

DS5 – 4h00

Oxydoréduction, Ch. organique, Cinétique

1 – Recyclage de panneaux photovoltaïques

Le CIGS, de l'anglais « Copper Indium Gallium Selenide » (séléniure de cuivre, d'indium et de gallium), est une espèce chimique de formule générale  $\text{CuIn}_x\text{Ga}_{1-x}\text{Se}_2$ . Il s'agit d'un semi-conducteur utilisé pour réaliser des cellules photovoltaïques à couches minces de haute efficacité. Une cellule photovoltaïque, ou cellule solaire, est composée d'un matériau semi-conducteur qui absorbe l'énergie lumineuse et la convertit en courant électrique (effet photo-électrique). Les cellules de première génération utilisent le silicium sous forme cristalline comme matériau semi-conducteur. Pour ce faire, le silicium est fondu puis refroidi afin d'obtenir un cristal, découpé ensuite en fines tranches appelées « wafers ». Cette méthode de production est très énergivore. Les cellules solaires à couches minces constituent la seconde génération de technologie photovoltaïque. Dans ce cas, une couche de semi-conducteur est directement déposée sur un substrat comme du verre ou du plastique. La production de ce type de cellules est moins coûteuse que celle de première génération car elle consomme moins de matériau semi-conducteur et ne nécessite pas de passer par l'étape de transformation en « wafers ». Parmi les semi-conducteurs utilisés pour la technologie à couches minces, le CIGS présente l'avantage de pouvoir être déposé sur des surfaces flexibles afin de réaliser des panneaux solaires souples et légers.

Pour assurer les ressources en indium et en gallium, le CIGS doit être recyclé. Le recyclage de ces déchets implique un traitement hydrométallurgique qui comprend la dissolution, la précipitation et l'extraction par solvant pour la séparation des éléments. Après cette séparation, l'électrodéposition peut être utilisée pour la récupération de l'indium, du cuivre et du gallium.

1. Écrire la configuration électronique de l'atome de cuivre dans son état fondamental prévue par la règle de Klechkowski. En réalité, la dernière sous-couche s n'est occupée que par un électron. Proposer une explication.
2. Donner les configurations électroniques des ions  $\text{Cu}^+$  et  $\text{Cu}^{2+}$ .
3. La masse molaire atomique du cuivre est égale à  $63,546 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Justifier le fait que cette valeur n'est pas un nombre entier.

On considère d'abord une solution contenant un mélange modèle d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  dans une solution aqueuse d'acide perchlorique  $\text{HClO}_4$  de concentration  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . La courbe courant-potential enregistrée sur une électrode de cuivre (Figure 1, courbe en tirets) montre une seule vague de réduction. L'acide perchlorique  $\text{HClO}_4$  est un acide fort, et on supposera l'ion perchlorate  $\text{ClO}_4^-$  non complexant.

