

Séance de Spécialité n° 21 Les cellules photovoltaïques

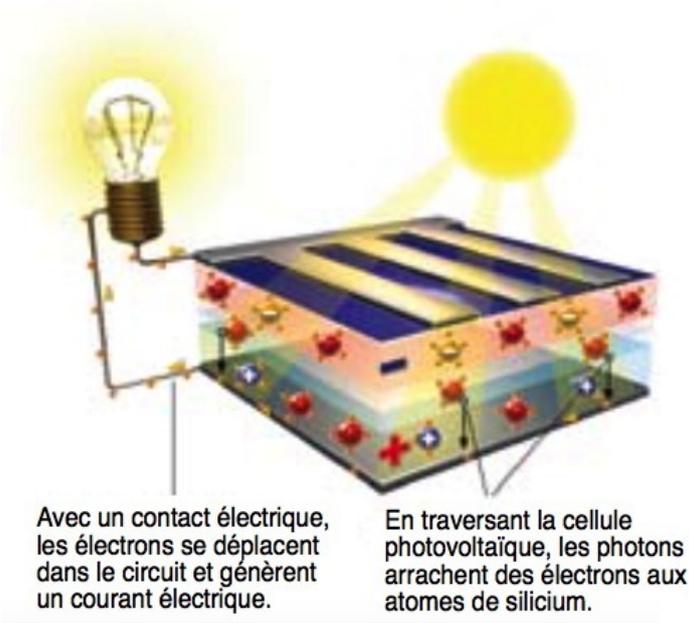
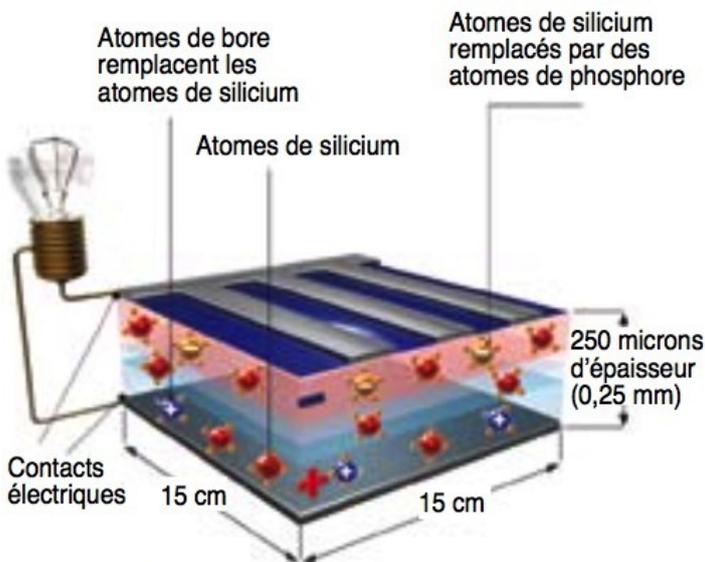
Mots-clefs « photovoltaïque » et « semi-conducteurs ».

1 Les cellules photovoltaïques

Les cellules photovoltaïques convertissent l'énergie lumineuse du Soleil en énergie électrique.
Comment fonctionnent-elles ?

Document 1 – Fonctionnement d'une cellule photovoltaïque

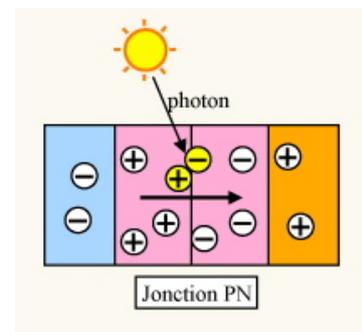
Une cellule photovoltaïque est un composant électronique d'épaisseur comprise entre 0,2 et 0,3 mm, et de 10 cm de côté environ. Elle est composée de cinq couches différentes : une couche antireflet, deux couches conductrices (cathode en forme de grille et anode compacte) et deux couches de silicium dopé.



Un atome de silicium compte 4 électrons périphériques. La couche de silicium supérieure, dite couche n, exposée au Soleil, est dopée avec des atomes de phosphore possédant

5 électrons périphériques, soit un de plus que les atomes de silicium.

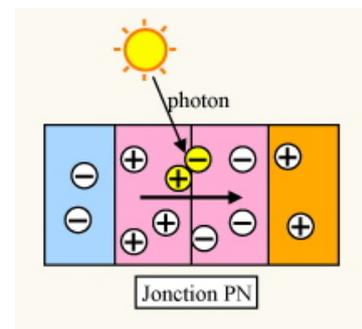
La couche de silicium inférieure, dite couche p, est dopée avec des atomes de bore ayant 3 électrons périphériques, soit un de moins que les atomes de silicium (présence d'un trou). La couche n est donc excédentaire en électrons et la couche p est déficitaire.



Lorsque les deux couches sont mises en contact, les électrons en excès de la couche n diffusent dans la couche p. Ainsi, la couche n se charge positivement, tandis que la couche p se charge négativement. Un équilibre se crée et un champ électrique interne apparaît.

