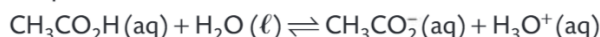


## NIVEAU 1

## 6 Calculer un taux d'avancement final

| Exploiter des mesures ; faire des calculs.

Un volume  $V_A = 1,00$  mL d'acide éthanoïque pur est versé dans une fiole jaugée de volume  $V = 500,0$  mL. On ajuste au trait de jauge avec de l'eau distillée. Le pH de la solution est égal à 3,1. L'acide éthanoïque réagit avec l'eau suivant la réaction d'équation :



1. Calculer l'avancement maximal de la réaction.
2. Calculer le taux d'avancement final.
3. Conclure quant au caractère total ou non de la transformation.

## Acide éthanoïque



$$M = 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

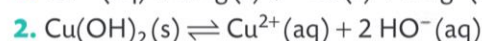
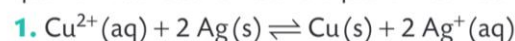
$$d = 1,05$$



## 8 Lier équation et quotient de réaction

| Mobiliser ses connaissances.

Parmi les expressions données ci-dessous, associer un quotient de réaction à une équation de réaction.



$$\frac{[\text{Cu}^{2+}] \times c^\circ}{[\text{Ag}^+]^2}; \frac{[\text{Ag}^+]^2}{[\text{Cu}^{2+}] \times c^\circ}; \frac{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{HO}^-]^2}{(c^\circ)^3}$$

## NIVEAU 2

## 10 Évaluer une constante d'équilibre

| Effectuer des calculs ; utiliser un modèle pour prévoir.

À 25 °C, dans une fiole jaugée de 250,0 mL, sont dissous totalement une masse  $m_1 = 1,21$  g de nitrate de fer (III) nonahydraté  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ , une masse  $m_2 = 0,87$  g de sulfate de fer (II) heptahydraté  $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}(\text{s})$ , une masse  $m_3 = 0,64$  g de nitrate d'argent  $\text{AgNO}_3(\text{s})$  et de la poudre d'argent  $\text{Ag}(\text{s})$  est ajoutée. On complète au trait de jauge avec de l'eau distillée. La transformation est modélisée par deux réactions opposées. L'équation s'écrit :



1. Calculer le quotient de réaction à l'état initial  $Q_{r,i}$ .
2. Sachant que la masse d'argent diminue, comparer la constante d'équilibre  $K$ , à 25 °C, au quotient de réaction à l'état initial.
3. À 25 °C, dans un erlenmeyer, sont ajoutées les solutions suivantes :

| Solutions                            | $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{NO}_3^-(\text{aq})$ | $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ | $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ |
|--------------------------------------|--|---|---|
| $C (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$ | $1,0 \times 10^{-4}$                                     | $5,0 \times 10^{-2}$                                      | $1,0 \times 10^{-2}$                                |
| $V (\text{mL})$                      | 30,0   | 50,0  | 20,0  |

De l'argent  $\text{Ag}(\text{s})$  se forme. Déterminer un encadrement de la constante d'équilibre  $K$ .

## Données

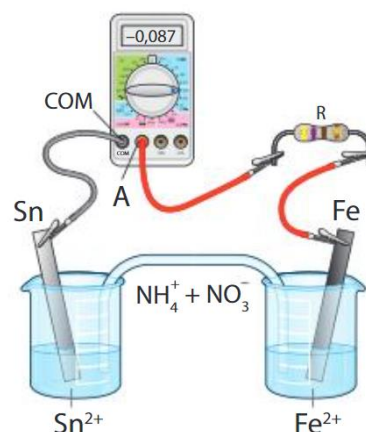
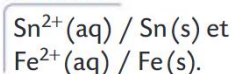
$$M(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 241,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{FeSO}_4) = 151,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \\ M(\text{AgNO}_3) = 169,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

## 14 Utiliser un ampèremètre

| Interpréter des mesures.

