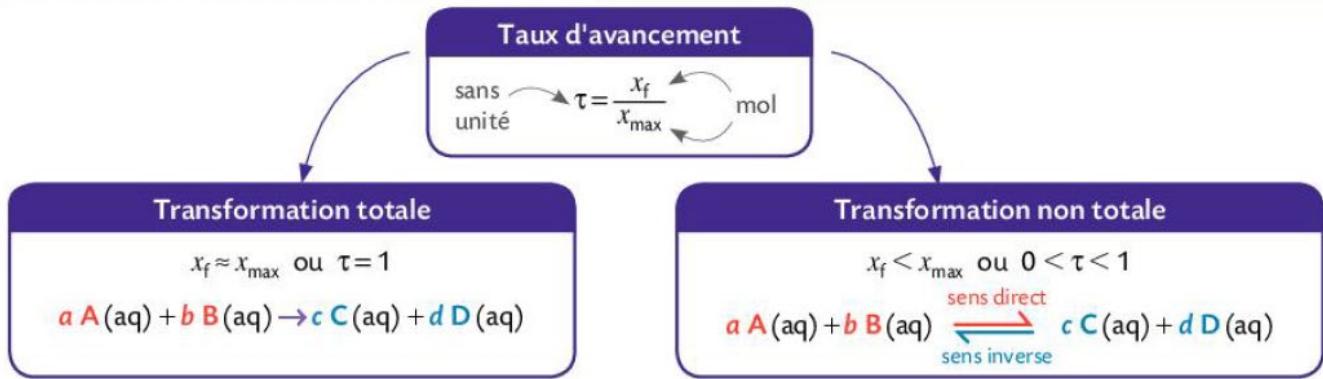
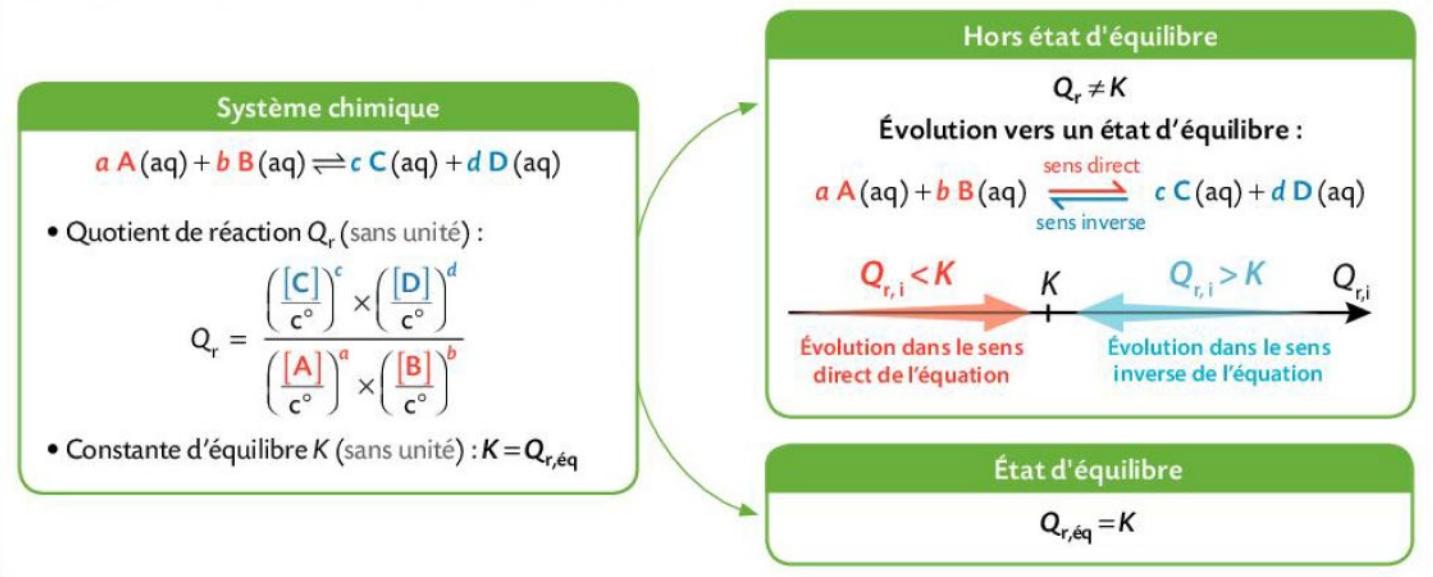