Document 2 – Le rôle du Soleil

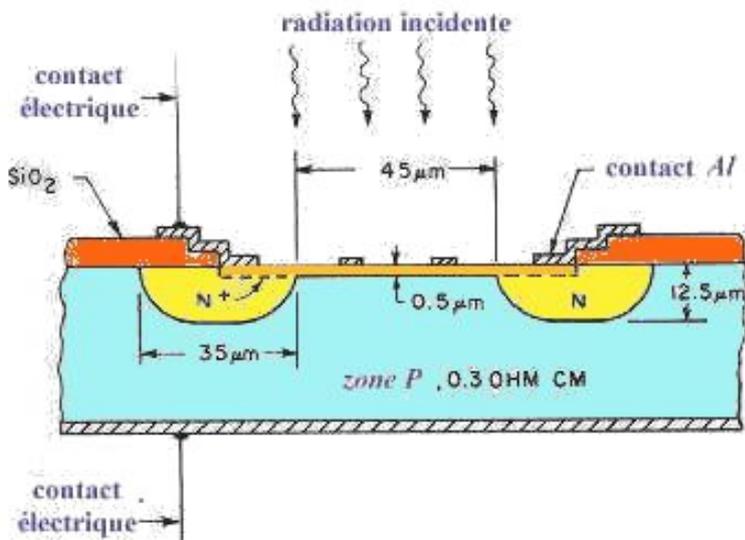
Les photons du Soleil qui pénètrent dans la cellule photovoltaïque peuvent arracher des électrons aux atomes de silicium présents dans les couches n et p.



Le champ électrique interne à la cellule entraîne les électrons libérés vers la cathode (-), où ils empruntent un circuit extérieur, générant ainsi un courant électrique qui alimente, par exemple, une ampoule électrique. Les électrons rejoignent ensuite l'anode (+), où ils se recombinent avec des trous.

Plus le nombre de photons absorbés est important, plus le nombre d'électrons libérés, et donc le courant généré, est important. Les cellules sont regroupées en modules for-

mant des panneaux solaires. Aujourd'hui, les rendements énergétiques moyens des panneaux solaires sont de l'ordre de 15 %.



a. Pourquoi la cathode est-elle une grille et non une plaque comme l'anode ?

b. Soit $h \cdot \nu$ l'énergie transportée par un photon et \mathcal{E}_g le *gap* de la bande interdite du silicium. Quelle inégalité doit exister entre \mathcal{E}_g et $h \cdot \nu$ pour qu'un photon arrache un électron à un atome de silicium ?

c. Quel est le rôle du champ électrique interne dans la cellule photovoltaïque ?

d. De quel(s) paramètre(s) peut dépendre l'intensité du courant électrique débité par la cellule photovoltaïque ?

e. La tension aux bornes d'une cellule photovoltaïque dépend peu de l'éclairement : elle vaut 0,56 V. L'intensité du courant débité, pour une surface exposée perpendiculairement à la direction de lumière solaire, vaut environ $200 \text{ A} \cdot \text{m}^{-2}$.

Calculer la puissance électrique, \mathcal{P}_E , fournie par la cellule photovoltaïque, en $\text{W} \cdot \text{m}^{-2}$.

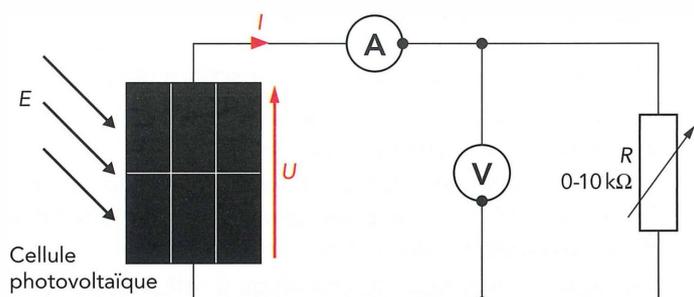
f. La puissance maximale du rayonnement solaire vaut $\mathcal{P}_S = 1000 \text{ W} \cdot \text{m}^{-2}$. Calculer le rendement de la cellule et l'exprimer en pourcentage. Comparer la valeur trouvée à celle donnée dans le texte.

g. Commenter la valeur du rendement énergétique moyen des panneaux solaires.

2 Caractéristique et rendement d'une cellule photovoltaïque

Lorsqu'elle est éclairée par de la lumière, une cellule photovoltaïque génère un courant électrique et une tension électrique apparaît entre ses bornes. Quelle est la caractéristique d'une cellule photovoltaïque ? Comment fonctionne-t-elle ?

2.1 Caractéristique



• Réaliser le montage ci-contre. La résistance variable est constituée de deux boîtes à décade $\times 10 \Omega$, $\times 100 \Omega$ et $\times 1000 \Omega$ en série.

• On note E l'éclairement de la lampe, mesuré en lux par un luxmètre, ou en watt par mètre-carré ($\text{W} \cdot \text{m}^{-2}$) au pyranomètre. Orienter la lampe pour que l'éclairement soit maximal sans brûler la cellule ! Relever la valeur de E de l'éclairement au luxmètre et ne plus déplacer ni la lampe ni la cellule.

h. Sur votre compte-rendu : valeur de l'éclairement E, en $\text{W} \cdot \text{m}^{-2}$.

• Mesurer la taille de la cellule photovoltaïque et en déduire sa surface S (attention, bien mesurer la taille de la surface *réellement active* de la cellule !).

i . Sur votre compte-rendu : surface S calculée, convertie en m².

- Compléter le tableau de mesure ci-dessous en faisant varier la résistance R des boîtes à décade.

Notez bien que :

- La valeur maximale I_{cc} est obtenue pour le court-circuit, c'est-à-dire $R = 0 \Omega$.

Le courant maximal peut atteindre 300 mA pour certaines cellules, il faut adapter le calibre de l'ampèremètre en conséquence avant toute mesure, sous peine de « griller » le fusible de l'ampèremètre !

- La valeur nulle $I = 0$ mA est obtenue en retirant la résistance R, la tension U_{co} de la cellule étant alors maximale.

La tension maximale peut atteindre 2 V pour certaines cellules, il faut adapter le calibre de l'ampèremètre en conséquence.

Conseil : procédez par valeur d'intensité décroissante, en augmentant progressivement la valeur de la résistance R de zéro jusqu'à 11 k Ω . À aucun moment l'intensité dans la boîte à décade $\times 1000 \Omega$ ne doit dépasser son intensité maximale admissible de 25 mA (j'ai vérifié toutes les cellules, aucune ne « monte » aussi haut normalement !).