1. Déterminer le sens du courant dans le circuit extérieur de la pile ci-contre.
2. En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement.
3. Justifier la stratégie de séparation des réactifs dans deux demi-piles.

## Données



## NIVEAU 3

## 19 Connaître les critères d'évaluation

## Un écran alimenté avec un citron !

| Effectuer des calculs ; mobiliser et organiser ses connaissances.

D'après Baccalauréat

Il est possible d'alimenter un écran à cristaux liquides avec des piles « citron ». Pour chaque pile, une pièce de monnaie en cuivre  $\text{Cu}(\text{s})$  et un trombone recouvert de zinc  $\text{Zn}(\text{s})$ , sont piqués dans un citron dont le jus acide contient des ions hydrogène  $\text{H}^+(\text{aq})$ . Chaque trombone est déplié et seule une longueur  $L = 2$  cm est plantée dans le citron.



- La masse de zinc déposée sur chaque trombone permet-elle à la pile d'alimenter l'écran pendant une durée  $\Delta t = 5$  min si l'intensité  $I$  du courant est égale à 10 mA ?

## Données

- Le trombone peut être assimilé à un cylindre de rayon  $R = 0,50$  mm, l'épaisseur de la couche de zinc est  $e = 100$   $\mu\text{m}$ .
- Surface de la couche de zinc en contact avec le citron :  $S = 2 \times \pi \times R \times L + \pi \times R^2$ .
- $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\rho(\text{Zn}) = 7,14 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .
- Relation entre l'intensité  $I$  (en A), la quantité d'électricité débitée  $Q$  (en C) et la durée de fonctionnement  $\Delta t$  (en s) :  $Q = I \times \Delta t$ .
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  et  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .
- $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$ ;  $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$ .

## NIVEAU 2

### 20 À chacun son rythme

#### Contamination au plomb

Exploiter des informations ; comparer à une valeur de référence.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés, passer à l'énoncé détaillé.

Lorsqu'il est ingéré, l'élément plomb Pb a des effets graves sur le système nerveux central et sur le système digestif. Aussi l'eau potable ne doit-elle pas contenir plus de 50 mg d'ion plomb (II)  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  par litre d'eau. Les ions plomb (II)  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  peuvent réagir avec les ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  présents également dans les eaux. La transformation est modélisée par deux réactions opposées. L'équation s'écrit :

$$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{PbSO}_4(\text{s})$$

#### Énoncé compact

Est-il envisageable d'éliminer les ions plomb (II)  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  d'une eau potable par précipitation du sulfate de plomb  $\text{PbSO}_4(\text{s})$  ?

#### Énoncé détaillé

1. Calculer les concentrations maximales en quantité de matière en ions plomb (II)  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  et sulfate  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  qu'une eau peut contenir pour être qualifiée de potable.
2. Calculer, le quotient de réaction associé à l'équation.
3. À 25 °C, comparer la valeur du quotient de réaction à l'état initial à la constante d'équilibre  $K$ .
4. Est-il envisageable d'éliminer les ions plomb (II)  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$  par précipitation du sulfate de plomb  $\text{PbSO}_4(\text{s})$  ?

#### Données

- $M(\text{Pb}) = 207 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{SO}_4^{2-}) = 96,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
- Constante d'équilibre, à 25 °C, de la réaction de précipitation :  $K = 1,6 \times 10^{-3}$ .
- La concentration maximale autorisée en ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$  dans une eau potable est égale à 250 mg · L<sup>-1</sup>.

### 22 Les avions hybrides

Utiliser un modèle pour décrire ; effectuer des calculs.

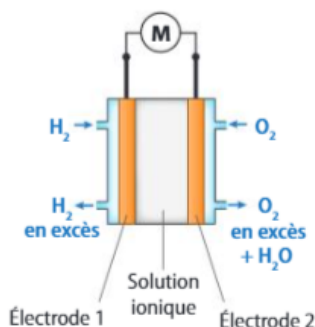
Des avionneurs s'intéressent à un concept d'avion hybride dont les trajets au sol seraient alimentés par une pile à combustible. Lors du freinage, une partie de l'énergie cinétique est convertie en énergie chimique, stockée sous forme de dihydrogène grâce à un dispositif situé dans la soute. Lors du roulage, le processus inverse utilise le dihydrogène pour produire de l'électricité.