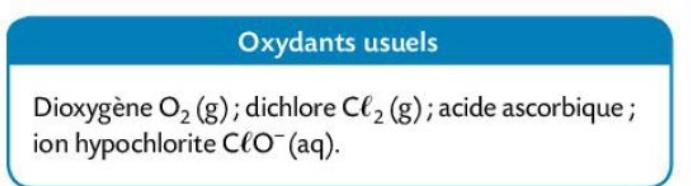
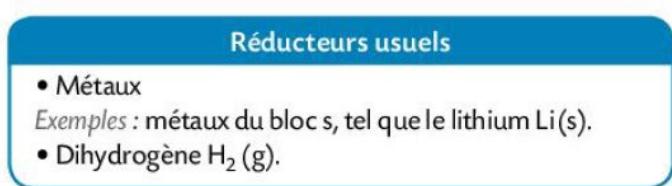
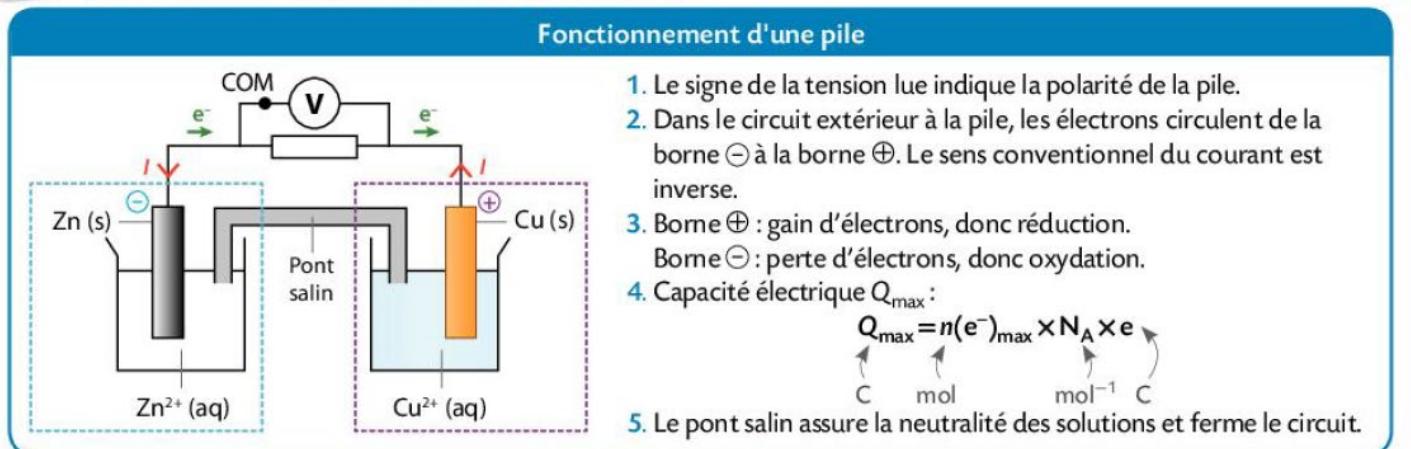
1 La transformation non totale



2 L'évolution spontanée d'un système



3 Le transfert spontané d'électrons



Pour chaque question, indiquer la (ou les) bonne(s) réponse(s)