- Une fois le tableau complété, recopier les valeurs de l'intensité en court-circuit I_{cc} et de la tension à vide U_{co} .

j . Sur votre compte-rendu : valeurs de I_{cc} en mA et de U_{co} en V.

- Changer alors l'éclairement et relever une nouvelle triplète de valeurs.

k . Sur votre compte-rendu : nouvelles valeurs de E, I_{cc} et U_{co} .

l . Sur papier-millimétré, tracer la caractéristique courant-tension $I = f(U)$. Commenter.

R (Ω)												
I (mA)												
U (V)	0,0											
\mathcal{P} (mW)	0,0											

R (k Ω)												
I (mA)												
U (V)												
\mathcal{P} (mW)												

R (k Ω)												∞
I (mA)												0,0
U (V)												
\mathcal{P} (mW)												0,0

m. Une cellule photoélectrique est-elle un récepteur ou un générateur ? Justifier avec la caractéristique précédente.

n. Que constate-t-on quand on modifie l'éclairement ?

2.2 Rendement

o. Pour chaque couple de valeur, calculer la puissance électrique fournie par la cellule, en watt (W) :

$$\mathcal{P} = U \cdot I$$

Compléter ainsi la troisième ligne du tableau.

p. Tracer la caractéristique puissance-tension $\mathcal{P} = g(U)$.

q. Sur la courbe précédente, déterminer graphiquement la puissance maximale délivrée par la cellule, notée \mathcal{P}_m , en watt (W).

Le rendement η (lettre grecque « eta ») d'une cellule photovoltaïque est le quotient de la puissance électrique maximale \mathcal{P}_m générée par la cellule par la puissance lumineuse \mathcal{P}_{lum} reçue :

$$\eta = \frac{\mathcal{P}_m}{\mathcal{P}_{lum}}$$

La puissance lumineuse reçue s'exprime par $\mathcal{P}_{lum} = E \cdot S$ où E est l'éclairement, exprimé en $W \cdot m^{-2}$, et S la surface de la cellule, exprimée en m^2 .

On admet que, pour la lumière émise par la lampe, 100 lux correspond à $1 W \cdot m^{-2}$.

r. Exprimer le rendement η en fonction des données \mathcal{P}_m , E et S . Application numérique. Commenter.

3 Correction des exercices de la séance n° 18

18.1 N° 1 p. 140 – Nickelage chimique.

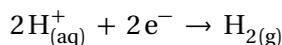
Corrigé dans votre livre.

18.2 N° 3 p. 143 – Protection par anodisation.

Le schéma de cette électrolyse est le même que celui de la Pratique expérimentale 3, p. 137 du livre.

Pour répondre à la question posée il faut disposer de l'équation globale de l'électrolyse. Celle-ci se déduit des réactions qui se déroulent aux électrodes.

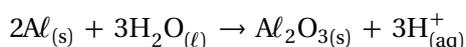
L'équation de la réaction électrochimique qui se produit à la cathode est :



À l'anode, de l'alumine se forme selon la réaction électrochimique d'équation :



d'où l'équation globale de la réaction :



Pour trouver la durée Δt de la réaction, il suffit d'exploiter les relations habituelles :

$$Q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot \mathcal{F}$$

sachant que la stoechiométrie des demi-équations indiquent six électrons échangés par molécule d'alumine formée :

$$n(e^-) = 6 \cdot n(Al_2O_3) = \frac{6 \cdot m(Al_2O_3)}{M(Al_2O_3)}$$

La masse d'alumine est liée à l'épaisseur d de la couche formée ainsi qu'à sa surface S , sa masse volumique étant notée ρ :

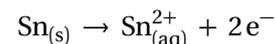
$$m(Al_2O_3) = S \cdot d \cdot \rho(Al_2O_3)$$

Par suite :

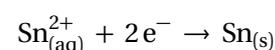
$$\Delta t = n(e^-) \cdot \frac{\mathcal{F}}{I} = \frac{6 \cdot S \cdot d \cdot \rho(Al_2O_3) \cdot \mathcal{F}}{M(Al_2O_3) \cdot I} = 3,0 \text{ h}$$

18.3 N° 4 p. 143 – Protection du fer par étamage.

À l'anode, l'étain est oxydé :



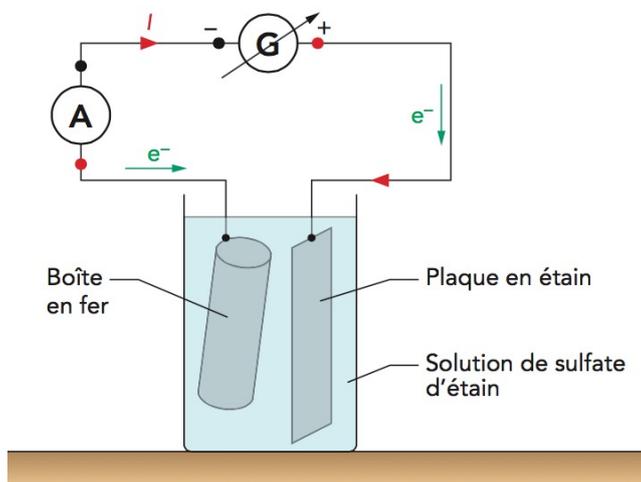
À la cathode, les ions étain (II) sont réduits :



et le métal formé se dépose sur la boîte assurant son étamage.

Dans les conditions de l'énoncé, la concentration en ion étain (II) reste constante dans la solution.

