

p. 144 à 151	CONN, APP	APP, REA	ANA, REA, VAL
Transformation non totale	4, 5	6, 7	
Évolution spontanée	8, 9, 10		20, 23, 25, 27

4 Caractériser une transformation

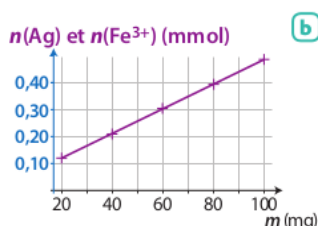
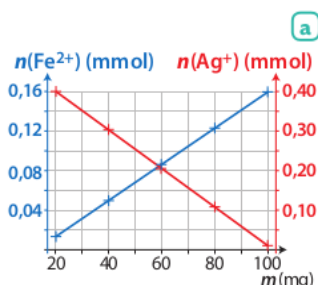
| Exploiter des graphiques.

À 50,0 mL d'une solution de nitrate d'argent telle que $[Ag^+] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, sont ajoutés, plusieurs fois, une masse $m_0 = 20 \text{ mg}$ de sulfate de fer (II) $FeSO_4(s)$. Ces ajouts se font sans variation de volume. De l'argent $Ag(s)$ 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

- $M(FeSO_4) = 151,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- $Ag^+(aq)/Ag(s)$ et $Fe^{3+}(aq)/Fe^{2+}(aq)$.

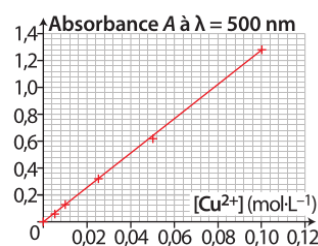
5 Déterminer un taux d'avancement final

| Exploiter des graphiques ; mobiliser ses connaissances.

Un fil de cuivre $Cu(s)$ de masse $m_{Cu} = 5,0 \text{ g}$ est plongé dans une solution de volume $V = 100 \text{ mL}$ contenant des ions argent $Ag^+(aq)$ telle que $[Ag^+] = 0,075 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. 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. **Utiliser le réflexe 1**



Données

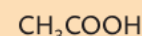
$Ag^+(aq)/Ag(s)$; $Cu^{2+}(aq)/Cu(s)$; $M(Cu) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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.

Acide éthanóïque

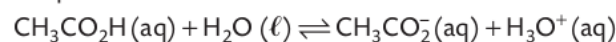


$$M = 60,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$d = 1,05$$



L'acide éthanóïque réagit avec l'eau suivant la réaction d'équation :



1. Calculer l'avancement maximal de la réaction.

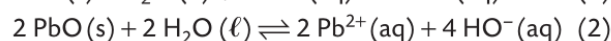
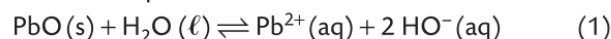
2. Calculer le taux d'avancement final.

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

7 Exprimer un quotient de réaction

| Organiser ses connaissances.

Soient les équations des réactions suivantes :



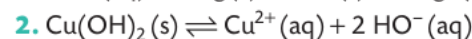
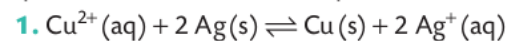
1. Exprimer les quotients de réaction Q_{r1} et Q_{r2} associés aux équations (1) et (2).

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.



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

9 Prévoir le sens d'évolution spontanée

CORRIGÉ | 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 $25 \text{ }^\circ\text{C}$, 200 mg de poudre d'étain $\text{Sn}(s)$.

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

Utiliser le réflexe 2

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

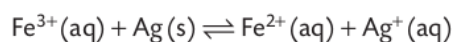
Données

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

10 Évaluer une constante d'équilibre

| Effectuer des calculs ; utiliser un modèle pour prévoir.

À $25 \text{ }^\circ\text{C}$, 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 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{ H}_2\text{O}(s)$, une masse $m_2 = 0,87 \text{ g}$ de sulfate de fer (II) heptahydraté $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}(s)$, une masse $m_3 = 0,64 \text{ g}$ de nitrate d'argent $\text{AgNO}_3(s)$ et de la poudre d'argent $\text{Ag}(s)$ 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 $25 \text{ }^\circ\text{C}$, au quotient de réaction à l'état initial.

3. À $25 \text{ }^\circ\text{C}$, 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 $\text{Ag}(s)$ se forme. Déterminer un encadrement de la constante d'équilibre K .

Données

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