

# Exercices sur les piles et l'électrolyse

URL source du document

<http://www.chimix.net/>

## électrolyse

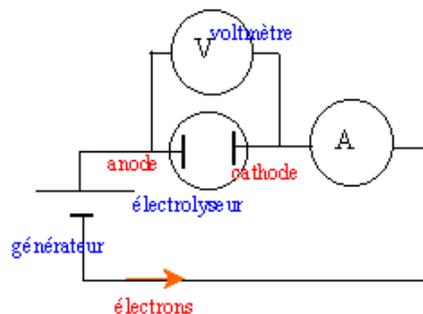
Le cadmium est obtenu par électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de cadmium ( $\text{Cd}^{2+}$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ) et d'acide sulfurique ( $2\text{H}^+$  ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ). Les ions sulfate ne réagissent pas. Couples oxydant-réducteur :  $\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cd}(\text{s})$ ;  $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$  ;  $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

La tension aux bornes de la cuve à électrolyse vaut  $U = 3 \text{ V}$  et l'intensité du courant vaut  $I = 20 \text{ mA}$

- Faire le schéma et placer les appareils de mesure de la tension et de l'intensité.
- Quel est le sens de déplacement des électrons ?
- Sur quelle électrode le cadmium se dépose-t-il ? Ecrire la demi-équation correspondante. Préciser s'il s'agit d'une réduction ou d'une oxydation ?
- Il se produit un dégagement gazeux à l'autre électrode. En utilisant les couples oxydant-réducteur identifier le gaz formé.
- Etablir un tableau d'avancement pour la demi-équation liée à la formation du cadmium.
- En déduire la quantité de matière en cadmium formée pendant la durée  $t$  en fonction de l'intensité dans le circuit, la durée  $t$  et du Faraday noté  $F$ .

$t = 965 \text{ s}$ .  $1F = 96500 \text{ C/mol}$ .

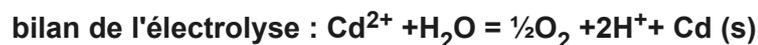
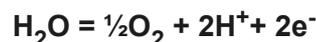
## corrigé



à la cathode négative se produit une réduction des ion  $\text{Cd}^{2+}$ .



à l'anode positive se produit une oxydation de l'eau



	$\text{Cd}^{2+}$	$+ 2e^-$	$+ \text{Cd (s)}$
t=0	$n_0$	0	0
en cours	$n_0 - x$	$2x$	$x$
fin	$n_0 - x_{\text{fin}}$	$2x_{\text{fin}}$	$x_{\text{fin}}$

Quantité d'électricité traversant la cuve en t seconde  $Q = It = 2x_{\text{fin}} F$

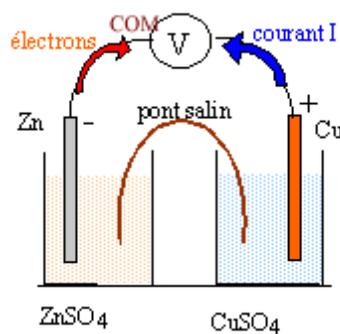
Qté de matière de cadmium formé en t seconde :  $x_{\text{fin}} = It / (2F)$

$$x_{\text{fin}} = 2 \cdot 10^4 \cdot 965 / (2 \cdot 96500) = 100 \text{ mol.}$$

## Étude d'une pile

- Faire le schéma d'une pile : solutions aqueuses ( sulfate de cuivre (II) de sulfate de zinc), plaques métalliques ( cuivre et zinc), multimètre, pont salin (  $\text{K}^+$  et  $\text{Cl}^-$  )
- Indiquer le sens de circulation du courant électrique.
- En déduire le mouvement de tous les porteurs de charge.
- Nommer la réaction se produisant dans chaque bécher.
- La transformation du système chimique est-elle forcée ou spontanée ? Le système chimique est-il en équilibre ?

## Corrigé



à l'anode négative, le zinc s'oxyde :  $\text{Zn (s)} = \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ .

à la cathode positive, les ions  $\text{Cu}^{2+}$  se réduisent :  $\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu(s)}$ .

Dans les plaques métalliques et dans les fils de cuivre, les électrons assurent le passage du courant.

Dans les solutions et le pont salin les ions assurent le passage du courant électrique.

solution  $\text{ZnSO}_4$  : migration des ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  vers la droite.

La concentration en ion  $\text{Zn}^{2+}$  augmente ; pour assurer l'électroneutralité de la solution, migration des ions  $\text{Cl}^-$  du pont salin vers le bécher de gauche.

solution  $\text{CuSO}_4$  : migration des ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  vers la droite.

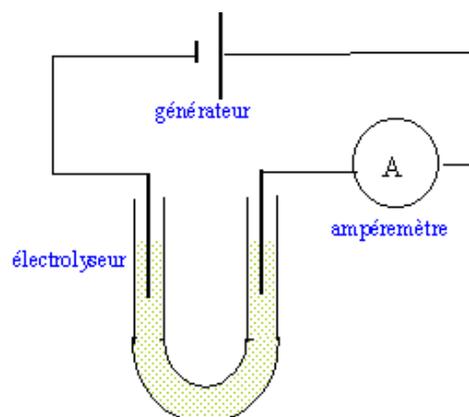
La concentration en ion  $\text{Cu}^{2+}$  diminue ; pour assurer l'électroneutralité de la solution, migration des ions  $\text{K}^+$  du pont salin vers le bécher de droite.

La transformation du système chimique est spontanée.

La pile en fonctionnement est un système hors équilibre.

## Étude d'une électrolyse

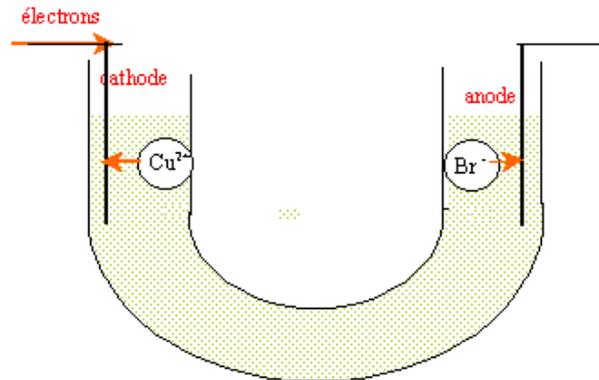
On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre II avec des électrodes inattaquables en graphite. On observe un dépôt rougeâtre à l'une des électrodes. Les seuls couples mis en jeu sont :



- Quelles sont les espèces chimiques initialement présentes en solution ?
- Compléter le schéma en indiquant les déplacements des porteurs de charges.
- Sur quelle électrode a lieu le dépôt rougeâtre ?
- Écrire la réaction qui a lieu à l'autre électrode ?
- Écrire l'équation de la réaction associée à l'électrolyse.
- S'agit-il d'une transformation spontanée ?

## corrigé

espèces chimiques initialement présentes en solution :  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{Br}^-$ .



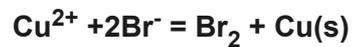
A l'anode positive, les ions  $\text{Br}^-$  s'oxydent en  $\text{Br}_2$  rouge brun.



A la cathode négative, les ions  $\text{Cu}^{2+}$  se réduisent en  $\text{Cu(s)}$ .



équation de la réaction associée à l'électrolyse :



L'électrolyse est une transformation forcée, nécessitant un apport d'énergie sous forme d'énergie électrique.