Le schéma de l'expérience est le suivant :



Pour trouver la durée t_{\min} de la réaction, il suffit d'exploiter les relations habituelles :

$$Q = I \cdot t = n(e^-) \cdot \mathcal{F}$$

sachant que la stoechiométrie des demi-équations indiquent deux électrons échangés par atome d'étain dé-

posé :

$$n(e^-) = 2 \cdot n(\text{Sn}) = \frac{2 \cdot m(\text{Sn})}{M(\text{Sn})}$$

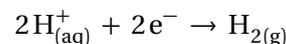
La masse d'étain est liée à l'épaisseur d de la couche formée ainsi qu'à sa surface S , sa masse volumique étant notée ρ :

$$m(\text{Sn}) = S \cdot d \cdot \rho(\text{Sn})$$

Par suite :

$$t_{\min} = n(e^-) \cdot \frac{\mathcal{F}}{I} = \frac{2 \cdot S \cdot d \cdot \rho(\text{Sn}) \cdot \mathcal{F}}{M(\text{Sn}) \cdot I} = 148 \text{ s}$$

La durée réelle est supérieure à t_{\min} car, à la cathode, il se forme aussi du dihydrogène selon la réaction électrochimique de demi-équation :



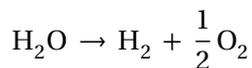
4 Correction des exercices de la séance n° 19

19.1 N° 1 p. 58 – Alimentation de la navette spatiale.

Corrigé dans votre livre.

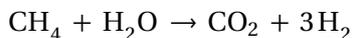
19.2 N° 2 p. 60 – Productions de dihydrogène.

Électrolyse de l'eau :



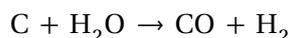
Cette transformation nécessite 282 kJ pour synthétiser une mole de dihydrogène.

Conversion du méthane :



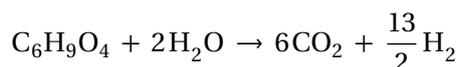
Cette transformation nécessite $244/3 = 81$ kJ pour synthétiser une mole de dihydrogène.

Réaction dite du gaz à l'eau :



Cette transformation nécessite 170 kJ pour synthétiser une mole de dihydrogène.

Transformation de la biomasse :

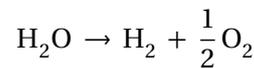


Cette transformation nécessite $880/(13/2)=135$ kJ pour synthétiser une mole de dihydrogène.

Le mode de production du dihydrogène le moins coûteux en énergie est donc la conversion du méthane. On peut noter que la transformation de la biomasse, plus coûteuse en énergie, pourrait être intéressante si on considère le coût des matières premières méthane et biomasse.

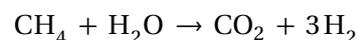
Pour s'intéresser à l'aspect écologique, il faut prendre en compte le mode de production de l'énergie nécessaire à la transformation et la proportion de dioxyde de carbone libérée par mole de dihydrogène formée. Il est alors nécessaire de s'intéresser au bilan global de chaque transformation (en tenant compte de la transformation du monoxyde de carbone en dioxyde de carbone).

Électrolyse de l'eau :



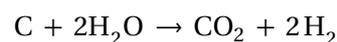
Cette transformation ne libère pas de dioxyde de carbone.

Conversion du méthane :



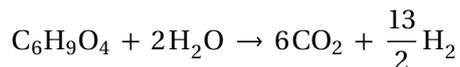
Cette transformation libère $1/4 = 0,25$ mol de dioxyde de carbone lors de la synthèse d'une mole de dihydrogène.

Réaction dite du gaz à l'eau :



Cette transformation libère $1/2 = 0,5$ mol de dioxyde de carbone lors de la synthèse d'une mole de dihydrogène.

Transformation de la biomasse :



Cette transformation libère $6/(25/2) = 0,48$ mol de dioxyde de carbone lors de la synthèse d'une mole de dihydrogène.

La méthode la plus écologique est l'électrolyse de l'eau lorsque l'énergie consommée lors de la synthèse est sans émission de dioxyde de carbone ou de déchets nocifs, ce qui est le cas lorsque sont mises en jeu des énergies renouvelables.

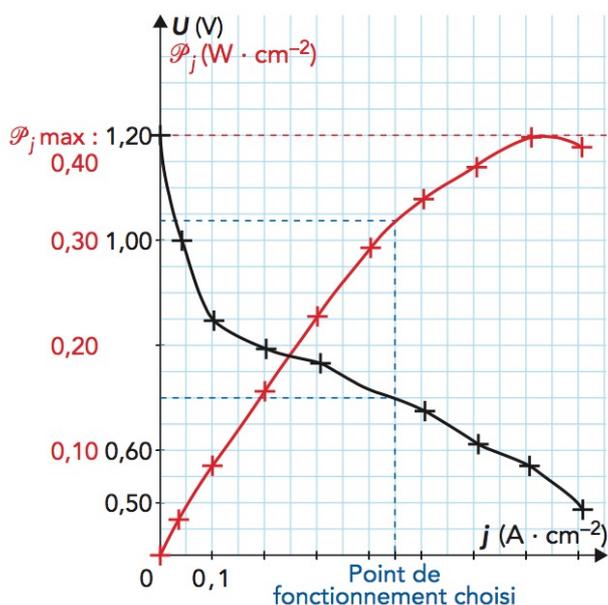
Sinon, la méthode la plus écologique est la conversion du méthane !

j ($A \cdot cm^{-2}$)	0	0,03	0,10	0,20	0,30	0,40	0,50	0,60	0,70	0,80
U (V)	1,2	1,0	0,85	0,80	0,77	0,72	0,68	0,62	0,57	0,49
\mathcal{P}_j ($W \cdot cm^{-2}$)	0	0,03	0,085	0,16	0,23	0,29	0,34	0,37	0,40	0,39

19.3 N° 3 p. 61 – Pile à combustible.

Soit $\mathcal{P} = U \cdot j$ la puissance fournie par la pile par cm^2 de surface. Le calcul de cette puissance pour les différentes valeurs de la tension aux bornes de la pile et de la densité de courant surfacique conduit aux valeurs ci-dessus.