D'après <https://www.industrie-techno.com>

1. Nommer le type de dispositif évoqué dans la dernière phrase en italique.

2. Ce dispositif est présenté ci-contre. Établir les équations des réactions électrochimiques se produisant aux électrodes 1 et 2.

3. Recopier le schéma du dispositif et indiquer le sens de circulation des électrons et le sens conventionnel du courant.



4. a. Le dispositif débite un courant d'intensité de valeur  $I = 100 \text{ A}$  pendant  $\Delta t = 8,0 \text{ h}$ . Calculer la charge électrique  $Q$  débitée.

- b. Calculer la masse de dihydrogène gazeux consommé.

- c. En déduire le volume de dihydrogène consommé.

6. Commenter la valeur et proposer une forme de stockage du dihydrogène  $\text{H}_2$ .

#### Données

- Relation entre l'intensité  $I$  (en A), la quantité d'électricité débitée  $Q$  (en C) et la durée de fonctionnement  $\Delta t$  (en s) :  $Q = I \times \Delta t$ .
- $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$  ;  $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$ .
- $\rho(\text{H}_2(\text{g})) = 9,0 \times 10^{-2} \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$  ;  $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
- Volume moyen de kérosène dans un airbus 380 : 320 m<sup>3</sup>.
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  et  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .



**6 Calculer un taux d'avancement final**

1. • Masse d'acide éthanóïque apporté :

$$m = d \times V_A \times \rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ mL} \times 1,05 \times 1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = 1,05 \text{ g.}$$

• Quantité d'acide éthanóïque apportée :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,05 \text{ g}}{60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 17,5 \text{ mmol.}$$

L'eau est en large excès, donc l'avancement maximal correspond à la quantité d'acide éthanóïque apporté, soit  $x_{\text{max}} = 17,5 \text{ mmol}$ .

2. Le pH est égal à 3,1 donc :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = 10^{-\text{pH}} = 7,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$\text{Or } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{x_f}{V} \text{ donc } x_f = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V = 0,40 \text{ mmol.}$$

3. Le taux d'avancement final  $\tau$  est égal à  $\frac{x_f}{x_{\text{max}}} = 2,3 \%$ . La transformation n'est donc pas totale.

**8 Lier équation et quotient de réaction**

$$1. \frac{[\text{Ag}^+]^2}{[\text{Cu}^{2+}] \times c^0} \quad 2. \frac{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{HO}^-]^2}{(c^0)^3}$$

**10 Évaluer une constante d'équilibre**

1. Calcul des quantités de matière et des concentrations des différentes espèces :

| Ions  | $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$  | $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$   |
|---|--|---|
| $M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$ du sel dont provient l'ion              | $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{H}_2\text{O}$<br>$M = 241,9 + 9 \times 18 = 403,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ | $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$<br>$M = 151,9 + 7 \times 18 = 277,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ |
| Quantité $n_i$ (mol)  | $3,00 \times 10^{-3}$  | $3,13 \times 10^{-3}$   |
| Concentration initiale $\frac{n_i}{V}$ ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) | $1,20 \times 10^{-2}$  | $1,25 \times 10^{-2}$   |

| Ions  | $\text{Ag}^+(\text{aq})$                                       |
|---|--|
| $M(\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$ du sel dont provient l'ion              | $\text{AgNO}_3$<br>$M = 169,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ |
| Quantité $n_i$ (mol)  | $3,77 \times 10^{-3}$  |
| Concentration initiale $\frac{n_i}{V}$ ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) | $1,51 \times 10^{-2}$  |

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Ag}^+]_i \times [\text{Fe}^{2+}]_i}{[\text{Fe}^{3+}]_i \times c^0} = 1,57 \times 10^{-2}.$$

2. Si la masse d'argent diminue au cours de la transformation, c'est donc que la transformation évolue dans le sens direct de l'équation, donc  $Q_{r,i} < K$  soit  $1,57 \times 10^{-2} < K$ .