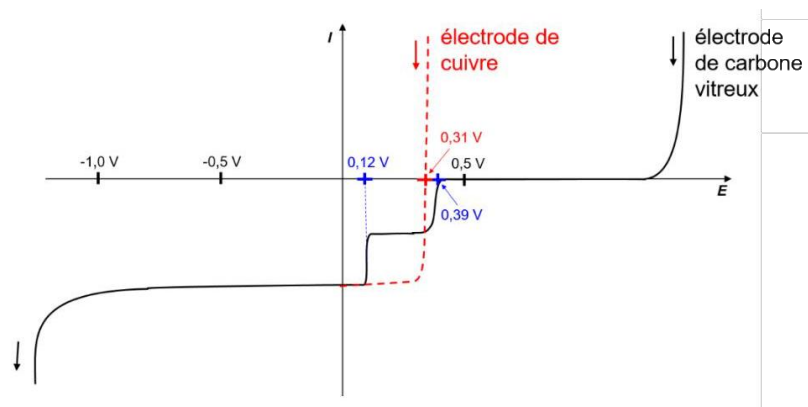


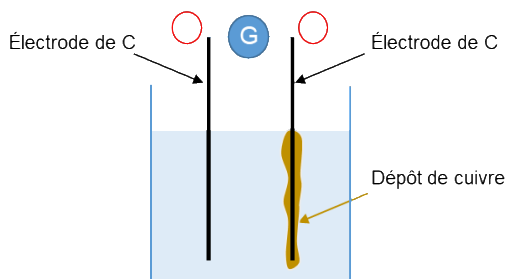
Figure 1. Courbe courant-potential en régime stationnaire à  $25^\circ\text{C}$  pour  $\text{Cu(II)}$  en solution aqueuse d'acide perchlorique  $\text{HClO}_4$  à  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  (courbe en tirets, électrode de cuivre) ou en solution aqueuse de  $\text{HCl}$  à  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  (courbe en trait plein, électrode de carbone vitreux). Les flèches indiquent le sens du tracé. Le potentiel est mesuré par rapport à l'électrode normale à hydrogène, ENH.

- Donner une représentation de Lewis de l'ion perchlorate. Indiquer, en le justifiant, la géométrie autour de l'atome de chlore.
- Montrer que l'ion  $\text{Cu}^+$  n'est pas stable dans la solution aqueuse d'acide perchlorique à  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Écrire l'équation de la réaction correspondante et donner son nom.
- Indiquer, en le justifiant, si le système constitué du couple  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  sur électrode de cuivre dans la solution aqueuse d'acide perchlorique à  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  est rapide ou lent.
- En recopiant la courbe courant-potential présentée en pointillés sur la Figure 1, écrire les réactions électrochimiques<sup>1</sup> aux électrodes associées aux différentes parties de la courbe.
- En déduire la concentration en ions  $\text{Cu}^{2+}$  dans la solution modèle.
- Expliquer pourquoi on n'observe pas de palier de diffusion en oxydation sur la courbe courant-potential.

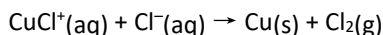
La Figure 1 présente également la courbe courant-potential enregistrée avec un électrolyte contenant l'ion  $\text{Cu}^{2+}$  dans une solution aqueuse d'acide chlorhydrique à  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , sur électrode de travail en carbone vitreux (courbe en trait plein). Pour simplifier l'étude, on suppose qu'en milieu acide chlorhydrique à  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , tout le  $\text{Cu(II)}$  est sous la forme  $\text{CuCl}^+$  et le  $\text{Cu(I)}$  sous la forme  $\text{CuCl}_2^-$ .

L'étude porte ici sur l'électrodéposition du cuivre à partir de la solution d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  en milieu acide chlorhydrique.

- Reproduire sur la copie le schéma suivant d'un montage d'électrolyse d'une solution d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  dans l'acide chlorhydrique, en indiquant les pôles du générateur, le rôle joué par les électrodes, la nature et le sens de déplacement des porteurs de charge pendant l'électrolyse.



L'équation de la réaction d'oxydo-réduction modélisant la transformation se déroulant lors de l'électrolyse, si la tension entre les électrodes est suffisante, s'écrit :



- Calculer les potentiels standard des couples  $\text{CuCl}^+/\text{Cu}$  et  $\text{CuCl}_2^-(\text{aq})/\text{CuCl}^+$ . Conclure quant à la stabilité du cuivre(I) en milieu chlorure concentré.
- La courbe courant-potential enregistrée montre deux vagues successives en milieu acide chlorhydrique, alors qu'en milieu  $\text{HClO}_4$ , il n'y a qu'une seule vague. Expliquer cette différence.
- Proposer un dispositif expérimental permettant de contrôler la valeur du potentiel d'une électrode.
- Écrire les équations des réactions électrochimiques ayant lieu à la cathode de carbone vitreux pour un potentiel imposé de  $-0,30 \text{ V/ENH}$ .
- Écrire les équations des deux réactions électrochimiques pouvant avoir lieu à l'anode lors de l'électrolyse.