Les graphes de la tension en fonction de la densité de courant surfacique et de la puissance par cm^2 de surface en fonction de la densité de courant surfacique sont donnés ci-dessous.



Le point de fonctionnement choisi correspond à une puissance importante $\mathcal{P}_j = 0,32 W \cdot cm^{-2}$, mais non maximale ($\mathcal{P}_{j,max} = 0,40 W \cdot cm^{-2}$).

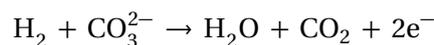
$$\frac{\mathcal{P}_j}{\mathcal{P}_{j,max}} = 0,80$$

Le véhicule peut donc bénéficier de plus de puissance s'il en a besoin pour une accélération, par exemple.

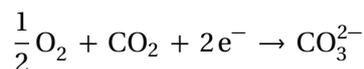
19.4 N° 4 p. 61 – Pile à combustible.

Lorsque la pile débite un courant, des réactions se produisent aux électrodes.

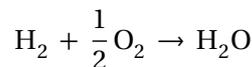
Une oxydation se produit à l'anode. Des électrons partent de l'électrode à laquelle arrive du dihydrogène : c'est donc l'anode. Des ions carbonate arrivent à cette électrode et du dioxyde de carbone en part. L'équation de la réaction qui s'y produit s'en déduit :



Une réduction se produit à la cathode. Des électrons arrivent à l'électrode à laquelle arrive du dioxygène ; il s'agit donc de la cathode. Du dioxyde de carbone arrive à cette électrode et des ions carbonate en partent. L'équation de la réaction qui se produit à cette électrode s'en déduit :



Le bilan de fonctionnement de cette pile s'écrit :



Les ions carbonate sont les porteurs de charge qui assurent le passage du courant dans la pile. Cette pile est une pile à carbonate fondu. L'électrolyte est un carbonate métallique fondu : cette pile doit donc fonctionner à haute température.

19.5 N° 5 p. 61 – Pouvoir énergétique du dihydrogène.

L'énergie libérée \mathcal{E}_m lors de la combustion d'une unité de masse de chacun des combustibles s'obtient à partir de l'énergie \mathcal{E} libérée par mole de combustible :

$$\mathcal{E}_m = \frac{\mathcal{E}}{M}$$

où M est la masse molaire du combustible exprimée en $kg \cdot mol^{-1}$.

L'énergie libérée par unité de volume ($V = 1 \text{ m}^3$) de combustible s'obtient à partir de l'énergie libérée par unité de masse \mathcal{E}_m :

$$\mathcal{E}_V = \mathcal{E}_m \cdot \mu$$

Les résultats obtenus sont donnés dans le tableau ci-contre.

Le combustible qui a le meilleur rapport énergie/ masse

est le dihydrogène, mais celui qui a le meilleur rapport énergie / volume est l'essence (c'est le seul des combustibles proposés qui existe dans les conditions ordinaires de température et de pression à l'état liquide et non gazeux).

Combustible	Dihydrogène	Méthane	Essence
Formule	H_2	CH_4	C_8H_{18}
M ($\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$)	$2,0 \times 10^{-3}$	$1,6 \times 10^{-2}$	0,114
\mathcal{E}_m ($\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$)	$1,2 \times 10^5$	$5,0 \times 10^4$	$4,43 \times 10^4$
\mathcal{E}_V ($\text{kJ} \cdot \text{m}^{-3}$)	$1,1 \times 10^4$	$3,3 \times 10^4$	$3,0 \times 10^7$

Correction des exercices de la séance n° 20

20.1 Activité N° 1 p. 48 et 49 – Productions actuelles.

1. Le dihydrogène est une matière première importante de l'industrie chimique (production d'ammoniac, de méthanol, de médicaments, etc.), de l'industrie métallurgique et de la pétrochimie. Il est aussi utilisé dans les domaines de l'électronique ou du traitement des produits alimentaires.

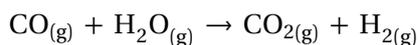
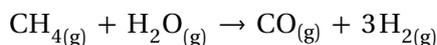
S'il devait être également utilisé pour produire de l'énergie, sa production devrait être augmentée et optimisée de manière à pouvoir le produire en quantités beaucoup plus importantes que les quantités actuelles.

2. Les 50 millions de tonnes de dihydrogène actuellement produites représenteraient 1,5 % de la demande mondiale d'énergie primaire. Si le dihydrogène devait être utilisé pour produire la totalité de l'énergie primaire actuellement nécessaire, il faudrait en synthétiser une masse m telle que :

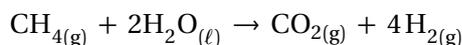
$$50 \times 10^6 = 0,015 \cdot m$$

$$\Leftrightarrow m = \frac{50 \times 10^6}{0,015} = 3,3 \times 10^9 \text{ tonnes}$$

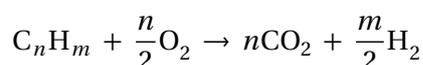
3. Équations des réactions mises en jeu lors de la conversion du méthane :



Bilan :

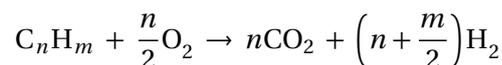


4.a.



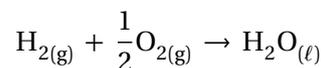
La seconde étape est identique.

