LES PILES

Mademoiselle Physique-Chimie
mademoisellephysiquechimie.com

Chapitre : la pile Daniell et les grandeurs électriques · Terminale spécialité

I La pile Daniell

La pile Daniell est une pile **zinc-cuivre**. Elle est formée de **deux demi-piles** reliées par un **pont salin** : une plaque de zinc plongée dans une solution contenant des ions Zn^{2+} et SO_4^{2-} (concentration c_1, volume V_1), et une plaque de cuivre plongée dans une solution contenant des ions Cu^{2+} et SO_4^{2-} (concentration c_2, volume V_2). Le pont salin contient des ions K^+ et NO_3^-.

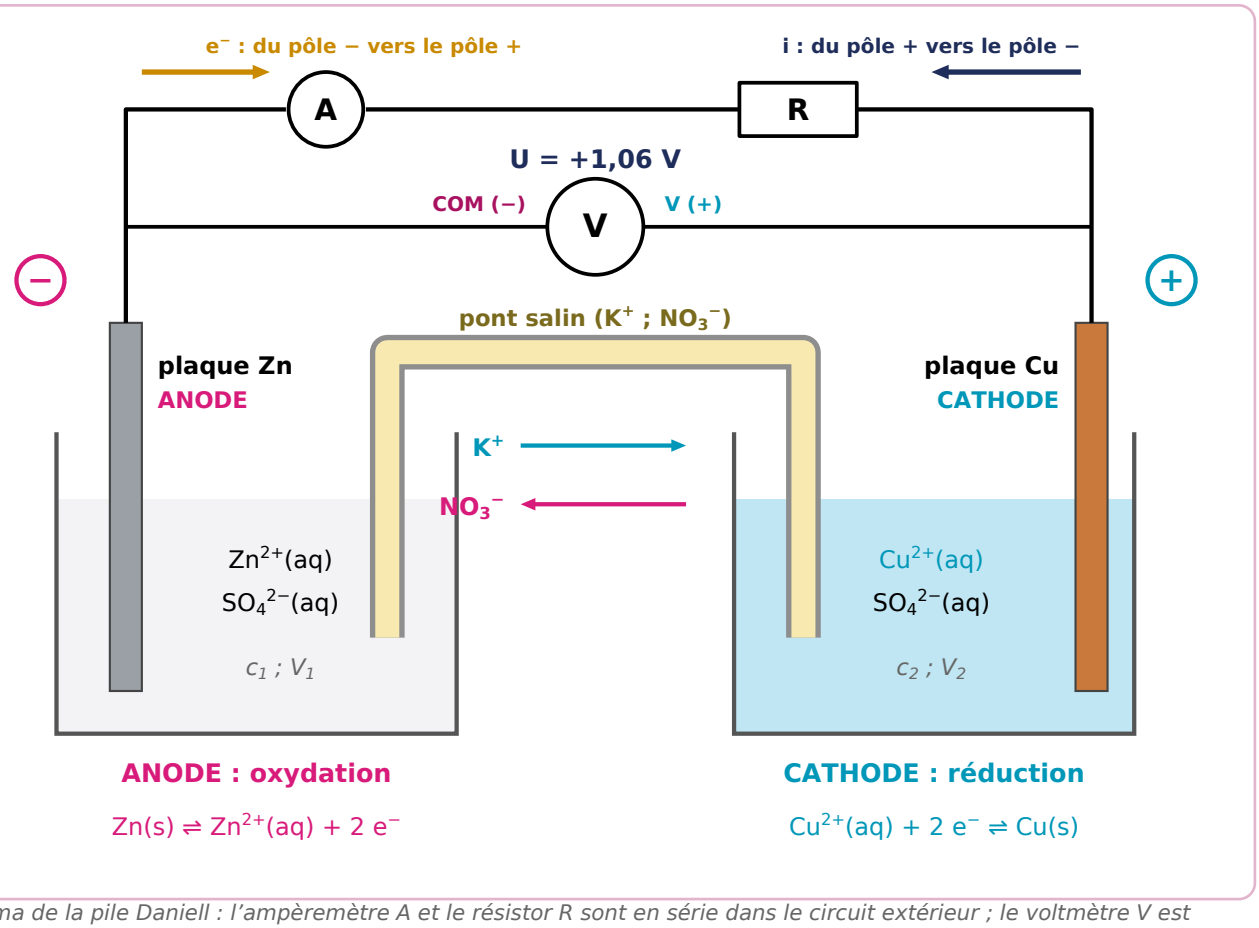


Schéma de la pile Daniell : l'ampèremètre A et le résistor R sont en série dans le circuit extérieur ; le voltmètre V est branché en dérivation, borne COM côté zinc.

La borne V du voltmètre est reliée à la plaque de cuivre et la tension est **positive** (U = +1,06 V) : la plaque de cuivre est donc le **pôle +** et la plaque de zinc le **pôle −**.

Dans le circuit extérieur, les **électrons** circulent du pôle − vers le pôle + (du zinc vers le cuivre). Le **courant** circule en sens inverse, du pôle + vers le pôle −.