On va s'intéresser par la suite à une solution électrolytique contenant un mélange d'ions  $\text{Cu(II)}$ ,  $\text{In(III)}$  et  $\text{Ga(III)}$  en milieu acide chlorhydrique à  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , obtenu lors du recyclage de panneaux photovoltaïques, après les étapes de dissolution, précipitation et extraction.

Le cuivre est d'abord récupéré par électrolyse en utilisant une cathode en carbone vitreux avec un potentiel imposé de  $-0,30 \text{ V/ENH}$ . Après avoir récupéré le cuivre et nettoyé la cathode, une seconde électrolyse avec un potentiel appliqué de  $-0,90 \text{ V/ENH}$  permet d'obtenir l'indium. L'électrolyse des ions gallium n'est pas possible dans ce milieu.

<sup>1</sup> On rappelle qu'une réaction électrochimique fait mention des électrons échangés à la surface de l'électrode (et pas seulement des oxydant et réducteur mis en jeu).

On considèrera que les contre-ions des ions mètalliques sont des ions chlorures  $\text{Cl}^-$  et que les formes majoritaires de  $\text{In(III)}$  et de  $\text{Ga(III)}$  sont, respectivement,  $\text{InCl}_4^-$  et  $\text{GaCl}_4^-$ .

16. Donner deux raisons pour lesquelles on ajoute de l'acide chlorhydrique  $\text{HCl}$  dans le mètange  $\text{Cu(II)}$ ,  $\text{In(III)}$  et  $\text{Ga(III)}$  issu du recyclage, avant de dèmmarrer l'èlectrolyse.

La courbe courant-potentiel mesurée avant la première èlectrolyse (celle permettant la réduction de l'ion  $\text{Cu(II)}$ ), pour le mètange d'ions  $\text{Cu(II)}$ ,  $\text{In(III)}$  et  $\text{Ga(III)}$  issu du recyclage, est donnée sur la Figure 2. On n'observe pas d'intermédiaires  $\text{In(II)}$  ou  $\text{In(I)}$  lors de la réduction de  $\text{In(III)}$ . Le couple  $\text{Ga(III)/Ga}$  est èlectroinerte avec un surpotentiel cathodique important sur carbone vitreux et n'est pas observé.

La concentration en  $\text{Cu(II)}$  est celle dèterminée à la question 8.

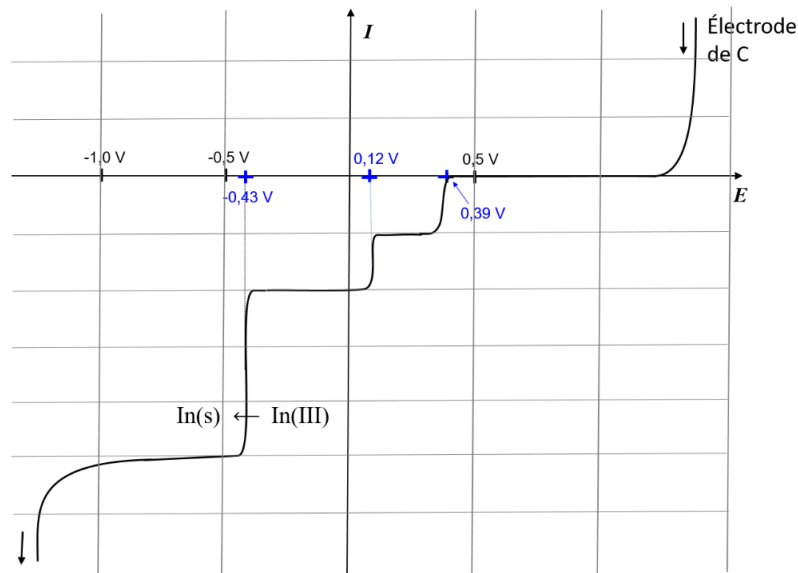


Figure 2. Courbe courant-potentiel sur èlectrode de carbone vitreux pour un mètange d'ions  $\text{Cu(II)}$ ,  $\text{In(III)}$  et  $\text{Ga(III)}$  en milieu acide chlorhydrique à  $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , enregistrée avant la première èlectrolyse.

