

1 La transformation non totale

Taux d'avancement
 sans unité $\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$ mol

Transformation totale
 $x_f \approx x_{\max}$ ou $\tau = 1$
 $a A(aq) + b B(aq) \rightarrow c C(aq) + d D(aq)$

Transformation non totale
 $x_f < x_{\max}$ ou $0 < \tau < 1$
 $a A(aq) + b B(aq) \xrightleftharpoons[\text{sens inverse}]{\text{sens direct}} c C(aq) + d D(aq)$

2 L'évolution spontanée d'un système

Système chimique
 $a A(aq) + b B(aq) \rightleftharpoons c C(aq) + d D(aq)$

- Quotient de réaction Q_r (sans unité) :

$$Q_r = \frac{\left(\frac{[C]}{c^\circ}\right)^c \times \left(\frac{[D]}{c^\circ}\right)^d}{\left(\frac{[A]}{c^\circ}\right)^a \times \left(\frac{[B]}{c^\circ}\right)^b}$$
- Constante d'équilibre K (sans unité) : $K = Q_{r,\text{éq}}$

Hors état d'équilibre
 $Q_r \neq K$
 Évolution vers un état d'équilibre :
 $a A(aq) + b B(aq) \xrightleftharpoons[\text{sens inverse}]{\text{sens direct}} c C(aq) + d D(aq)$

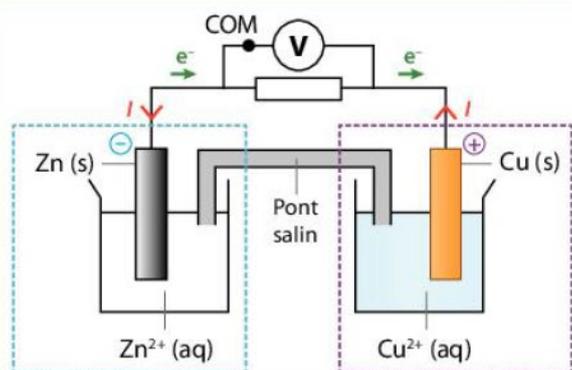
$Q_{r,i} < K$ \rightarrow K \leftarrow $Q_{r,i} > K$

Évolution dans le sens direct de l'équation Évolution dans le sens inverse de l'équation

État d'équilibre
 $Q_{r,\text{éq}} = K$

3 Le transfert spontané d'électrons

Fonctionnement d'une pile



- Le signe de la tension lue indique la polarité de la pile.
- Dans le circuit extérieur à la pile, les électrons circulent de la borne \ominus à la borne \oplus . Le sens conventionnel du courant est inverse.
- Borne \oplus : gain d'électrons, donc réduction.
Borne \ominus : perte d'électrons, donc oxydation.
- Capacité électrique Q_{\max} :

$$Q_{\max} = n(e^-)_{\max} \times N_A \times e$$

\uparrow \uparrow \uparrow
 C mol mol⁻¹ C
- Le pont salin assure la neutralité des solutions et ferme le circuit.

Réducteurs usuels

- Métaux
Exemples : métaux du bloc s, tel que le lithium Li(s).
- Dihydrogène H₂(g).

Oxydants usuels

Dioxygène O₂(g) ; dichlore Cl₂(g) ; acide ascorbique ; ion hypochlorite ClO⁻(aq).

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

A	B	C
---	---	---

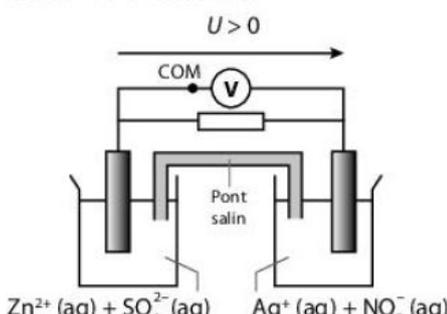
1 La transformation non totale

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

2 L'évolution spontanée d'un système

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

3 Le transfert spontané d'électrons

<p>7. Lors de son fonctionnement, la pile décrite ci-dessous :</p>  <p>$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$</p>	évolue par transfert direct d'électrons entre ses réactifs.	évolue vers un état d'équilibre.	évolue par transfert indirect d'électrons.
<p>8. Dans la pile décrite en 7., les électrons circulent :</p>	de l'électrode de zinc vers l'électrode d'argent.	de l'électrode d'argent vers l'électrode de zinc.	dans les solutions.
<p>9. Pour la pile décrite en 7., l'équation de la réaction électrochimique s'écrit :</p>	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$ sur l'électrode de zinc.	$\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ sur l'électrode de zinc.	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$ sur l'électrode d'argent.
<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>	dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$.	dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.	dichlore $\text{Cl}_2(\text{g})$.