3. On calcule les concentrations des espèces :

| Ions  | $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ | $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ | $\text{Ag}^+(\text{aq})$ |
|---|-----------------------------|-----------------------------|--------------------------|
| Concentration initiale $\frac{C_i \times V_i}{V_{\text{tot}}}$ ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ) | $3,0 \times 10^{-5}$        | $2,5 \times 10^{-2}$        | $2,0 \times 10^{-3}$     |

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Ag}^+]_i \times [\text{Fe}^{2+}]_i}{[\text{Fe}^{3+}]_i \times c^0} = 1,67.$$

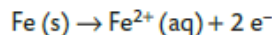
4. Puisque de l'argent solide  $\text{Ag}(s)$  se forme, c'est donc que la transformation évolue dans le sens indirect de l'équation, donc  $Q_{r,i} > K$  soit  $K < 1,67$ . On en déduit :  $1,57 \times 10^{-2} < K < 1,67$ .

**14 Utiliser un ampèremètre**

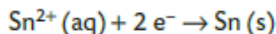
1. L'intensité du courant électrique est négative donc le courant circule de la borne d'étain vers la borne de fer dans le circuit extérieur.

2. • Les sens de circulation des électrons est opposé à celui du sens conventionnel du courant.

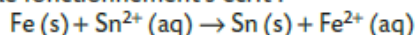
• L'électrode de fer fournit les électrons au circuit extérieur, le fer s'oxyde. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit :



• À l'électrode d'étain, les électrons arrivent et sont captés par les ions étain (II) qui sont réduits. L'équation de la réaction électrochimique s'écrit :



L'équation de fonctionnement s'écrit :



3. La séparation des réactifs dans deux demi-piles permet d'imposer un transfert indirect d'électrons passant par le circuit extérieur.

**19 Connaître les critères de réussite****Un écran alimenté avec un citron !**

Chaque trombone est parcouru par la même intensité de courant. Pour chaque trombone, il faut donc une masse minimale identique.

• Détermination de la masse  $m_0$  de zinc déposé sur chaque trombone :

– Volume de la couche de zinc :

$$V = S \times e = (2\pi \times R \times L + \pi \times R^2) \times e.$$

$$\text{Application numérique : } V = 6,4 \times 10^{-3} \text{ cm}^3$$

– Masse  $m_0$  la couche de zinc de chaque trombone :

$$m_0 = \rho(\text{Zn}) \times V.$$

$$\text{Application numérique : } m_0 = 4,5 \times 10^{-2} \text{ g.}$$

• Détermination de la masse  $m$  de zinc réagissant lors de l'électrolyse sur chaque trombone :

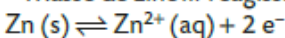
– Quantité d'électricité :  $Q = I \times \Delta t$ .

$$\text{Application numérique : } Q = 3,0 \text{ C.}$$

– Quantité de matière d'électrons circulant :

$$n_e = \frac{Q}{N_A \times e} = 3,1 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

– Masse de zinc  $m$  réagissant :



$$\text{soit } \frac{n(\text{Zn})}{1} = \frac{n(e)}{2} \text{ et } m(\text{Zn}) = \frac{n(e) \times M(\text{Zn})}{2}$$

$$\text{Application numérique : } m = 1,0 \times 10^{-3} \text{ g.}$$

•  $m < m_0$  donc la masse de zinc transformée est inférieure à la masse de zinc recouvrant chaque trombone. La masse de zinc déposée sur le trombone permet donc à la pile d'alimenter l'écran pendant une durée  $\Delta t = 5 \text{ min}$  si l'intensité  $I$  du courant est égale à 10 mA.