17. Ècrire les èquations des réactions èlectrochimiques qui se déroulent à la cathode de carbone vitreux pour un potentiel imposé de  $-0,90 \text{ V/ENH}$ .
18. En exploitant le graphique de la figure 2, exprimer la concentration initiale de  $\text{In(III)}$  en fonction de celle de  $\text{Cu(II)}$ , en supposant que tous les coefficients de diffusion sont identiques.

La Figure 3 montre l'évolution temporelle du courant cathodique d'èlectrolyse pour un potentiel imposé de  $-0,30 \text{ V/ENH}$  (Figure 3a). Le cuivre se dèpote à la surface de la cathode sous forme de fragiles dendrites (Figure 3b).

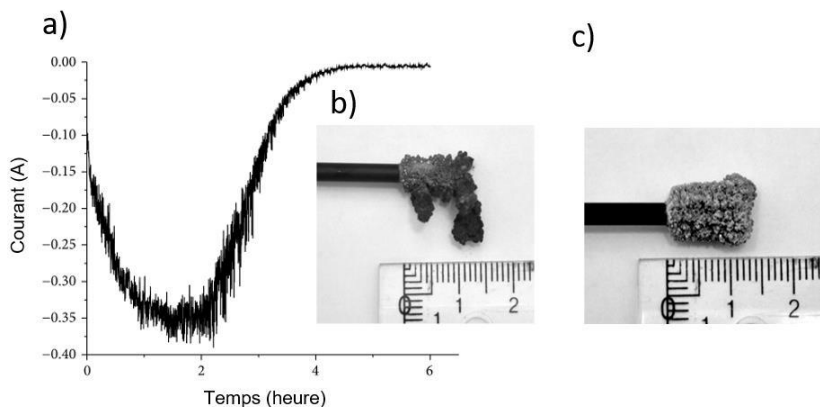


Figure 3. Séparation èlectrochimique du  $\text{Cu(II)}$  et de l' $\text{In(III)}$  du mètange  $\text{Cu(II)}$ ,  $\text{In(III)}$ ,  $\text{Ga(III)}$  : a) courant traversant le circuit en fonction du temps au cours de l'èlectrolyse pour un potentiel imposé à la cathode de  $E = -0,30 \text{ V/ENH}$ . b) Photo du dèpôt de cuivre sur l'èlectrode de carbone vitreux. c) Photo du dèpôt d'indium sur l'èlectrode de carbone vitreux après èlectrolyse à un potentiel imposé de  $E = -0,90 \text{ V/ENH}$ .

19. Expliquer pourquoi l'intensité du courant mesuré au cours de l'électrolyse devient nulle à partir d'une certaine durée (Figure 3a).

La Figure 2 montre la courbe courant-potentiel avant la première électrolyse, c'est-à-dire enregistrée à  $x = 0$  où  $x$  est le taux d'avancement de la première électrolyse  $x = \frac{n_{\text{Cu(II)}}^{t=0} - n_{\text{Cu(II)}}^t}{n_{\text{Cu(II)}}^{E=0}}$ .

20. Recopier l'allure de cette courbe sur la copie et rajouter l'allure des courbes courant-potentiel attendues au cours de la première électrolyse pour deux valeurs du taux d'avancement,  $x = 0,5$  et  $x = 1$ .