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 $\text{BaSO}_4(\text{s})$ dans de l'eau. La dissolution du sulfate de baryum dans l'eau a pour équation : $\text{BaSO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$

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



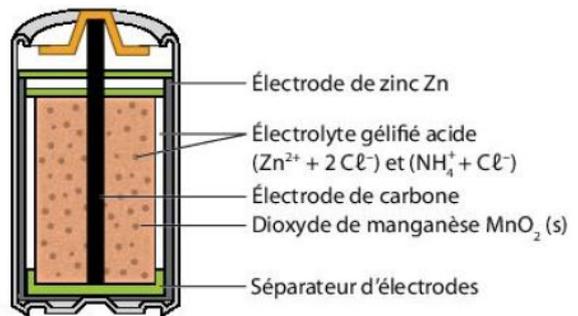
2 Exercice

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, $3,5\text{ g}$ de zinc $\text{Zn}(\text{s})$ et $4,9\text{ g}$ de dioxyde de manganèse $\text{MnO}_2(\text{s})$ en poudre. En branchant la borne COM sur l'électrode de carbone $\text{C}(\text{s})$, la tension mesurée est égale à $-1,5\text{ V}$.

- Écrire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile saline.
- Déterminer la capacité électrique Q_{max} de cette pile.
- La pile saline permet-elle aux astronomes amateurs d'alimenter la résistance chauffante ?



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

Données

- L'électrode de carbone $\text{C}(\text{s})$ inerte est ajoutée pour assurer la conduction électrique du dioxyde de manganèse.
- Charge élémentaire : $e = 1,6 \times 10^{-19}\text{ C}$.
- $1\text{ Ah} = 3600\text{ C}$.
- Masses molaires : $M(\text{Zn}) = 65,4\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{MnO}_2) = 86,9\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

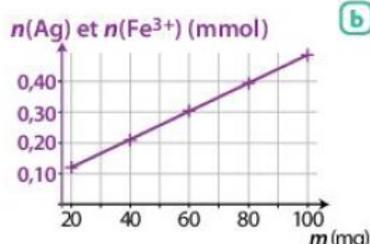
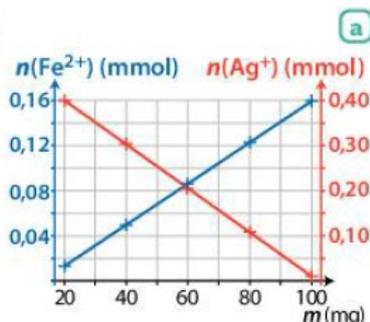
4 Caractériser une transformation

Exploiter des graphiques.

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) $\text{FeSO}_4(\text{s})$. Ces ajouts se font sans variation de volume. De l'argent $\text{Ag}(\text{s})$ 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.

- Écrire l'équation de la réaction.
- Conclure quant au caractère total ou non de la transformation.



Données

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

5 Déterminer un taux d'avancement final

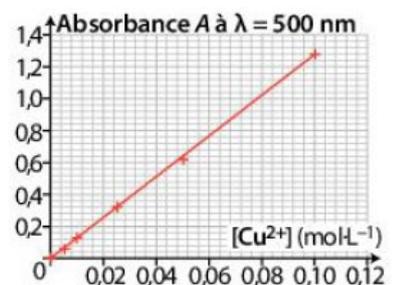
Exploiter des graphiques ; mobiliser ses connaissances.

Un fil de cuivre $\text{Cu}(\text{s})$ 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 $0,47$.

- Écrire l'équation de la réaction.
- À l'aide du taux d'avancement, conclure au caractère total ou non de la transformation.

Données

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

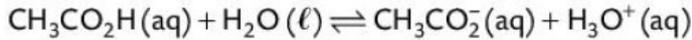


6 Calculer un taux d'avancement final

| Exploiter des mesures ; faire des calculs.

Un volume $V_A = 1,00$ 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



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

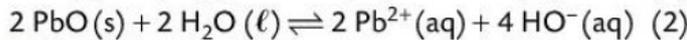
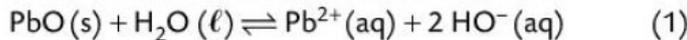
$$d = 1,05$$



7 Exprimer un quotient de réaction

| Organiser ses connaissances.

Soient les équations des réactions suivantes :

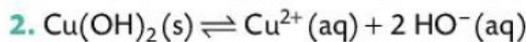
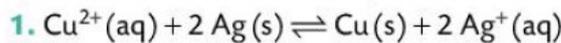


1. Exprimer les quotients de réaction Q_{r1} et Q_{r2} associés aux équations (1) et (2).
2. L'expression du quotient de réaction dépend-elle de l'écriture de l'équation de réaction ?

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.



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

9 Prévoir le sens d'évolution spontanée

| Effectuer des calculs ; utiliser un modèle pour prévoir.

À un volume $V = 20$ 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.

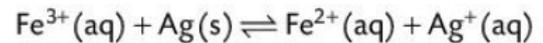
Données

- 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 $m_1 = 1,21$ 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 (mol · L ⁻¹)	$1,0 \times 10^{-4}$	$5,0 \times 10^{-2}$	$1,0 \times 10^{-2}$
V (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 $m = 25$ 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 $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.