A

B

C

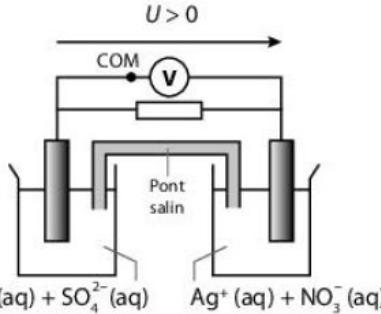
1 La transformation non totale

<p>1. On mélange 1 mol d'ions fer (II) Fe^{2+} (aq) et 2 mol d'ions argent Ag^+ (aq). On obtient 0,80 mol d'ions fer (III) Fe^{3+} (aq).</p> <p>Donnée :</p> $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$	<p>La transformation est non totale.</p>	<p>La transformation est modélisée par deux réactions opposées l'une de l'autre.</p>	<p>La transformation est totale.</p>
<p>2. Le taux d'avancement final de la réaction décrite en 1. vaut :</p>	$\tau = \frac{0,80}{1,0} = 0,80.$	$\tau = \frac{1,0}{0,80} = 1,2.$	$\tau = 80 \text{ \%}.$
<p>3. À l'état d'équilibre de la transformation décrite en 1. :</p>	$v_{\text{app}}(\text{Fe}^{3+}) = v_{\text{disp}}(\text{Fe}^{3+})$	<p>microscopiquement, il n'y a plus de réaction.</p>	<p>le système chimique n'évolue plus.</p>

2 L'évolution spontanée d'un système

<p>4. Le quotient de la réaction Q_r :</p>	<p>s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.</p>	<p>dépend de l'écriture de l'équation de la réaction.</p>	<p>varie au cours de la transformation.</p>
<p>5. Soit l'équation :</p> $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{aq})$ <p>Le quotient de réaction associé s'écrit :</p>	$Q_r = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \times c^\circ}{[\text{Ag}^+]^2}.$	$Q_r = \frac{[\text{Ag}^+]^2}{[\text{Cu}^{2+}] \times c^\circ}.$	$Q_r = \frac{[\text{Ag}^+]^2 \times [\text{Cu}]}{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{Ag}]^2}.$
<p>6. Soit l'équation : $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$</p> <p>À 25 °C, la constante d'équilibre associée est $K = 6,3 \times 10^4$.</p> <p>Le quotient de réaction à l'état initial $Q_{r,i}$ d'un système est égal à $3,0 \times 10^5$.</p>	<p>La transformation évolue dans le sens direct de l'équation.</p>	<p>La transformation évolue dans le sens inverse de l'équation.</p>	<p>La transformation n'évolue pas car l'état d'équilibre est atteint.</p>

3 Le transfert spontané d'électrons

<p>7. Lors de son fonctionnement, la pile décrite ci-dessous :</p> 	<p>évolue par transfert direct d'électrons entre ses réactifs.</p>	<p>évolue vers un état d'équilibre.</p>	<p>évolue par transfert indirect d'électrons.</p>
<p>8. Dans la pile décrite en 7., les électrons circulent :</p>	<p>de l'électrode de zinc vers l'électrode d'argent.</p>	<p>de l'électrode d'argent vers l'électrode de zinc.</p>	<p>dans les solutions.</p>
<p>9. Pour la pile décrite en 7., l'équation de la réaction électrochimique s'écrit :</p>	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$ <p>sur l'électrode de zinc.</p>	$\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ <p>sur l'électrode de zinc.</p>	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$ <p>sur l'électrode d'argent.</p>
<p>10. L'équation de la réaction de fonctionnement de la pile décrite en 7. est :</p>	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{aq})$	$\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$	$2 \text{Zn}(\text{s}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$
<p>11. Un réducteur usuel peut être du :</p>	<p>dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$.</p>	<p>dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.</p>	<p>dichlore $\text{Cl}_2(\text{g})$.</p>

1 Exercice

Préparer une suspension de sulfate de baryum

|Mobiliser et organiser ses connaissances ; effectuer des calculs.

Le sulfate de baryum BaSO_4 opaque aux rayons X, est utilisé en radiologie. À 25°C , on prépare une solution de volume $V = 2,0 \text{ L}$ en introduisant une masse $m = 5,0 \text{ g}$ de $\text{BaSO}_4(s)$ dans de l'eau. La dissolution du sulfate de baryum dans l'eau a pour équation : $\text{BaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

1. Montrer, qu'à 25°C , du sulfate de baryum $\text{BaSO}_4(s)$ se dissout.

2. À l'état final, $[\text{Ba}^{2+}]_f = 1,1 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. En déduire que la transformation n'est pas totale.