Lors de l'électrolyse à potentiel imposé à la cathode égal à  $-0,30$  V/ENH, on obtient une masse de cuivre  $m_{\text{Cu}}$  déposée sur l'électrode de  $0,29$  g. Par intégration de la courbe  $I = f(t)$ , la quantité d'électricité mesurée  $Q$  vaut  $1000$  C avec un rendement faradique de  $91\%$ .

21. Donner la définition du rendement faradique de cette électrolyse et l'exprimer en fonction de  $n$ ,  $F$ ,  $Q$ ,  $m_{\text{Cu}}$  et  $M_{\text{Cu}}$ , où  $n$  est le nombre d'électrons échangés,  $F$  la constante de Faraday,  $m_{\text{Cu}}$  la masse de cuivre déposée,  $M_{\text{Cu}}$  la masse molaire atomique du cuivre.

À partir de la solution issue de la première électrolyse, une seconde électrolyse au potentiel imposé à la cathode de  $-0,90$  V/ENH est menée avec l'électrode de carbone vitreux nettoyée. L'indium se dépose sur la cathode (Figure 3c). On obtient une masse d'indium  $m_{\text{In}}$  de  $0,46$  g à partir d'un mélange de volume  $50$  mL et de concentration initiale  $0,1$  mol·L<sup>-1</sup> en ions In(III).

22. Exprimer, puis calculer le rendement de dépôt d'indium. Proposer une raison pouvant expliquer que ce rendement est inférieur à  $100\%$ . Le raisonnement pourra s'appuyer entre autres sur la Figure 3c.

Pour pouvoir électrolyser le Ga(III), on change d'électrolyte-support et de pH. On se place en solution aqueuse de NaClO<sub>4</sub> à  $4$  mol·L<sup>-1</sup> et de HClO<sub>4</sub> à  $0,02$  mol·L<sup>-1</sup>, et on mesure dans un premier temps la courbe courant-potentiel en régime stationnaire d'une solution ne contenant que des ions Ga<sup>3+</sup> à la concentration  $c = 0,001$  mol·L<sup>-1</sup>. On ajoute un excès de thiocyanate de sodium NaSCN ( $2$  mol·L<sup>-1</sup>) qui conduit à la formation du complexe Ga(SCN)<sub>2</sub><sup>+</sup>, puis on retrace une nouvelle courbe courant-potentiel (Figure 4). Les parties correspondant aux courants positifs des courbes sont liées à la méthode de mesure et ne seront pas prises en compte dans l'étude.

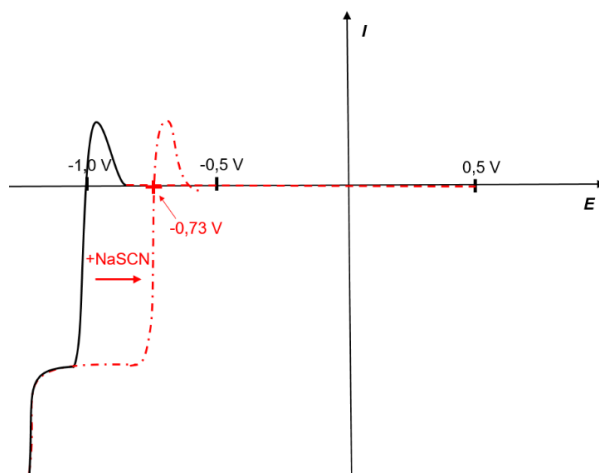


Figure 4. Courbe courant-potentiel en régime stationnaire pour une solution de Ga(III) de concentration  $0,001$  mol·L<sup>-1</sup> en solution aqueuse de NaClO<sub>4</sub> à  $4$  mol·L<sup>-1</sup> et de HClO<sub>4</sub> à  $0,02$  mol·L<sup>-1</sup>. La courbe courant-potentiel en trait plein correspond à la solution de Ga<sup>3+</sup> avant l'ajout du thiocyanate de sodium NaSCN ; la courbe en tirets pointillés correspond à l'enregistrement après ajout d'un excès de thiocyanate de sodium ( $2$  mol·L<sup>-1</sup>).

