

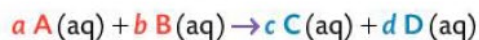
## 1 La transformation non totale

### Taux d'avancement

$$\text{sans unité} \rightarrow \tau = \frac{x_f}{x_{\max}} \leftarrow \text{mol}$$

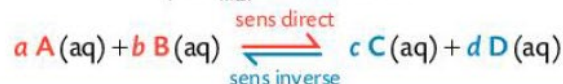
### Transformation totale

$$x_f \approx x_{\max} \text{ ou } \tau = 1$$



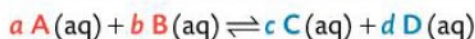
### Transformation non totale

$$x_f < x_{\max} \text{ ou } 0 < \tau < 1$$



## 2 L'évolution spontanée d'un système

### Système chimique



- Quotient de réaction  $Q_r$  (sans unité) :

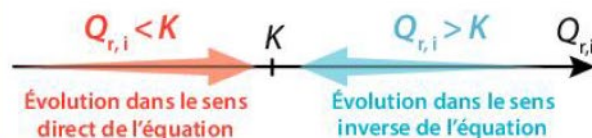
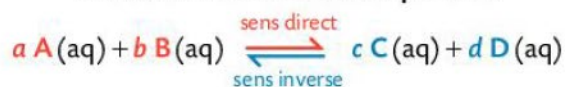
$$Q_r = \frac{\left(\frac{[C]}{c^\circ}\right)^c \times \left(\frac{[D]}{c^\circ}\right)^d}{\left(\frac{[A]}{c^\circ}\right)^a \times \left(\frac{[B]}{c^\circ}\right)^b}$$

- Constante d'équilibre  $K$  (sans unité) :  $K = Q_{r,\text{eq}}$

### Hors état d'équilibre

$$Q_r \neq K$$

Évolution vers un état d'équilibre :

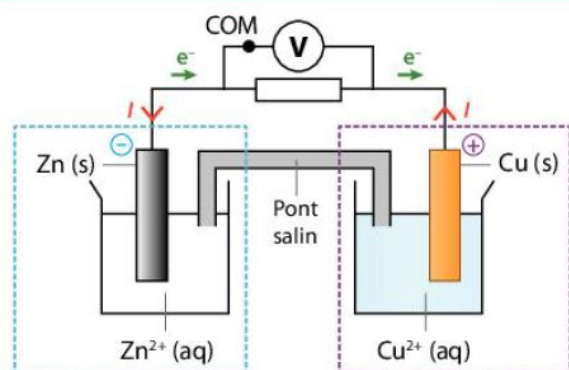


### État d'équilibre

$$Q_{r,\text{eq}} = K$$

## 3 Le transfert spontané d'électrons

### Fonctionnement d'une pile



1. Le signe de la tension lue indique la polarité de la pile.
2. 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.
3. Borne  $\oplus$  : gain d'électrons, donc réduction.  
Borne  $\ominus$  : perte d'électrons, donc oxydation.
4. Capacité électrique  $Q_{\max}$  :  

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

$\uparrow$  C    $\uparrow$  mol    $\uparrow$  mol $^{-1}$  C
5. 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 H<sub>2</sub>(g).

### Oxydants usuels

Dioxygène O<sub>2</sub>(g) ; dichlore Cl<sub>2</sub>(g) ; acide ascorbique ; ion hypochlorite ClO<sup>-</sup>(aq).

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

A

B

C

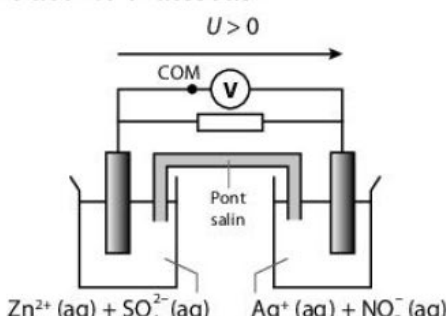
## 1 La transformation non totale

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

## 2 L'évolution spontanée d'un système

4. Le quotient de la réaction $Q_r$ :	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.
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 :	$Q_r = \frac{[\text{Cu}^{2+}] \times c^\circ}{[\text{Ag}^+]^2}$ .	$Q_r = \frac{[\text{Ag}^+]^2}{[\text{Cu}^{2+}] \times c^\circ}$ .	$Q_r = \frac{[\text{Ag}^+]^2 \times [\text{Cu}]}{[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{Ag}]^2}$ .
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 $3,0 \times 10^{-5}$ .	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><math>\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})</math>      <math>\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})</math></p>	évolue par transfert direct d'électrons entre ses réactifs.	évolue vers un état d'équilibre.	évolue par transfert indirect d'électrons.
8. Dans la pile décrite en 7., les électrons circulent :	de l'électrode de zinc vers l'électrode d'argent.	de l'électrode d'argent vers l'électrode de zinc.	dans les solutions.
9. Pour la pile décrite en 7., l'équation de la réaction électrochimique s'écrit :	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$ 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.
10. L'équation de la réaction de fonctionnement de la pile décrite en 7. est :	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{aq})$	$\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$	$2 \text{Zn}(\text{s}) + \text{Ag}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Ag}(\text{s})$
11. Un réducteur usuel peut être du :	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  $\text{BaSO}_4$ , opaque aux rayons X, est utilisé en radiologie. À  $25^\circ\text{C}$ , 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  $25^\circ\text{C}$ , 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  $25^\circ\text{C}$  :  $K = 10^{-9,9}$  ;  $M(\text{BaSO}_4) = 233,4\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