Données

Constante d'équilibre à 25°C : $K = 10^{-9,9}$; $M(\text{BaSO}_4) = 233,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

➤ Radiographie d'un intestin grâce à l'utilisation du sulfate de baryum.



2 Exercice

Une pile saline utilisable pour observer les étoiles ?

Utiliser un modèle pour expliquer ; comparer à une valeur de référence.

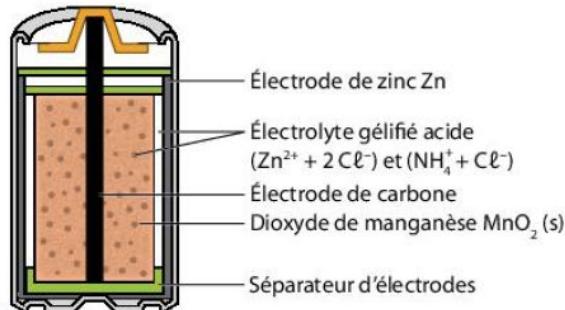
Afin d'éviter la buée sur les optiques des télescopes, les astronomes amateurs utilisent des résistances chauffantes. Pour fonctionner, l'une d'elles nécessite une quantité d'électricité $Q = 6 \text{ Ah}$.

Des astronomes veulent alimenter cette résistance à l'aide d'une pile saline décrite ci-contre. Cette pile saline contient entre autres, 3,5 g de zinc $\text{Zn}(s)$ et 4,9 g de dioxyde de manganèse $\text{MnO}_2(s)$ en poudre. En branchant la borne COM sur l'électrode de carbone $\text{C}(s)$, la tension mesurée est égale à $-1,5 \text{ V}$.

1. Écrire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile saline.

2. Déterminer la capacité électrique Q_{max} de cette pile.

3. La pile saline permet-elle aux astronomes amateurs d'alimenter la résistance chauffante ?



➤ La pile saline fait intervenir les couples oxydant / réducteur $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(s)$ et $\text{MnO}_2(s) / \text{MnO}_2\text{H}(\text{s})$.

Données

- L'électrode de carbone $\text{C}(s)$ inerte est ajoutée pour assurer la conduction électrique du dioxyde de manganèse.
- Charge élémentaire : $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.
- 1 Ah = 3 600 C.
- Masses molaires : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{MnO}_2) = 86,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

4 Caractériser une transformation

|Mobiliser et organiser ses connaissances.

À $50,0 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate d'argent telle que $[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, sont ajoutés, plusieurs fois, une masse $m_0 = 20 \text{ mg}$ de sulfate de fer (II) $\text{FeSO}_4(s)$. Ces ajouts se font sans variation de volume. De l'argent $\text{Ag}(s)$ et des ions fer (III) Fe^{3+} se forment.

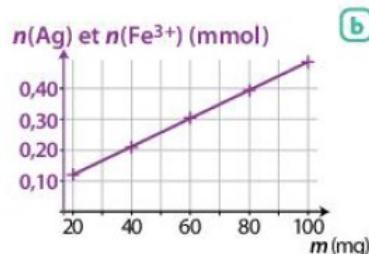
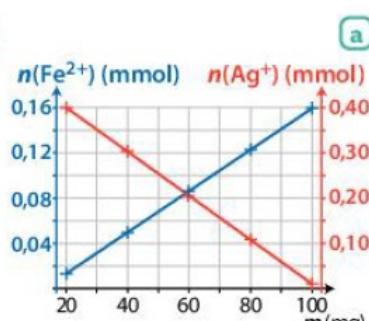
Les graphes a et b indiquent l'évolution des quantités des différentes espèces en fonction de la masse m introduite.

1. Écrire l'équation de la réaction.

2. Conclure quant au caractère total ou non de la transformation.

Données

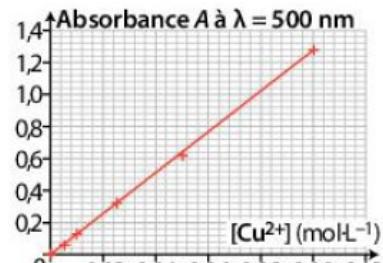
- $M(\text{FeSO}_4) = 151,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(s)$ et $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.



5 Déterminer un taux d'avancement final

|Mobiliser et organiser ses connaissances.