Remarque : l'échelle prise pour l'axe du courant n'est pas la même que celle des figures précédentes.

23. Écrire les équations des réactions électrochimiques de réduction du Ga(III) en Ga(s) en l'absence et en présence d'ions thiocyanate SCN<sup>-</sup>.
24. Justifier qualitativement que le potentiel standard du couple Ga(SCN)<sub>2</sub><sup>+</sup>/Ga(s) soit inférieur au potentiel standard du couple Ga<sup>3+</sup>/Ga(s). Commenter alors l'évolution observée de la vague de réduction de ces ions.
25. Indiquer les conditions de potentiel à imposer à la cathode pour réaliser l'électrodéposition de gallium en présence de thiocyanate de sodium. Conclure sur l'intérêt d'ajouter des ions thiocyanate dans le milieu pour l'électrodéposition du gallium.

26. Question pour réviser : dresser un diagramme de prédominance pour l'ion  $\text{Ga}^{3+}$  et le complexe qu'il forme avec l'ion thiocyanate. Déterminer la concentration en ion  $\text{Ga}^{3+}$  dans une solution telle que les concentrations apportées en ion  $\text{Ga}^{3+}$  et en ion  $\text{SCN}^-$  sont respectivement  $0,001 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  et  $2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Les activités seront assimilées aux concentrations en quantité de matière.

**Données numériques :**

**ENH :** électrode normale à hydrogène : électrode de référence de potentiel  $E_{\text{ref}} = 0,0 \text{ V}$

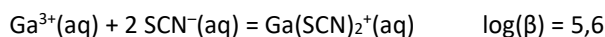
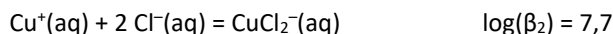
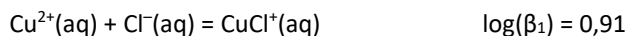
**Numéros atomiques :**  $Z_{\text{O}} = 8$  ;  $Z_{\text{Cl}} = 17$  ;  $Z_{\text{Cu}} = 29$  ;  $Z_{\text{In}} = 49$

**Masses molaires atomiques :**  $M_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M_{\text{In}} = 115 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Potentiels standard d'oxydoréduction à 298 K par rapport à l'ENH (pour des questions de lisibilité, l'indice (aq) est omis)**

	$\text{Cl}_2(\text{g})/\text{Cl}^-$	$\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\ell)$	$\text{Cu}^+/\text{Cu}(\text{s})$	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}(\text{s})$	$\text{CuCl}^+/\text{Cu}(\text{s})$	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$	$\text{In}^{3+}/\text{In}(\text{s})$	$\text{Ga}^{3+}/\text{Ga}(\text{s})$
$E^\circ \text{ (V)}$	1,36	1,23	0,52	0,34	0,31	0,17	-0,34	-0,55

**Constantes d'équilibre de formation globale de complexes à 298 K**



**Constantes diverses :**

$$\frac{RT \ln(10)}{F} = 0,06 \text{ V}$$

Constante de Faraday :  $F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

## 2 – Pile à combustible PEMFC

**Données :**

Constante de Faraday :  $F = 96\,500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

Constante des gaz parfaits :  $R = 8,314 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$  (les gaz seront considérés comme parfaits)

Enthalpie molaire standard de formation de  $\text{H}_2\text{O}(\ell)$  à 298 K :  $\Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\ell)) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Entropies molaires standards à 298 K :

Espèce chimiques	$\text{O}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\ell)$
$S^\circ \text{ (J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1})$	205	131	70

Masse molaire atomique de l'hydrogène :  $M(\text{H}) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

*L'hydrogène est l'élément chimique le plus abondant dans l'univers et ses ressources connues sont pratiquement illimitées. Sa production mondiale est de 30 millions de tonnes par an (la moitié de la production est dévolue à la synthèse de l'ammoniac).*