Les équations aux électrodes

$$\mathbf{Zn(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-}$$

Couple Zn^{2+}/Zn : Zn est le **réducteur**, Zn^{2+} l'**oxydant**. **L'oxydation se déroule à l'anode** (plaque de zinc, pôle −).

$$\mathbf{Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightleftharpoons Cu(s)}$$

Couple Cu^{2+}/Cu : Cu^{2+} est l'**oxydant**, Cu le **réducteur**. **La réduction se déroule à la cathode** (plaque de cuivre, pôle +).

$$\mathbf{Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)}$$

Équation de la réaction de fonctionnement : on additionne les deux demi-équations, les électrons se simplifient.

Remarque 1 : ce qui se passe quand la pile débite

	Bécher du zinc (anode)	Bécher du cuivre (cathode)
Plaque	la masse de Zn **diminue** ↘	la masse de Cu **augmente** ↗
Ions dans le bécher	les ions Zn^{2+} **augmentent** ↗	les ions Cu^{2+} **diminuent** ↘
Ions du pont salin	les ions NO_3^- se dirigent **vers ce bécher** (ils compensent les charges + apparues)	les ions K^+ se dirigent **vers ce bécher** (ils compensent les charges + disparues)

Le **pont salin**, en plus de **fermer le circuit**, assure l'**électroneutralité** des solutions : sans lui, les solutions se chargeraient et la pile cesserait de débiter.

Remarque 2 : usure de la pile

Au fur et à mesure que la pile débite, $[Zn^{2+}]$ augmente et $[Cu^{2+}]$ diminue : le quotient de réaction Q_r augmente et se rapproche de la constante d'équilibre K. **Nous sommes à l'équilibre lorsque la pile est usée** ($Q_r = K$) : elle ne débite plus de courant.

$$\mathbf{Q_r = ([Zn^{2+}] / c°) / ([Cu^{2+}] / c°) = [Zn^{2+}] / [Cu^{2+}]}$$

Les solides Zn et Cu n'apparaissent pas dans le quotient de réaction. $c° = 1{,}0\ mol{\cdot}L^{-1}$ est la concentration de référence.

II Formules

L'**intensité** du courant représente la quantité de charges électriques (les électrons e^-) qui traversent le circuit en fonction du temps. Plus la pile débite longtemps ou fort, plus la charge Q échangée est grande.

$$\mathbf{Q = i \times \Delta t}$$

Q	charge électrique, en coulombs (C)
i	intensité du courant, en ampères (A)
Δt	durée, en secondes (s)

La charge échangée vaut aussi le nombre d'électrons échangés multiplié par la charge de chaque électron :

$$\mathbf{Q = n(e^-) \times N_A \times e}$$

$n(e^-)$	nombre de moles d'électrons échangés (mol)
N_A	nombre d'Avogadro : $6{,}02 \times 10^{23}\ entités{\cdot}mol^{-1}$
e	charge élémentaire : $1{,}60 \times 10^{-19}$ C

La **constante de Faraday** F est la charge d'une mole d'électrons : $F = N_A \times e$. On en déduit une relation plus rapide :

$$\mathbf{F = N_A \times e = 96\ 500\ C{\cdot}mol^{-1}\ donc\ Q = n(e^-) \times F}$$

Exemple d'application

Pour $1{,}00 \times 10^{-2}$ mol de zinc consommé : $n(e^-) = 2 \times 1{,}00 \times 10^{-2} = 2{,}00 \times 10^{-2}$ mol, car Zn(s) = $Zn^{2+}(aq)$ + **2** e^-. Alors $Q = 2{,}00 \times 10^{-2} \times 96\ 500 = 1{,}93 \times 10^3$ C. Avec i = 50 mA : $\Delta t = Q / i = 1{,}93 \times 10^3 / 0{,}050 = 3{,}86 \times 10^4$ s, soit environ 10,7 h.

✦ Ce qu'il faut retenir

1. **Une pile** transforme de l'énergie chimique en énergie électrique grâce à une réaction d'oxydoréduction **spontanée** dont les réactifs sont séparés dans deux demi-piles.
2. À l'**anode** se déroule l'**oxydation** : c'est le **pôle −**. À la **cathode** se déroule la **réduction** : c'est le **pôle +**.
3. Dans le circuit extérieur, les **électrons** vont de l'anode vers la cathode ; le **courant** circule **en sens inverse**, du pôle + vers le pôle −.
4. Le **pont salin** ferme le circuit et assure l'**électroneutralité** : les anions (NO_3^-) vont vers le bécher de l'anode, les cations (K^+) vers celui de la cathode.
5. Pile Daniell : $Zn(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$ à l'anode ; $Cu^{2+}(aq) + 2\ e^- \rightleftharpoons Cu(s)$ à la cathode. La masse de zinc **diminue**, la masse de cuivre **augmente**.
6. La pile est **usée** quand le système est à l'**équilibre** : $Q_r = K$, avec $Q_r = [Zn^{2+}] / [Cu^{2+}]$.
7. Formules : $\mathbf{Q = i \times \Delta t}$; $\mathbf{Q = n(e^-) \times N_A \times e = n(e^-) \times F}$; $F = 96\,500\ C{\cdot}mol^{-1}$.
8. Unités : Q en coulombs (C), i en ampères (A), Δt en secondes (s), $n(e^-)$ en moles (mol).