Un fil de cuivre $\text{Cu}(s)$ de masse $m_{\text{Cu}} = 5,0 \text{ g}$ est plongé dans une solution de volume $V = 100 \text{ mL}$ contenant des ions argent $\text{Ag}^+(\text{aq})$ telle que $[\text{Ag}^+] = 0,075 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La solution se colore en bleu et un dépôt d'argent se forme sur le cuivre. L'absorbance, à $\lambda = 800 \text{ nm}$, de la solution obtenue est égale à 0,47.



1. Écrire l'équation de la réaction.

2. À l'aide du taux d'avancement, conclure au caractère total ou non de la transformation.

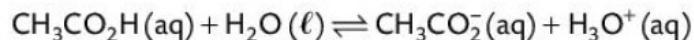
Données

- $\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(s)$; $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(s)$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

6 Calculer un taux d'avancement final

| Exploiter des mesures ; faire des calculs.

Un volume $V_A = 1,00 \text{ mL}$ d'acide éthanoïque pur est versé dans une fiole jaugée de volume $V = 500,0 \text{ mL}$. 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



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

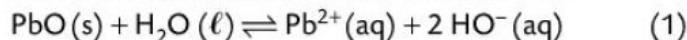
$$d = 1,05$$



7 Exprimer un quotient de réaction

| Organiser ses connaissances.

Soient les équations des réactions suivantes :



1. Exprimer les quotients de réaction Q_{r1} et Q_{r2} associés aux équations (1) et (2).
2. L'expression du quotient de réaction dépend-elle de l'écriture de l'équation de réaction ?

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.

1. $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Ag}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Ag}^+(\text{aq})$
 2. $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{HO}^-(\text{aq})$
- $$\frac{[\text{Cu}^{2+}] \times c^\circ}{[\text{Ag}^+]^2}; \frac{[\text{Ag}^+]^2}{[\text{Cu}^{2+}] \times c^\circ}; \frac{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{HO}^-]^2}{[\text{Ag}^+]^2}; \frac{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{HO}^-]^2}{(\text{c}^\circ)^3}$$

9 Prévoir le sens d'évolution spontanée

| Effectuer des calculs ; utiliser un modèle pour prévoir.

À un volume $V = 20 \text{ mL}$ d'une solution de nitrate de plomb (II) telle que $[\text{Pb}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est ajouté, sans variation de volume, à 25 °C, 200 mg de poudre d'étain Sn(s).

À l'état final, $[\text{Sn}^{2+}]_f = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. À 25 °C, la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction est égale à 0,33.

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation.
2. Calculer la valeur du quotient de réaction à l'état initial du système considéré.
3. En déduire le sens d'évolution spontanée du système.

4. Calculer la valeur du quotient de réaction à l'état final du système. Conclure.

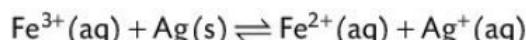
Données

- Couples : $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) / \text{Pb}(\text{s})$; $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Sn}(\text{s})$.
- $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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 $m_1 = 1,21 \text{ g}$ de nitrate de fer (III) nonahydraté $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}(\text{s})$, une masse $m_2 = 0,87 \text{ g}$ de sulfate de fer (II) heptahydraté $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}(\text{s})$, une masse $m_3 = 0,64 \text{ g}$ 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

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

15 Déterminer la capacité électrique d'une pile

| Effectuer des calculs.

Une pile est réalisée en associant :

- une plaque de nickel $\text{Ni}(\text{s})$ de masse $m = 25 \text{ g}$ plongeant dans 50,0 mL d'une solution sulfate de nickel telle que $[\text{Ni}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
 - une plaque d'argent $\text{Ag}(\text{s})$ plongeant dans 50,0 mL d'une solution de nitrate d'argent telle que $[\text{Ag}^+] = [\text{Ni}^{2+}]$.
- Lors du fonctionnement de la pile, les ions argent Ag^+ sont réduits.

1. Écrire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
2. Déterminer la capacité électrique de la pile.

Données

- $\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) / \text{Ni}(\text{s})$ et $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$.
- $M(\text{Ni}) = 58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ et $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.