*Pour des raisons économiques autant qu'écologiques, l'heure de l'hydrogène en tant que vecteur énergétique semble venue. La question de sûreté est la clé de l'acceptation du dihydrogène par les pouvoirs publics amenés à en réglementer l'utilisation, et par le grand public qui le retrouvera prochainement dans deux applications auxquelles il est particulièrement attaché : l'automobile et plus tôt encore, le téléphone portable, via le développement accéléré des piles à combustible à membrane échangeuse de protons (PEMFC).*

Les piles à combustible PEMFC sont l'objet des plus gros efforts de développement et ont été retenues, par tous les grands constructeurs automobiles, comme le convertisseur électrochimique des véhicules du futur.

### I - Questions préliminaires.

On considère ici une cellule galvanique de force électromotrice (tension à vide)  $e$ . La température du système est notée  $T$ , celle du milieu extérieur  $T_e$ . La pression du système est notée  $P$ , la pression extérieure  $P_e$ .

On envisage une transformation élémentaire lors du fonctionnement de la pile.

27. Exprimer le travail électrique élémentaire  $\delta W_e$  reçu algébriquement par la pile de la part du milieu extérieur en fonction de la force électromotrice  $e$  ( $e > 0$ ), du nombre  $n.d\xi$  d'électrons transférés pour l'avancement élémentaire  $d\xi$  associé à la réaction modélisant le fonctionnement de la pile.
28. Exprimer la variation élémentaire  $dG$  de l'enthalpie libre en fonction de  $P$ ,  $P_e$ ,  $S$ ,  $T$ ,  $T_e$ ,  $V$ , du travail électrique élémentaire  $\delta W_e$  et du terme de création élémentaire d'entropie  $\delta S_c$ . Simplifier l'expression pour une évolution réversible avec équilibre thermique et mécanique avec le milieu extérieur tout au long de la transformation.
29. Exprimer, dans des conditions de fonctionnement isotherme et isobare, l'enthalpie libre de réaction associée à la réaction de fonctionnement de la pile en fonction de sa fem  $e$ .
30. Exprimer l'entropie de réaction et l'enthalpie de réaction en fonction de  $n$ ,  $e$ ,  $T$  et du facteur de température de la pile  $(\partial e / \partial T)_{P,\xi}$ .
31. Le rendement thermodynamique  $\rho$  de la pile est défini comme le rapport du travail électrique  $\delta W_e$  échangé par le système sur l'énergie totale échangée avec le milieu extérieur :

$$\rho = \frac{\delta W_e}{\delta W_e + \delta Q}$$

Exprimer  $\rho$  en fonction de  $dH$  et  $dG$  dans des conditions de fonctionnement réversible isotherme et isobare, puis en fonction de  $\Delta_r H$  et de  $\Delta_r G$ .

### II - Etude d'une pile à combustible

Une pile à combustible PEMFC (Proton Exchange Membrane Fuel Cell) est le siège d'une combustion électrochimique de dihydrogène et de dioxygène (pur ou composant de l'air) avec production simultanée d'un travail électrique, d'eau liquide et d'un transfert thermique, fonctionnant à basse température, au voisinage de 350 K.

La cellule électrochimique élémentaire représentée schématiquement sur la figure 1 est constituée de deux électrodes, l'anode et la cathode, séparées par une membrane polymérique (à base de polyimides sulfonés), isolant électronique mais permettant le passage des protons ; les électrodes mettent en jeu des catalyseurs pour activer d'un côté la réaction d'oxydation du dihydrogène et de l'autre, la réaction de réduction du dioxygène. Afin d'obtenir une tension suffisante aux bornes de la pile, il suffit d'empiler les cellules en série ; une plaque bipolaire d'interconnexion permet la collecte des électrons en même temps qu'elle sépare les gaz comburant et combustible.

