

EXERCICES

Chapitre 17 – Forcer une réaction chimique

Exercice 1 Réaction chimique et énergie de liaison

- (1) Ecrire la réaction de combustion de l'éthanol avec le dioxygène de l'air qui donne du dioxyde de carbone et de l'eau. On représentera les molécules sous leur forme développée.
- (2) Que faut-il faire pour faire brûler de l'éthanol (principal constituant de l'alcool à brûler) dans un petit récipient pour faire une fondue ?
- (3) Pouvez-vous l'expliquer à l'aide des données ci-dessous ?
- (4) L'évolution de l'énergie de liaison de la liaison carbone/carbone en fonction de la multiplicité de la liaison vous semble-t-elle normale ?

C – C	347	O – H	463
C – O	335	O = O	494
C = O	707	C – H	414
C = C	619	C ≡ C	812

Tableau de données : énergies de liaison ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Exercice 2 Argenture

Un orfèvre doit argenter extérieurement un boîtier de montre, assimilable à un disque de 25 mm de diamètre, en le recouvrant d'une couche d'argent de 40 μm d'épaisseur. Pour cela, il réalise une électrolyse dans laquelle ce boîtier constitue une des 2 électrodes, l'électrolyte étant une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) de volume 100 mL. L'autre électrode est en métal inattaquable dans les conditions de l'expérience (platine Pt).

- (1) Écrire la réaction de la réaction qui a lieu sur le boîtier. S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ?
- (2) Le boîtier est-il anode ou cathode ?
- (3) Calculer le volume d'argent déposé sur le boîtier.
- (4) Calculer la masse d'argent déposée.
- (5) Calculer la quantité de matière d'argent correspondante.
- (6) Quelle doit être la concentration molaire minimale de la solution de nitrate d'argent initiale ?
- (7) L'électrolyse dure 12 min. En déduire l'intensité du courant.

Données

- $1 \text{ F} = 9.65 \times 10^4 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $M(\text{Ag}) = 108.0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $\rho(\text{Ag}) = 10.5 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

Exercice 3 Production industrielle du dichlore

Dans l'industrie, on électrolyse une saumure, c'est-à-dire une solution aqueuse très concentrée de chlorure de sodium ($310 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$), avec une anode en titane Ti et une cathode en acier, inattaquables. Les 2 compartiments anodique et cathodique sont séparés par une membrane poreuse sélective, permettant le passage des cations mais pas des anions. La tension aux bornes de la cellule d'électrolyse est de 3.00 V et l'intensité de 170 kA. À la cathode, il se forme du dihydrogène gazeux et des ions hydroxydes HO^- . À l'anode, il se forme du dichlore gazeux.

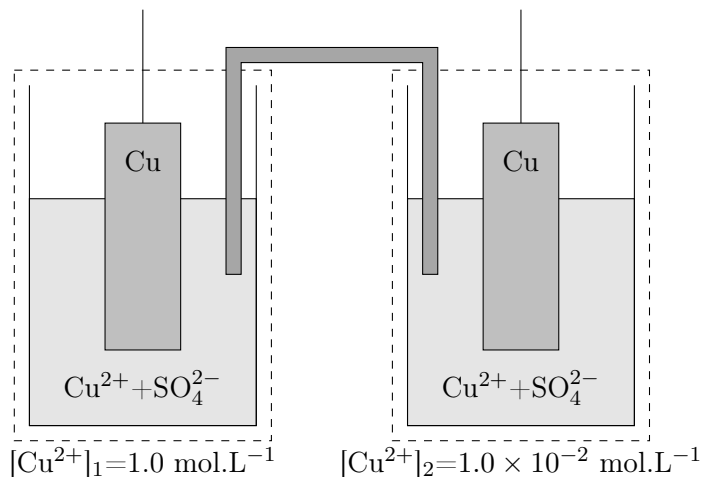
Données

- Couples : $\text{Cl}_{2(g)} / \text{Cl}_{(aq)}^-$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_{2(g)}$
- $M(\text{NaCl}) = 58.5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- volume molaire $V_m = 30.0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

- (1) Exprimer la concentration molaire de la saumure.
- (2) Ecrire les 2 équations électroniques se produisant sur les électrodes.
- (3) En déduire l'équation de la réaction qui traduit le bilan de cette électrolyse.
- (4) Calculer, pour une durée de 1 jour :

- la quantité d'électricité qui traverse la cellule électrolytique
- la masse de chlorure de sodium consommé
- le volume de dichlore obtenu
- l'énergie électrique $W_e = U \times I \times t$ consommée par cette cellule (en J, puis en kWh).