4.b. Bilan :



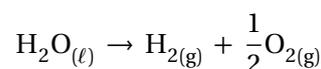
4.c. Les résidus lourds issus de la distillation du pétrole constituent une matière première peu coûteuse et abondante.

5. Réaction du dihydrogène avec le dioxygène :



Elle libère de l'énergie et ne produit que de l'eau. En revanche, la production de dihydrogène se fait à partir de molécules hydrogénées telles que l'eau ou le méthane et nécessite de l'énergie. En effet, la conversion du méthane en dihydrogène dont l'équation globale est donnée ci-avant se fait à haute température et nécessite un apport important de chaleur et donc de l'énergie.

L'électrolyse de l'eau dont l'équation est donnée ci-après se fait lorsqu'un générateur électrique impose le passage d'un courant électrique dans une solution aqueuse d'hydroxyde de potassium ou dans une membrane polymère échangeuse de protons. Cette opération est très coûteuse en énergie :

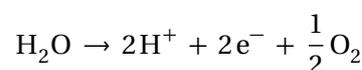


6.a. Les électrons assurent le passage du courant dans le circuit extérieur à l'électrolyseur et les électrodes.

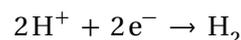
6.b. Les ions H^+ assurent le passage du courant dans l'électrolyseur.

6.c. Le générateur impose le passage du courant dans l'électrolyseur et fournit l'énergie nécessaire à la réaction. La transformation d'énergie réalisée est la transformation d'énergie électrique en énergie chimique.

6.d. Réaction électrochimique à l'anode :



Réaction électrochimique à la cathode :



6.e. Actuellement, on utilise également des solutions aqueuses d'hydroxyde de potassium comme électrolyte.

6.f. Un normomètre cube, noté Nm³, est un volume de 1 m³ mesuré dans les conditions normales de température et de pression : P = 1,013 bar et T = 0°C. L'alimentation en eau de l'électrolyseur est de 1 litre d'eau par normomètre cube de dihydrogène produit, soit, d'après la loi du gaz parfait :

$$n(\text{H}_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{1,013 \times 10^5 \times 1}{8,314 \times 273} = 44,6 \text{ mol}$$

1 L d'eau liquide contient 55,5 mol d'eau H₂O.

7.a. Stocker le dihydrogène sous pression permet de réduire le volume occupé par le dihydrogène.

7.b. Les transformations d'énergie réalisées à Vignola sont :

- des transformations d'énergie rayonnante en énergie électrique (panneaux solaires) ;
- des transformations d'énergie électrique en énergie chimique (électrolyseurs).

8.a. Les principaux modes de production du dihydrogène dans le monde sont la conversion du méthane (gaz naturel), l'oxydation partielle des hydrocarbures ou du charbon et, pour une très faible part, l'électrolyse de l'eau (voir document 5).

8.b. Du point de vue des produits formés, le procédé le plus écologique est l'électrolyse de l'eau puisque les autres procédés produisent du dioxyde de carbone avec le dihydrogène.

La nature du procédé ne suffit pas pour répondre à la question. En effet, se pose la question du mode de production de l'énergie électrique consommée lors de l'électrolyse. Si les procédés de conversion du méthane et d'oxydation partielle des hydrocarbures et du charbon s'accompagnent de la séquestration du dioxyde de carbone produit, alors ces procédés deviennent intéressants, car ils sont moins coûteux. Pour être écologique, l'électrolyse doit utiliser une électricité peu coûteuse et n'ayant pas nécessité d'émissions de dioxyde de carbone. Se pose également le problème des déchets engendrés par la production nucléaire d'énergie.

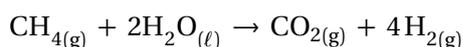
20.2 Activité N° 2 p. 50 et 51 – Productions du futur.

1.a. Cette injection de méthane est source de production de dioxyde de carbone.

1.b. Sans injection de méthane :



Avec injection de méthane :



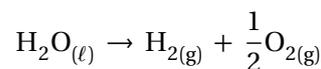
1.c. Le réacteur nucléaire permet de produire l'électricité nécessaire au fonctionnement de l'électrolyseur et de produire la chaleur permettant de travailler à haute température sans qu'il ne soit besoin de consommer de l'énergie électrique pour cela.

1.d. Définition de la densité de courant :

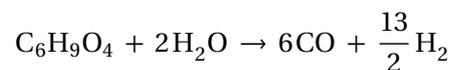
$$j = \frac{I}{S}$$

L'électrolyse à haute température permet de travailler avec de fortes densités de courant, c'est-à-dire des intensités importantes traversant des surfaces relativement petites, ce qui permet d'avoir une production importante de dihydrogène pour une installation peu volumineuse.

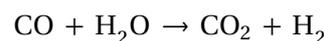
2. En additionnant les réactifs des quatre réactions proposées d'un côté et les produits de ces quatre réactions de l'autre, on obtient le bilan suivant :



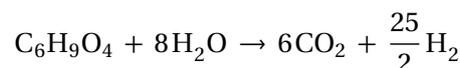
3. Gazéification de la biomasse :



Gaz shift :



Bilan :



4.a. La photosynthèse est le processus biologique qui permet aux plantes de synthétiser des matières organiques à partir d'eau et de dioxyde de carbone en présence de lumière (la lumière solaire).

Les algues vertes et les cyanobactéries peuvent produire du dihydrogène à partir d'eau en présence de lumière (la lumière solaire).

4.b. Cette feuille artificielle est une cellule solaire en silice qui, plongée dans de l'eau et exposée à la lumière, produit du dihydrogène sur une face et du dioxygène sur l'autre face, c'est-à-dire réalise l'électrolyse de l'eau.