## 20 À chacun son rythme

### Contamination au plomb

1. • L'eau potable ne doit pas contenir plus de 50 mg d'ion plomb (II)  $\text{Pb}^{2+}$  (aq) par litre d'eau

$$\Rightarrow [\text{Pb}^{2+}]_{\text{max}} = \frac{t_m(\text{Pb}^{2+})}{M(\text{Pb})}$$

Application numérique :  $[\text{Pb}^{2+}]_{\text{max}} = 2,4 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- La concentration maximale autorisée en ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$  (aq) dans une eau potable est égale à 250  $\text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\Rightarrow [\text{SO}_4^{2-}]_{\text{max}} = \frac{t_m(\text{SO}_4^{2-})}{M(\text{SO}_4^{2-})}$$

Application numérique :

$$[\text{SO}_4^{2-}]_{\text{max}} = 2,60 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$2. Q_{r,i} = \frac{(c^0)^2}{[\text{Pb}^{2+}]_i \times [\text{SO}_4^{2-}]_i} = \frac{1^2}{2,4 \times 10^{-4} \times 2,60 \times 10^{-3}}$$

$$Q_{r,i} = 1,6 \times 10^6$$

3.  $K = 1,6 \times 10^{-3} < Q_{r,i} \Rightarrow$  si la transformation évolue, elle évolue dans le sens opposé de l'équation (dissolution du précipité). Il ne se forme pas de sulfate de plomb solide  $\text{PbSO}_4$  (s).

4. Il n'est donc pas envisageable d'éliminer les ions plomb (II) par précipitation du sulfate de plomb puisque cette réaction n'est pas spontanée.

## 22 Les avions hybrides

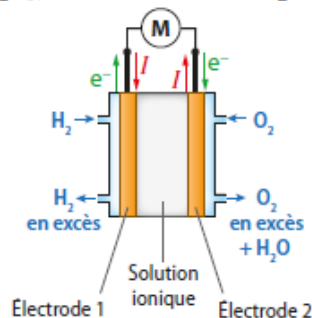
1. Le dispositif évoqué dans la dernière phrase en gras est une pile.

2. Le réducteur est le dihydrogène  $\text{H}_2$  (g) et l'oxydant est le dioxygène  $\text{O}_2$  (g).

Les équations des réactions électrochimiques sont :

- Électrode 1 :  $\text{H}_2$  (g)  $\rightarrow$  2  $\text{H}^+$  + 2  $\text{e}^-$  (oxydation)
- Électrode 2 :  $\text{O}_2$  (g) + 4  $\text{H}^+$  + 4  $\text{e}^- \rightleftharpoons$  2  $\text{H}_2\text{O}$  (l) (réduction)

3.



$$4. a. Q = I \times \Delta t = 100 \text{ A} \times 8,0 \text{ h} = 800 \text{ Ah} \\ = 800 \text{ A} \times 3\,600 \text{ s} = 2,88 \times 10^6 \text{ C.}$$

$$b. n(e) = \frac{Q}{N_A \times e} = \frac{2,88 \times 10^6}{6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}} = 29,9 \text{ mol.}$$

$$\text{Or } \frac{n(\text{H}_2)}{1} = \frac{n(e)}{2} = 15,0 \text{ mol.}$$

$$\text{Soit } m(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times M(\text{H}_2)$$

$$m(\text{H}_2) = 15,0 \text{ mol} \times 2,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 30,0 \text{ g}$$

$$c. \rho(\text{H}_2(\text{g})) = \frac{m(\text{H}_2)}{V(\text{H}_2)}$$

$$\Rightarrow V(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{\rho(\text{H}_2)} = \frac{30,0 \times 10^{-3} \text{ kg}}{9,0 \times 10^{-2} \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}} = 0,33 \text{ m}^3.$$

5. Cette valeur est relativement faible comparée au volume du kérosène. Il est possible d'aménager un petit réservoir pour stocker le dihydrogène.