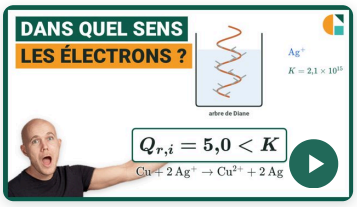
Prévoir le sens spontané d'une pile avec le quotient de réaction

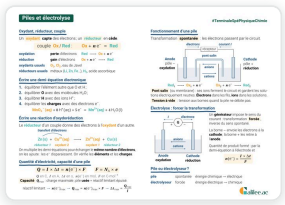
Piles • Compétence 5 • Terminale spécialité physique-chimie



Vidéo du cours et deux exercices gratuits supplémentaires !

Exercices corrigés pas à pas, sur la page de la compétence.

galilee.ac/V/T7-5



La fiche de cours

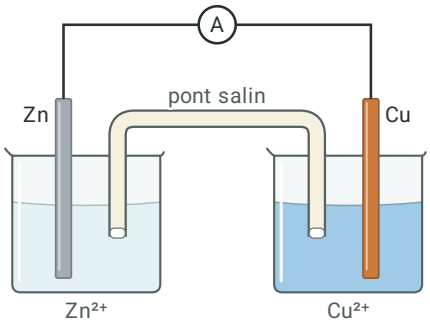
Tout le chapitre sur une page.

galilee.ac/F/piles-oxydoreduction-electrolyse

Exercice 1

La pile zinc-cuivre avant de la brancher

Avant de brancher une pile zinc-cuivre, un élève note les concentrations : $[Zn^{2+}] = 0{,}0200\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ autour de la lame de zinc, $[Cu^{2+}] = 0{,}800\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ autour de la lame de cuivre.



$$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu \qquad K = 1{,}5 \times 10^{37}$$

Données : les deux solutions ont le même volume ; les métaux, solides, ne figurent pas dans le quotient de réaction ; un système évolue spontanément de façon que Q_r se rapproche de K.

1) Calculer la valeur initiale du quotient de réaction $Q_{r,i}$.

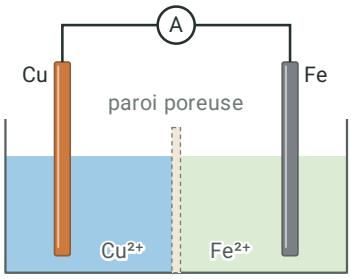
2) Comparer $Q_{r,i}$ à K et en déduire le sens d'évolution du système.

3) Identifier l'électrode où se produit l'oxydation, donc la borne − de la pile.

4) Après quelques heures, la concentration en ions Cu^{2+} a diminué de $0{,}300\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calculer la nouvelle valeur du quotient de réaction.

Exercice 2 🌶🌶🌶 Une équation écrite dans l'autre sens

Dans une cuve à paroi poreuse, une lame de cuivre plonge dans une solution où $[\mathrm{Cu^{2+}}] = 0{,}200\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ et une lame de fer dans une solution où $[\mathrm{Fe^{2+}}] = 0{,}0500\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. On associe à la pile l'équation :



$$\mathrm{Cu + Fe^{2+} \rightarrow Cu^{2+} + Fe} \qquad K = 4{,}4 \times 10^{-27}$$

Données : les deux solutions ont le même volume ; les métaux, solides, ne figurent pas dans le quotient de réaction ; un système évolue spontanément de façon que Q_r se rapproche de K ; à l'équilibre, $Q_\mathrm{r} = K$.

1) Calculer la valeur initiale du quotient de réaction $Q_{\mathrm{r,i}}$ associé à cette équation.

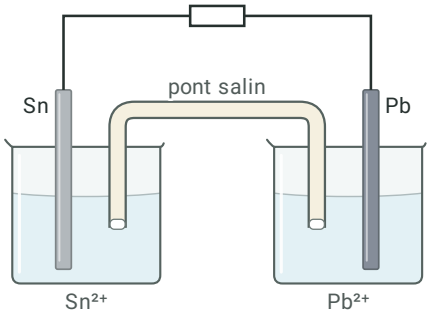
2) En déduire le sens d'évolution du système et le métal oxydé.

3) Calculer la concentration en ions $\mathrm{Cu^{2+}}$ pour laquelle le système n'évoluerait plus, celle des ions $\mathrm{Fe^{2+}}$ gardant sa valeur initiale.

4) Plus tard, on mesure $[\mathrm{Cu^{2+}}] = 0{,}0800\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. Calculer la concentration en ions $\mathrm{Fe^{2+}}$ à cet instant.

Exercice 3 🌶🌶🌶 Type bac : une pile dont le sens dépend des concentrations

Dans une pile étain-plomb, une lame d'étain plonge dans une solution où $[\mathrm{Sn^{2+}}] = 0{,}100\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, une lame de plomb dans une solution où $[\mathrm{Pb^{2+}}] = 0{,}540\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.



$$\mathrm{Sn + Pb^{2+} \rightarrow Sn^{2+} + Pb} \qquad K = 2{,}2$$

Données : les deux solutions ont le même volume ; les métaux, solides, ne figurent pas dans le quotient de réaction ; un système évolue spontanément de façon que Q_r se rapproche de K ; une pile usée est un système à l'équilibre.

1) Calculer la valeur initiale du quotient de réaction $Q_{\mathrm{r,i}}$.

2) En déduire le sens d'évolution du système.