Afin de simplifier raisonnements et calculs, il conviendra de considérer que les réactions se déroulant dans la pile s'effectuent sous une pression  $P$  et une température  $T$  constantes ; le système constitué des réactifs et des produits sera supposé fermé, au sein d'une cellule élémentaire. La pression standard à toute température  $T$  est  $P^\circ = 1 \text{ bar}$ .

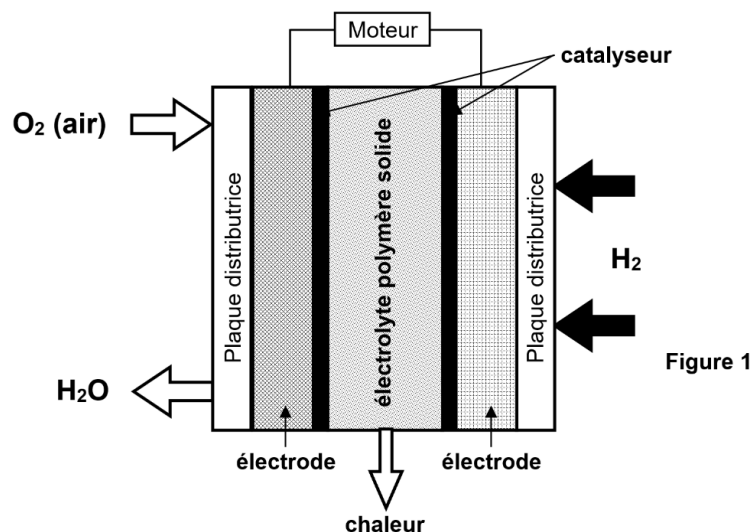


Figure 1

32. Ecrire les équations des réactions se déroulant aux électrodes lorsque la pile débite, ainsi que l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
33. Sur un schéma de la pile qui sera reproduit sur la copie, indiquer la polarité et le nom des électrodes, la nature des porteurs de charge et leur sens de circulation à l'intérieur et à l'extérieur de la pile, enfin le sens de circulation du courant dans le moteur alimenté par la pile.
34. Déterminer l'expression numérique de l'enthalpie libre standard  $\Delta_r G^\circ(T)$  de la réaction globale de fonctionnement de la pile en fonction de la température en se plaçant dans l'approximation d'Ellingham.
35. Exprimer la force électromotrice de la pile en fonction des potentiels standard des couples redox mis en jeu, de la température  $T$  et des pressions partielles  $P_{H_2}$  et  $P_{O_2}$  d'alimentation des électrodes en gaz. De même, exprimer la force électromotrice de la pile en fonction de  $\Delta_r G^\circ(T)$ ,  $T$ ,  $P_{H_2}$  et  $P_{O_2}$ .

Dans toute la suite du problème, on se place dans le cas où  $P_{H_2} = P_{O_2} = 1$  bar.

36. Exprimer numériquement la force électromotrice de la pile en fonction de la température. La calculer à  $T = 350$  K.
37. Calcul du rendement thermodynamique de la pile : exprimer  $\Delta_r H$  et  $\Delta_r G$  en fonction des grandeurs thermodynamiques  $\Delta_r H^\circ$  et  $\Delta_r G^\circ$  de la réaction globale de fonctionnement de la pile. En déduire l'expression du rendement thermodynamique  $\rho$  en fonction de ces mêmes grandeurs. Calculer  $\rho$  à  $T = 350$  K.
38. En pratique, la tension fournie en fonctionnement par la pile est de 0,7 V à 350 K. Expliquer la différence entre cette valeur et la valeur calculée. Associer la réponse d'une construction graphique utilisant des courbes courant-potentiel.
39. Dans ces conditions, pour une intensité constante de 200 A, les piles sont groupées en série de 32, afin d'obtenir une puissance suffisante pour faire fonctionner un moteur électrique. Calculer la masse de dihydrogène sera consommée par ces 32 piles après 100 h de fonctionnement. Calculer la puissance délivrée.