Exercice 4 Pile de concentration



Pile de concentration

On considère une pile constituée de deux électrodes de cuivre plongeant chacune dans des solutions de sulfate de cuivre de concentrations différentes. Chaque solution a pour volume $V = 100 \text{ mL}$ et la concentration initiale des ions positifs est indiquée sous chaque compartiment. L'électrode de gauche est la borne positive de la pile.

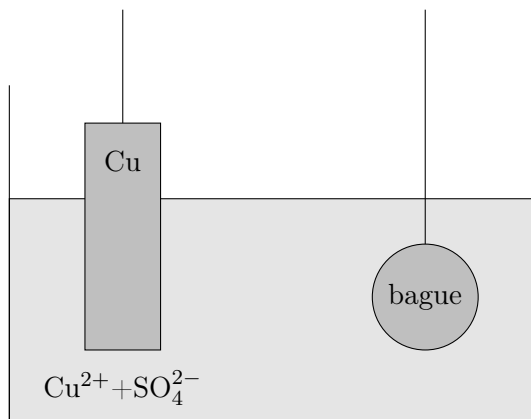
(1) Écrire les demi-équations des réactions se produisant aux électrodes en accord avec la polarité donnée sur le schéma.

- Donner le nom de chaque demi-réaction.
- Écrire l'équation de la réaction s'effectuant dans la pile. Pour la réaction considérée, la constante d'équilibre vaut $K = 1$.
- Calculer la valeur du quotient réactionnel initial $Q_{r,i}$.
- Cette valeur est-elle cohérente avec la polarité proposée ?

On fait débiter la pile dans un conducteur ohmique et un ampèremètre.

- Compléter le schéma en indiquant par des flèches le sens du courant et le sens de déplacement des électrons dans le circuit extérieur constitué d'un ampèremètre et d'un conducteur ohmique.
- Que peut-on dire des concentrations finales quand l'état d'équilibre est atteint ?
- On fait débiter la pile pendant $\Delta t = 100 \text{ min}$ avec une intensité $i = 100 \text{ mA}$. Calculer la quantité d'électricité Q débitée par la pile, et en déduire la quantité de matière d'électrons $n(e^-)$ qui a circulé dans la pile.
- En déduire la quantité de matière d'ion $n(\text{Cu}^{2+})_1$ qui a disparu dans le compartiment de gauche.
- Quelle est alors la nouvelle concentration en ion cuivre $[\text{Cu}^{2+}]_1^*$ dans le compartiment de gauche ?

Dépôt de cuivre par électrolyse



On considère maintenant le montage comportant une électrode de cuivre et une bague en métal conducteur que l'on veut recouvrir de cuivre (schéma 2).

L'électrolyse fonctionne pendant une heure à une intensité constante $I = 400 \text{ mA}$.

(11) Quel appareil est-il nécessaire de rajouter dans le nouveau montage pour réaliser ce dépôt ?

(12) Écrire les demi-équations aux électrodes en justifiant votre raisonnement.

(13) En déduire le sens des électrons, le sens du courant et la polarité dans le montage puis compléter le schéma 2.

(14) Déterminer la quantité d'électricité correspondante notée Q .

(15) En déduire la quantité de matière d'électrons, notée $n(e^-)$, qui a circulé pendant cette durée.

(16) Quelle relation existe-t-il entre la quantité de cuivre qui a disparu $n_{\text{disp}}(\text{Cu}^{2+})$ et la quantité de matière $n(e^-)$ d'électrons qui a circulé ?

(17) En déduire la quantité de matière $n_{\text{depot}}(\text{Cu})$ déposée.

(18) Quelle est la masse $m(\text{Cu})$ correspondante ?

Données

— $M(\text{Cu}) = 63.5 \text{ g.mol}^{-1}$

— $1 \text{ F} = 96\,500 \text{ C.mol}^{-1}$