

p. 182 à 188	CONN, APP	APP, REA	ANA, REA, VAL
Réaction forcée	6, 9	4, 10	13, 16, 18
Bilan de matière		8, 11	15

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 $Q_{r,2,i}$ associé à l'équation (2). En déduire le sens d'évolution spontanée du système.

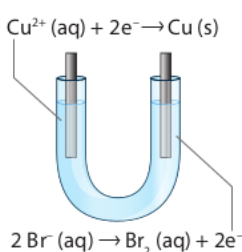
c. Cette évolution est-elle notable ?

d. Proposer une méthode permettant de faire évoluer le système vers la formation des ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ et du dichlore $\text{Cl}_2(\text{aq})$.

6 Compléter un dispositif d'électrolyse

| Faire un schéma adapté.

• Recopier puis compléter le dispositif relatif à l'électrolyse d'une solution de bromure de cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Br}^{-}(\text{aq})$, en précisant les branchements du générateur, le sens conventionnel du courant et le sens de déplacement des électrons.

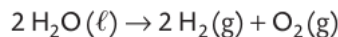


8 Estimer la durée d'une électrolyse

| 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 $V(\text{H}_2)_{\text{produit}} = 3686 \text{ L}$. 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

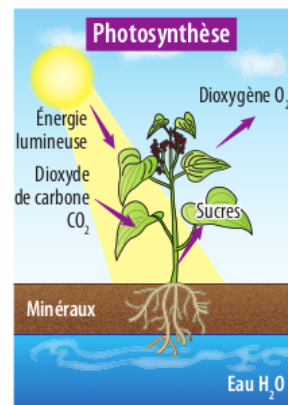
- $\text{H}^{+}(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g}) ; \text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- Volume molaire : $V_m = 24,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Rendement de l'électrolyse : $\eta = \frac{V(\text{H}_2)_{\text{produit}}}{V(\text{H}_2)_{\text{maximal}}}$.
- Le volume $V(\text{H}_2)_{\text{maximal}}$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

9 Déterminer un type de conversion

| Exploiter des informations.

Lors de la photosynthèse des végétaux, la chlorophylle utilise l'énergie lumineuse pour transformer le dioxyde de carbone $\text{CO}_2(\text{g})$ et l'eau $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ en glucide comme le glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq})$, et en dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$.

Lors de la respiration des végétaux, le dioxygène consommé oxyde le glucose en dioxyde de carbone. Cette réaction est la réaction opposée à celle ayant lieu lors de la photosynthèse.



1. Écrire les demi-équations électroniques des couples : $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$ et $\text{CO}_2(\text{g}) / \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq})$.

2. En déduire l'équation de la réaction ayant lieu lors de la respiration des végétaux.

3. a. En l'absence de lumière, la photosynthèse n'a pas lieu. Expliquer le rôle joué par la lumière.

b. Déterminer le type de conversion d'énergie qui se produit lors de la photosynthèse.

10 Étudier le fonctionnement d'un accumulateur

| Faire un schéma adapté.

Dans les accumulateurs au plomb utilisés par exemple dans l'automobile, des cycles de décharge et de charge se succèdent. Lors de la décharge, l'accumulateur se comporte comme une pile et lors de la charge, il se comporte comme un électrolyseur permettant de régénérer les réactifs.



- 1. a.** Au cours de la décharge, le plomb $\text{Pb}(s)$ et le dioxyde de plomb $\text{PbO}_2(s)$ sont respectivement oxydé et réduit en ions plomb (II) $\text{Pb}^{2+}(aq)$. Écrire les équations des réactions électrochimiques se produisant respectivement à l'anode et à la cathode de la pile.
b. En déduire l'équation de fonctionnement de la pile.
c. Déterminer le type de conversion d'énergie réalisée.
- 2.** Au cours de la charge, des ions plomb (II) sont réduits en plomb $\text{Pb}(s)$, d'autres sont oxydés en dioxyde de plomb $\text{PbO}_2(s)$. Répondre aux questions **1. a**, **b** et **c** pour la charge de l'accumulateur.
- 3.** Représenter par un cycle le principe d'un accumulateur et expliquer l'intérêt que présente ce type de dispositif.

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 $\text{Zn}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$. L'épaisseur du dépôt de zinc $\text{Zn}(s)$ doit être au moins de $60 \mu\text{m}$.

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

Données

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