4.c. Dans les deux cas, c'est l'énergie lumineuse qui est à l'origine de la production de dihydrogène à partir d'eau.

Les cyanobactéries effectuent cette transformation dans un cas et le semi-conducteur à base de silice dans l'autre cas.

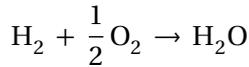
5. S'inscrivent dans le cadre du développement durable la bioproduction de dihydrogène, la photoélectrolyse et la transformation biochimique de la biomasse dans laquelle il y a production de dioxyde de carbone, mais ce dioxyde de carbone a été adsorbé au préalable par les végétaux traités ; il n'y a donc pas, au bilan, de production de dioxyde de carbone.

Les autres méthodes s'inscriront dans ce cadre si l'énergie électrique consommée est sans émission de dioxyde de carbone et sans production de polluants.

20.3 Activité N° 3 p. 52 et 53 – Les piles à combustibles.

1. La pile PEMFC est une pile qui fonctionne à basse température et qui possède un électrolyte solide, la membrane échangeuse de protons.

La réaction de fonctionnement d'une telle pile a pour équation :



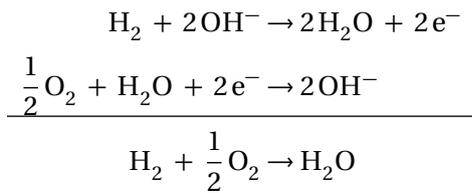
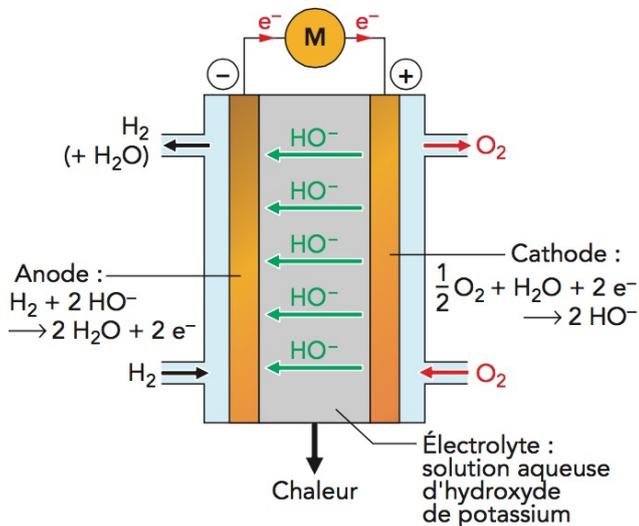
À l'anode, se produit une oxydation : l'anode constitue la borne négative de cette pile.

À la cathode, se produit une réduction : la cathode constitue la borne positive de cette pile.

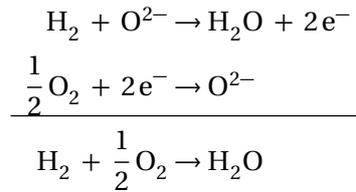
L'ion H^+ joue un rôle important, car c'est lui qui assure le passage du courant électrique à l'intérieur de la pile.

La structure de la cathode doit être hydrophobe puisqu'il y a production d'eau lors de la réduction cathodique et cette eau est éliminée.

2. Schéma récapitulatif de la pile en fonctionnement :



3.



4. Le platine est un catalyseur.

La découverte du CEA est importante, car elle permet de remplacer l'utilisation d'un métal rare et coûteux par des systèmes bio-inspirés à base de métaux abondants et peu coûteux tels que le fer et le nickel.

Une hydrogénase est une enzyme qui catalyse la réduction des ions hydrogène en dihydrogène, ainsi que l'oxydation du dihydrogène en ions hydrogène. Ce nouveau catalyseur est dit bio-inspiré, car il s'inspire de systèmes enzymatiques présents dans des organismes vivants.

5. Une pile à combustible est un générateur électrochimique dans lequel du dihydrogène est oxydé à l'anode et du dioxygène est réduit à la cathode, l'eau constituant le produit de la réaction. Différents types de piles à combustibles existent ; ils diffèrent par la nature de l'électrolyte et des ions assurant le passage du courant dans la pile, ainsi que par la température de fonctionnement.

Les utilisations des piles à combustibles sont multiples : alimentation énergétique des engins spatiaux, domaines des transports (alimentation en électricité de bateaux, de voitures, de scooters, de bus, d'engins de manutention, etc.), domaines des instruments portables (téléphones, ordinateurs, recharge d'instruments portables, etc.), domaine du stationnaire (alimentation en électricité d'immeubles, de sites industriels, de sites isolés tels que les relais téléphoniques, etc.).

5 Correction du TP de Spécialité n° 19 – Électrolyse de l'eau

Il ne restait que les questions (h) à (t) à terminer.

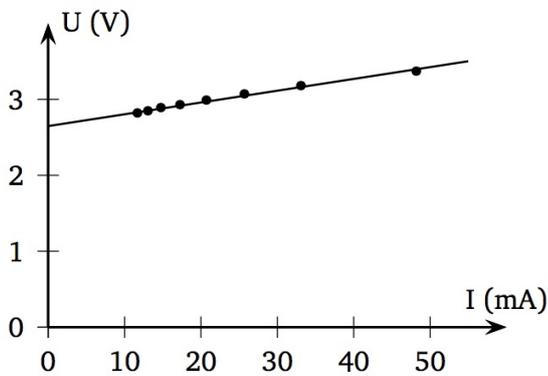
h. Un électrolyte est une solution aqueuse qui contient des ions, et donc qui conduit le courant électrique.

i. Les porteurs de charge sont les anions et les cations dans l'électrolyte, et les électrons dans le métal des fils.

j. Tableau de valeurs relevé lors de l'expérience :

R (Ω)	U (V)	I (mA)
200	3,37	48,2
300	3,18	33,1
400	3,07	25,7
500	2,99	20,7
600	2,93	17,26
700	2,89	14,76
800	2,85	13,05
900	2,82	11,67

La caractéristique $U = f(I)$ est tracée ci-dessous.