3) Identifier la borne − de la pile. Justifier.

4) Quand la pile est usée, on mesure $[\mathrm{Pb^{2+}}] = 0{,}200\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$. Calculer la concentration en ions $\mathrm{Sn^{2+}}$ à cet instant.

Prévoir le sens spontané d'une pile avec le quotient de réaction

Exercice 1 La pile zinc-cuivre avant de la brancher

1) Les métaux sont des solides : ils ne figurent pas dans le quotient de réaction.

$$Q_{r,i} = \frac{[Zn^{2+}]_i}{[Cu^{2+}]_i} = \frac{0{,}0200}{0{,}800} = 0{,}0250$$

2) $Q_{r,i}$ est très inférieur à $K = 1{,}5 \times 10^{37}$: le quotient de réaction doit augmenter, le système évolue dans le sens direct.

$Q_{r,i} < K$ | sens direct

3) Dans le sens direct, le zinc est consommé : $Zn = Zn^{2+} + 2\,e^-$. Le zinc cède des électrons, c'est une oxydation : la lame de zinc est l'anode, donc la borne − de la pile. Les électrons partent de cette lame dans le fil.

lame de zinc

4) Un ion Zn^{2+} se forme chaque fois qu'un ion Cu^{2+} est consommé, dans le même volume :

$[Cu^{2+}] = 0{,}800 - 0{,}300 = 0{,}500\ mol \cdot L^{-1}$ $[Zn^{2+}] = 0{,}0200 + 0{,}300 = 0{,}320\ mol \cdot L^{-1}$

$$Q_r = \frac{0{,}320}{0{,}500} = 0{,}640$$

Le quotient de réaction a augmenté : il se rapproche de K, dont il reste très loin.

Exercice 2 Une équation écrite dans l'autre sens

1) Avec l'équation de l'élève, les ions Cu^{2+} sont les produits et les ions Fe^{2+} les réactifs ; les métaux, solides, ne figurent pas :

$$Q_{r,i} = \frac{[Cu^{2+}]_i}{[Fe^{2+}]_i} = \frac{0{,}200}{0{,}0500} = 4{,}00$$

2) $Q_{r,i}$ est très supérieur à $K = 4{,}4 \times 10^{-27}$: le quotient de réaction doit diminuer, le système évolue dans le sens inverse de l'équation écrite. La transformation qui se fait est $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$: le fer cède des électrons, il est oxydé. La lame de fer est l'anode, donc la borne − de la pile.

sens inverse | le fer est oxydé

3) Le système n'évolue plus quand $Q_r = K$, soit $[Cu^{2+}] = K \times [Fe^{2+}]$:

$[Cu^{2+}] = 4{,}4 \times 10^{-27} \times 0{,}0500 = 2{,}2 \times 10^{-28}\ mol \cdot L^{-1}$

Cette concentration correspond à moins d'un ion par litre : la transformation consomme pratiquement tous les ions Cu^{2+}.

4) Dans le sens inverse, un ion Fe^{2+} se forme chaque fois qu'un ion Cu^{2+} est consommé, dans le même volume. La concentration en ions Cu^{2+} a diminué de $0{,}200 - 0{,}0800 = 0{,}120\ mol \cdot L^{-1}$:

$[Fe^{2+}] = 0{,}0500 + 0{,}120 = 0{,}170\ mol \cdot L^{-1}$

Exercice 3 Type bac : une pile dont le sens dépend des concentrations

1) Les métaux, solides, ne figurent pas dans le quotient de réaction :

$$Q_{\mathrm{r,i}} = \frac{[\mathrm{Sn}^{2+}]_{\mathrm{i}}}{[\mathrm{Pb}^{2+}]_{\mathrm{i}}} = \frac{0{,}100}{0{,}540} \approx 0{,}185$$

2) $Q_{\mathrm{r,i}}$ est inférieur à $K = 2{,}2$: le quotient de réaction doit augmenter. Le système évolue dans le sens direct.

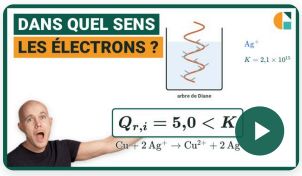
sens direct

3) Dans ce sens, le métal consommé est l'étain : $\mathrm{Sn} = \mathrm{Sn}^{2+} + 2\,\mathrm{e}^-$. Il cède des électrons, c'est une oxydation : l'anode, donc la borne − de la pile, est la lame d'étain.

lame d'étain

4) Une pile usée est un système à l'équilibre : $Q_{\mathrm{r}} = K$, soit $[\mathrm{Sn}^{2+}] = K \times [\mathrm{Pb}^{2+}]$.

$$[\mathrm{Sn}^{2+}] = 2{,}2 \times 0{,}200 = 0{,}44\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$



Vidéo du cours et deux exercices gratuits supplémentaires !

Exercices corrigés pas à pas, sur la page de la compétence.

galilee.ac/V/T7-5

Sens d'évolution d'une pile, Qr et K : exercices corrigés PDF (Terminale spécialité physique-chimie). Prévoir le sens de fonctionnement d'une pile : on calcule le quotient de réaction initial à partir des concentrations des ions (les métaux solides n'y figurent pas), on le compare à la constante d'équilibre K ; si Qr est inférieur à K, le système évolue dans le sens direct, et le métal oxydé est la borne −. La pile est usée quand Qr atteint K. Méthode en vidéo et exercices interactifs corrigés sur galilee.ac.