

TRANSFORMATIONS FORCÉES

4 Justifier une transformation forcée

| Extraire et organiser l'information.

La manipulation schématisée ci-dessous est réalisée.



Des ions fer (III) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ et des ions chlorure $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$ sont formés.

1. En utilisant les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles, écrire l'équation (1) de la réaction qui se produit dans le tube. La constante d'équilibre K_1 , à 25 °C, associée à cette équation est égale à $1,0 \times 10^{21}$.

2. a. Écrire l'équation (2) de la réaction opposée. En déduire la constante d'équilibre K_2 associée à cette équation.

b. Une solution de chlorure de fer (III), $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$ est telle que $[\text{Fe}^{3+}] = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Déterminer le quotient de réaction initial $Q_{r,2}$ associé à l'équation (2). En déduire le sens d'évolution spontanée du système.

5 Identifier la réaction électrochimique

| Exploiter des schémas ; mobiliser ses connaissances.

L'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique $2 \text{H}^{+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ est réalisée à l'aide du montage schématisé ci-contre.

1. Déterminer le sens de déplacement des électrons.

Utiliser le réflexe 2

2. Identifier l'anode et la cathode.

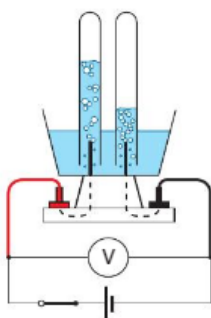
Utiliser le réflexe 3

3. Écrire l'équation de la réaction.

4. Comparer, en justifiant, les volumes de gaz dégagés aux deux électrodes.

Données

- $\text{H}^{+}(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g}) ; \text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- Les ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ne réagissent pas.



7 Déterminer une quantité de matière

| Interpréter des observations ; effectuer des calculs.

Les casseroles en cuivre sont étamées, c'est-à-dire recouvertes d'un dépôt d'étain $\text{Sn}(\text{s})$, afin d'éviter de retrouver des traces d'élément cuivre dans les aliments. Ce dépôt peut être réalisé, par électrolyse ou par bain d'étain en fusion.

L'électrolyse d'une solution aqueuse acidifiée de chlorure d'étain (II) $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$ est réalisée pendant 30 minutes à une intensité constante du courant électrique maintenue égale à 0,80 A.

1. Un dépôt d'étain $\text{Sn}(\text{s})$ se forme sur une électrode. Écrire l'équation de la réaction électrochimique et nommer l'électrode.

2. Sur l'autre électrode, se dégage un gaz qui ravive une allumette incandescente. Écrire l'équation de la réaction électrochimique ayant lieu sur cette électrode.

3. Déterminer la quantité d'étain $n(\text{Sn})$, puis la masse $m(\text{Sn})$, qui se dépose au cours de l'électrolyse.

Utiliser le réflexe 1

Données

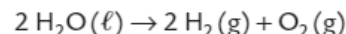
- Les électrodes utilisées sont inattaquables.
- $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell) ; \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Sn}(\text{s})$.
- $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

8 Estimer la durée d'une électrolyse

| Effectuer des calculs ; mobiliser ses connaissances.

Pour produire du dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$, l'électrolyse de l'eau, en milieu acide, est réalisée à 25 °C. Un électrolyseur parcouru par un courant d'intensité constante $I = 10 \text{ kA}$ permet de produire un volume de dihydrogène $V(\text{H}_2)_{\text{produit}} = 3 \text{ 686 L}$. Le rendement η de l'électrolyse est égal à 0,80.

L'équation de la réaction est :



1. Déterminer la borne du générateur à laquelle est reliée l'électrode où se dégage le dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.

2. Estimer la durée Δt de l'électrolyse.

Données

- $\text{H}^{+}(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g}) ; \text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- Volume molaire : $V_m = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Rendement de l'électrolyse : $\eta = \frac{V(\text{H}_2)_{\text{produit}}}{V(\text{H}_2)_{\text{maximal}}}$.
- Le volume $V(\text{H}_2)_{\text{maximal}}$ serait le volume de dihydrogène produit s'il n'y avait aucune perte d'énergie.

11 Connaître les critères de réussite

Zincage par électrolyse

| Effectuer des calculs.

Pour les protéger de la corrosion, les tôles métalliques sont zinguées. L'électrolyse de tôles métalliques de surface $S = 15 \text{ m}^2$ est réalisée à partir d'une solution de sulfate de zinc $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$. L'épaisseur du dépôt de zinc $\text{Zn}(\text{s})$ doit être au moins de 60 μm .

• Estimer la durée de l'électrolyse si l'intensité du courant est constante et égale à 600 A.

Données

- $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$.
- $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Masse volumique du zinc : $\rho(\text{Zn}) = 7,1 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$.

13 Électrolyse et quotient de réaction

Utiliser un modèle pour prévoir, décrire et expliquer.

Dans une cuve comportant des électrodes de graphite inattaquables, on réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse de bromure de cuivre (II), $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Br}^{-}(\text{aq})$ telle que $[\text{Br}^{-}]_i = 2 \times [\text{Cu}^{2+}]_i = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et de volume V égal à 200 mL.

1. Écrire l'équation de la réaction entre les ions cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ et les ions bromure $\text{Br}^{-}(\text{aq})$ avec les nombres stœchiométriques entiers les plus petits possibles.

2. a. À 25 °C, la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction est égale à $1,3 \times 10^{-25}$. Prévoir le sens d'évolution du système.

b. À l'état d'équilibre, la concentration du dibrome $\text{Br}_2(\text{aq})$ est égale à $6,5 \times 10^{-26} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Justifier la nécessité de réaliser une électrolyse de la solution.

3. a. Réaliser un schéma légendé du montage permettant d'effectuer cette électrolyse.

b. Représenter le sens conventionnel du courant et le sens de circulation des électrons.

c. Écrire les équations des réactions électrochimiques ayant lieu aux deux électrodes.

4. a. Au cours de l'électrolyse, l'électrolyseur est traversé par un courant d'intensité I constante et égale à 4,0 A, pendant une durée Δt égale à 1,0 heure. Calculer l'avancement x de la réaction à la fin de l'électrolyse.

b. En déduire les concentrations en quantité de matière des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Br}^{-}(\text{aq})$ et de l'espèce $\text{Br}_2(\text{aq})$.

c. Calculer le quotient de réaction $Q_{r,f}$ à la fin de l'électrolyse. Commenter le résultat.

Données

Couples oxydant/réducteur :

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s}) ; \text{Br}_2(\text{aq}) / \text{Br}^{-}(\text{aq})$.