- l.** On interpole cette courbe par une droite de pente positive r et d'ordonnée à l'origine E' :

$$U = r \cdot I + E' \quad \text{de la forme} \quad y = a \cdot x + b$$

Par lecture graphique ou par modélisation statistique à deux variables, on trouve $U = 15 \times I + 2,6$ (unités : volt et milliampère), avec un coefficient de corrélation (à toujours préciser) de 0,995. Le coefficient de corrélation est proche de l'unité, donc la modélisation affine offre un bon accord. On en déduit la force contre-électromotrice E' et la résistance interne r de l'électrolyseur :

$$E' = 2,6 \text{ V} \quad \text{et} \quad r = 15 \text{ k}\Omega$$

- n.** Le volume de dihydrogène dégagé (le premier tube à se vider) est de 16 mL, il s'agit du volume du tube, mesuré à l'éprouvette graduée. Dès que la première bulle de gaz s'échappe de la partie inférieure du tube totalement vidé d'eau, on arrête le chronomètre et on mesure une durée d'électrolyse de $\Delta t = 10,0$ min, la tension ayant été maintenue (en modifiant sans cesse le réglage) à $U = 6,00$ V et l'intensité à $I = 0,196$ A.

L'énergie reçue par l'électrolyseur vaut donc, sans omettre de convertir les minutes en secondes :

$$\begin{aligned} E_{\text{elec}} &= U \cdot I \cdot \Delta t \\ E_{\text{elec}} &= 6,00 \times 0,196 \times 10,0 \times 60 \\ E_{\text{elec}} &= 706 \text{ J} \end{aligned}$$

- o.** L'énergie utile produite par l'électrolyseur dans le même temps vaut :

$$\begin{aligned} E_{\text{chim}} &= E' \cdot I \cdot \Delta t \\ E_{\text{chim}} &= 2,65 \times 0,196 \times 10,0 \times 60 \\ E_{\text{chim}} &= 312 \text{ J} \end{aligned}$$

- p.** L'énergie perdue est la différence entre l'énergie reçue et l'énergie utile, conformément à la chaîne énergétique proposée à la question (**m**) :

$$\begin{aligned} E_{\text{jou}} &= E_{\text{elec}} - E_{\text{chim}} \\ E_{\text{jou}} &= 706 - 312 \\ E_{\text{jou}} &= 394 \text{ J} \end{aligned}$$

À partir de la résistance interne de l'électrolyseur, source du dégagement par effet Joule :

$$\begin{aligned} E_{\text{jou}} &= E_{\text{elec}} - E_{\text{chim}} \\ E_{\text{jou}} &= U \cdot I \cdot \Delta t - E' \cdot I \Delta t \\ E_{\text{jou}} &= (U - E') \cdot I \Delta t \\ E_{\text{jou}} &= r \cdot I \cdot \Delta t \end{aligned}$$

- q.** Le rendement est par définition le rapport de l'énergie utile sur l'énergie reçue. Donc :

$$\eta = \frac{E_{\text{chim}}}{E_{\text{elec}}} = \frac{E' \cdot I \cdot \Delta t}{U \cdot I \cdot \Delta t} = \frac{E'}{U}$$

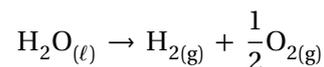
Application numérique :

$$\eta = \frac{312}{706} = 0,442 = 44,2 \%$$

- r.** $V = 16 \text{ mL} = 16 \times 10^{-3} \text{ L}$ pour le volume de gaz produit ; la quantité de dihydrogène $n(\text{H}_2)$ vaut donc :

$$n(\text{H}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{16 \times 10^{-3}}{24,0} = 6,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

La dissociation d'une mole d'eau donne une mole de dihydrogène :



Ainsi la quantité d'eau ayant été dissociée est $n(\text{H}_2\text{O}) = 6,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

- s.** L'énergie chimique théorique déployée vaut :

$$\begin{aligned} E_{\text{chim,th}} &= n(\text{H}_2\text{O}) \cdot \Delta H \\ E_{\text{chim,th}} &= 6,7 \times 10^{-4} \times 282 \times 10^3 \\ E_{\text{chim,th}} &= 189 \text{ J} \end{aligned}$$

On constate un bon accord avec les ordres de grandeur des énergies calculées précédemment.

- t.** Le plus simple est de recalculer l'énergie électrique consommée non pas en joule (J) mais en wattheure (Wh), ce qui s'effectue en laissant le temps Δt en heure (h) et non en seconde (s) :

$$\begin{aligned} E_{\text{elec}} &= U \cdot I \cdot \Delta t \\ E_{\text{elec}} &= 6,00 \times 0,196 \times 10,0/60 \\ E_{\text{elec}} &= 0,196 \text{ Wh} \end{aligned}$$

Ainsi, 16 mL de dihydrogène (ou $n(\text{H}_2) = 6,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$) ont coûté à produire :

$$\text{Coût} = 0,196 \times 10^{-3} \times 0,0812 = 1,59 \times 10^{-5} \text{ €}$$

Le coût par mole est donc de :

$$\text{Coût/mole} = \frac{1,59 \times 10^{-5}}{6,7 \times 10^{-4}} = 0,024 \text{ €/mol}$$

La masse molaire du dihydrogène vaut $M(\text{H}_2) = 2,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ donc le coût par kilogramme est de :

$$\text{Coût/kilogramme} = \frac{0,024}{2 \times 10^{-3}} = 12 \text{ €/kg}$$