des électrons.

- ② À la lame de **cuivre**, borne positive : des ions cuivre présents dans la solution captent ces électrons et se déposent sous forme de métal.



C'est une réduction : le cuivre gagne des électrons.

- ③ Conséquence observable, et c'est elle que le brevet demande : la lame de zinc **maigrit**, la lame de cuivre **s'épaissit**.

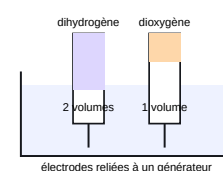
le zinc s'oxyde et se dissout, le cuivre se réduit et se dépose

Cette usure explique la fin de vie d'une pile. La transformation s'arrête quand l'un des deux réactifs vient à manquer — le métal de l'électrode négative, ou les ions de la solution. Rien n'est « tombé en panne » : la réaction est simplement terminée.

4 L'électrolyse : la transformation forcée à l'envers

DÉFINITION

Une **électrolyse** est une transformation chimique **imposée** par un générateur. Le sens de conversion est inversé : l'énergie **électrique** fournie provoque une transformation **chimique** qui ne se produirait pas spontanément. C'est l'exact contraire d'une pile, avec le même matériel — deux électrodes et un électrolyte.

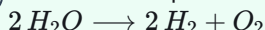


Électrolyse de l'eau : pour un volume de dioxygène recueilli, on obtient deux volumes de dihydrogène.

EXEMPLE

On électrolyse de l'eau salée. Écrire l'équation de la transformation et prévoir les volumes recueillis.

- ① L'eau se décompose en dihydrogène et en dioxygène.



- ② Le contrôle des atomes : 4 hydrogènes de chaque côté, 2 oxygènes de chaque côté.

$$2 \times 2 = 4$$

- ③ Les coefficients donnent directement les volumes de gaz recueillis : deux fois plus de dihydrogène que de dioxygène.

$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$, dans le rapport de volumes 2 pour 1

DISTINGUER UNE PILE D'UNE ÉLECTROLYSE

- ① Chercher s'il y a un **générateur** dans le circuit, en plus des électrodes.
② Sans générateur, le dispositif **produit** le courant : c'est une pile, et la conversion va du chimique vers l'électrique.
③ Avec un générateur qui impose le courant, le dispositif **consomme** de l'électricité : c'est une électrolyse, et la conversion va de l'électrique vers le chimique.
④ Nommer la conversion dans la conclusion, dans le bon sens — c'est ce qui est évalué, pas le vocabulaire.

LE PIÈGE QUI COÛTE LE PLUS DE POINTS

Croire qu'il suffit de brancher n'importe quelle pile sur un générateur pour la recharger. — Seuls les **accumulateurs** — les piles dites rechargeables — supportent la transformation inverse. Dans une pile jetable, la réaction n'est pas réversible : imposer un courant chauffe la pile, produit des gaz, et peut la faire fuir ou éclater.

Le réflexe : Lire la mention portée sur l'objet. « Rechargeable » ou « Ni-MH » désigne un accumulateur ; « ne pas recharger » est un avertissement, pas une précaution commerciale.

5 Piles, accumulateurs et batteries

DÉFINITION

Une **pile** n'est utilisable qu'une fois : sa transformation est irréversible. Un **accumulateur** peut être rechargé, parce que sa transformation se fait dans les deux sens. Une **batterie** est un assemblage de plusieurs piles ou accumulateurs, montés pour additionner leurs tensions ou leurs capacités.

Piles et accumulateurs contiennent des **métaux lourds** — plomb, cadmium, mercure, lithium — toxiques pour les sols et l'eau. Ils ne se jettent pas avec les ordures ménagères : la collecte séparée est obligatoire, et les points de dépôt sont imposés aux commerces qui en vendent. Le recyclage permet en outre de récupérer des métaux dont les gisements sont limités.

6 L'énergie fournie par une pile

RÈGLE

La **puissance électrique** fournie est le produit de la tension par l'intensité ; elle s'exprime en watts. L'**énergie** transférée est le produit de cette puissance par la durée, en joules si la durée est en secondes.

$$P = U \times I \quad E = P \times t$$

EXEMPLE

Une pile plate de 4,5 V alimente une lampe parcourue par un courant de 0,2 A pendant 1 h. Calculer l'énergie fournie.

① On calcule d'abord la puissance, en volts et en ampères :

$$4,5 \times 0,2 = 0,9$$

② La puissance vaut 0,9 W. On convertit la durée en secondes, sans quoi le résultat ne sera pas en joules :

$$1 \times 3600 = 3600$$

③ On multiplie enfin la puissance par la durée :

$$0,9 \times 3600 = 3240$$

3 240 J, soit 0,9 Wh

À VÉRIFIER

- Mes deux électrodes sont-elles de **natures différentes** ? Deux lames identiques ne font pas une pile.
- Ai-je distingué le sens du **courant** (+ → -) de celui des **électrons** (- → +) ?
- Oxydation = **perte** d'électrons, réduction = **gain** : ai-je vérifié dans quel sens vont les électrons ?
- Y a-t-il un **générateur** dans le circuit ? C'est ce qui sépare l'électrolyse de la pile.
- Ai-je converti la durée en **secondes** avant de calculer une énergie en joules ?
- Ai-je nommé la **conversion d'énergie** dans le bon sens, avec les deux formes ?

À RETENIR

- Une pile = deux **électrodes différentes** + un **électrolyte** qui contient des ions.
- Conversion : énergie **chimique** → énergie **électrique** (+ thermique perdue).
- **Électrons** : de - vers + · **courant** : de + vers - — dans le circuit extérieur, et les deux sont justes.
- **Oxydation** = perte d'électrons (borne -) · **réduction** = gain d'électrons (borne +).
- Dans une pile zinc-cuivre : le zinc **maigrir**, le cuivre **s'épaissit**.
- Une pile s'arrête quand un **réactif est épuisé** — elle ne se « vide » pas.
- **Électrolyse** : un générateur impose la transformation. Énergie **électrique** → **chimique**.
- Électrolyse de l'eau : $2 H_2O \longrightarrow 2 H_2 + O_2$, soit **2 volumes** de dihydrogène pour **1** de dioxygène.
- **Pile** = à usage unique · **accumulateur** = rechargeable · **batterie** = assemblage.
- $P = U \times I$ et $E = P \times t$ — convertir la durée en **secondes** pour des joules.