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



## 2 Exercice

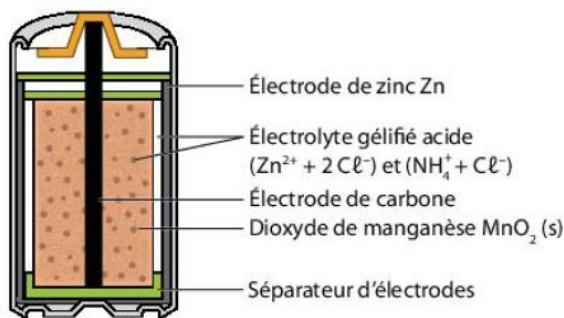
### Une pile saline utilisable pour observer les étoiles ?

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

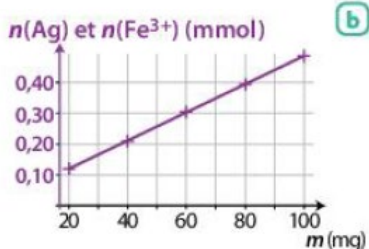
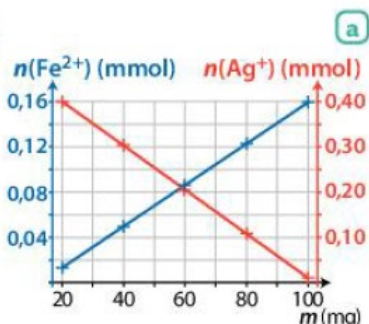
## 4 Caractériser une transformation

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)  $\text{Fe}^{3+}$  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

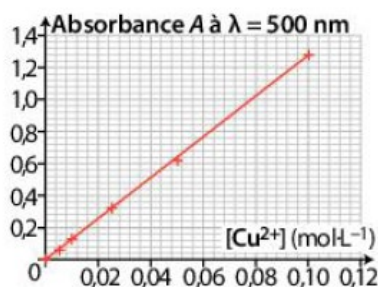
- $M(\text{FeSO}_4) = 151,9\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
- $\text{Ag}^+(\text{aq}) / \text{Ag}(\text{s})$  et  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) / \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ .

## 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

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

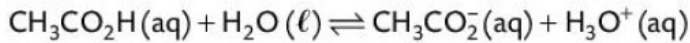


## 6 Calculer un taux d'avancement final

Exploiter des mesures ; faire des calculs.

Un volume  $V_A = 1,00 \text{ mL}$  d'acide éthanóïque 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 éthanóïque 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 éthanóïque



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

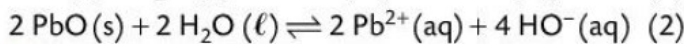
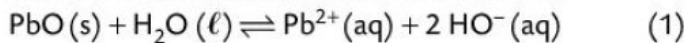
$$d = 1,05$$



## 7 Exprimer un quotient de réaction

Organiser ses connaissances.

Soient les équations des réactions suivantes :

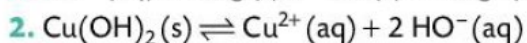
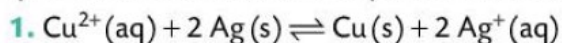


1. Exprimer les quotients de réaction  $Q_{r1}$  et  $Q_{r2}$  associés aux équations (1) et (2).
2. L'expression du quotient de réaction dépend-elle de l'écriture de l'équation de réaction ?

## 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  $V = 20 \text{ mL}$  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  $25^\circ \text{C}$ , 200 mg de poudre d'étain  $\text{Sn}(\text{s})$ .

À l'état final,  $[\text{Sn}^{2+}]_f = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . À  $25^\circ \text{C}$ , 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.

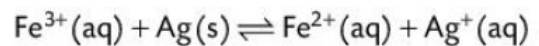
### Données

- 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  $25^\circ \text{C}$ , dans une fiole jaugée de  $250,0 \text{ mL}$ , 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  $25^\circ \text{C}$ , au quotient de réaction à l'état initial.
3. À  $25^\circ \text{C}$ , 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

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

## 11 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  $50,0 \text{ mL}$  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  $50,0 \text{ mL}$  d'une solution de nitrate d'argent telle que  $[\text{Ag}^+] = [\text{Ni}^{2+}]$ .

Lors du fonctionnement de la pile, les ions argent  $\text{Ag}^+$  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  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .