

Oxydoréduction : piles ou accumulateurs – Exercices - Devoirs

Exercice 1 corrigé disponible

Les piles au lithium équipent de nombreux appareils électroniques, notamment les téléphones portables et appareils photographiques. Ce type de pile est constitué d'une borne positive en dioxyde de manganèse MnO_2 et d'une borne négative en lithium ; l'électrolyte est un sel de lithium en milieu acide. La masse de l'électrode de lithium est de 1,4 g. Les couples redox sont : $MnO_2(s) / MnO(OH)(s)$ et $Li^+(aq)/Li(s)$.

Données : masses molaires : $M(Li) \approx 7,0 \text{ g.mol}^{-1}$; Constante de Faraday : $F \approx 10^5 \text{ C.mol}^{-1}$. Nombre de secondes dans une année : environ $3,2 \times 10^7 \text{ s}$.

1. Quels sont les réactifs lorsque cette pile se décharge ? Préciser l'espèce chimique qui joue le rôle de l'oxydant.

2. Ecrire les demi-équations intervenant à chaque borne de la pile.

Préciser le nom des 2 bornes (anode ou cathode) selon la polarité des électrodes.

3. En déduire l'équation de la réaction globale de la pile.

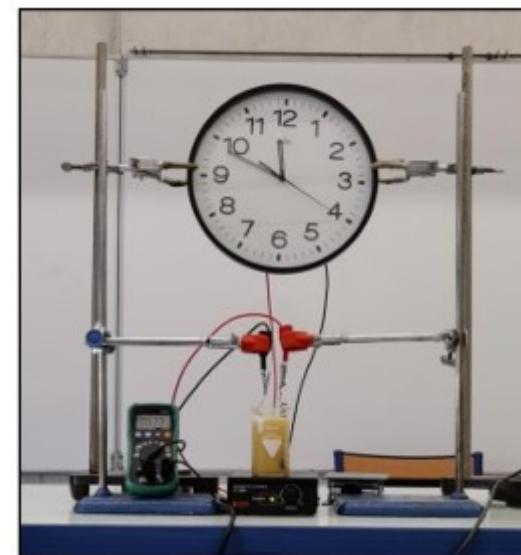
4. Déterminer la quantité de matière de $Li(s)$ disponible. En déduire le nombre de moles d'électrons que peut transférer la pile.

5. Déterminer la quantité d'électricité Q exprimée en C que la pile peut fournir.

6. Que signifie que la pile est usée ? Estimer l'autonomie (en années) de la pile connaissant l'intensité du courant débité : $I = 0,10 \text{ mA}$.

Exercice 2 corrigé disponible

Une horloge au jus d'orange Pour mettre en évidence le principe de fonctionnement d'une pile, il est possible d'alimenter une horloge grâce à une pile rudimentaire constituée d'une électrode de cuivre et d'une électrode en magnésium plongeant dans du jus d'orange.



En réalisant l'expérience les valeurs suivantes sont relevées :

Durée de fonctionnement maximale	Environ 21 h	
Tension	1,52 V	
Intensité du courant électrique	0,30 mA	
pH du jus d'orange au début et à la fin de l'expérience	Début : 3,9	Fin : 6,5
Volume du jus d'orange	140 mL	

Le but de cet exercice est de modéliser le fonctionnement de cette pile à l'aide d'un modèle mathématique en cohérence avec les résultats expérimentaux mesurés.

Lorsque cette pile rudimentaire est en fonctionnement, l'électrode en cuivre est le siège d'une transformation chimique modélisée par la demi-équation électronique suivante : $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$

L'électrode en magnésium est quant à elle le siège d'une transformation chimique modélisée par la demi-équation électronique :



1. Schématiser cette pile alimentant l'horloge (modélisée par un conducteur ohmique) en indiquant le sens de circulation des électrons et en identifiant clairement les deux électrodes. Repérer sur le schéma l'anode et la cathode de cette pile. Justifier.

2. A partir des deux demi-équations électroniques, écrire l'équation de la réaction qui modélise le fonctionnement de la pile.

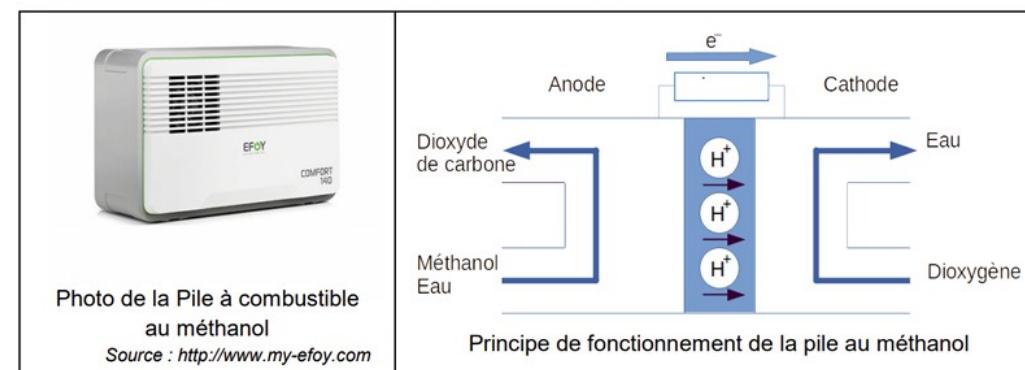
3. Utiliser l'équation de la réaction précédente pour expliquer qualitativement l'évolution du pH du jus d'orange lorsque la pile débite. On désire comparer la durée maximale de fonctionnement obtenue en utilisant la pile au jus d'orange et celle que l'on aurait avec une pile LR6 standard achetée en magasin.

4. Une pile LR6 a une quantité d'électricité stockée moyenne de 2 800 mAh. En admettant que la pile LR6 débite un courant d'intensité identique à celle de la pile à jus d'orange, calculer la durée maximale de fonctionnement de l'horloge alimentée par la pile LR6. En déduire le nombre de piles au jus d'orange nécessaires pour remplacer une pile du commerce.

Exercice 3 corrigé disponible

Une pile à combustible au méthanol est embarquée dans un camping-car. Elle a pour but d'en assurer l'autonomie en rechargeant une batterie auxiliaire. L'étude consiste à répondre à la question suivante : Combien de fois peut-on recharger cette batterie auxiliaire avec 1 L de méthanol alimentant la pile à combustible ?

Document 1 : présentation de la pile à combustible au méthanol



Document 2 : données utiles

Électrode	Couple Oxydant / Réducteur
1	$\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$
2	$\text{CO}_2(\text{g}) / \text{CH}_3\text{OH}(\text{aq})$

Masse volumique du méthanol : $\rho = 792 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$.

Formule chimique du méthanol : CH_3OH .

Masses molaires :

$M(\text{H}) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Capacité d'une pile ou une batterie : $Q = n(\text{e}^-) \times F$

où F est la constante de Faraday $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ et $n(\text{e}^-)$ est la quantité de matière d'électrons.

caractéristiques de la pile à combustible

Tension nominale de la pile $U_{\text{pile}} = 12 \text{ V}$

1. Nommer le type d'électrode où a lieu l'oxydation et celui où a lieu la réduction.
2. Indiquer **sur le document 1**
 - le sens du courant traversant la charge à l'extérieur de la pile ;
 - les pôles + et - de la pile.

- Établir que l'équation de fonctionnement de la pile à combustible est :

$$2 \text{CH}_3\text{OH}(\text{aq}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\ell)$$
- Vérifier que la masse molaire du méthanol CH_3OH est M est égale à $32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Calculer la quantité de matière n dans un litre de méthanol.
- Montrer, à l'aide de la demi-équation électronique à l'électrode 2 que la quantité de matière $n(e^-)$ d'électrons est 149 mol.
- Déterminer la capacité Q de la pile à combustible, en coulomb

Exercice 4 corrigé disponible

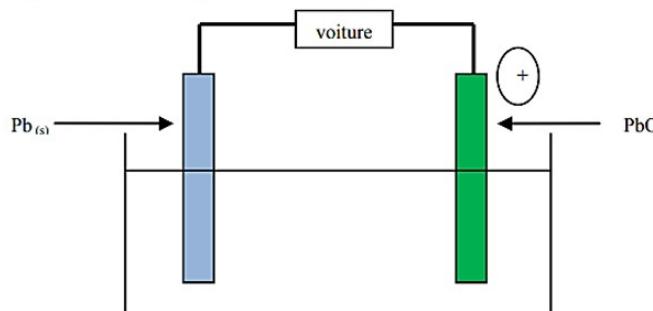
La batterie d'une voiture est un accumulateur au plomb, siège d'une transformation chimique, constitué de deux électrodes en plomb $\text{Pb}_{(\text{s})}$ dont l'une est recouverte de dioxyde de plomb solide $\text{PbO}_2^{(\text{s})}$. L'ensemble est immergé dans de l'acide sulfurique concentré : $2\text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$. Lorsque la voiture démarre, l'accumulateur fonctionne comme une pile.

On considère que les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont les suivants :

couple 1 : $\text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Pb}_{(\text{s})}$

couple 2 : $\text{PbO}_2^{(\text{s})} / \text{Pb}^{2+}_{(\text{aq})}$

- Donner le nom des porteurs de charges responsables du passage du courant :
 - à l'extérieur de la pile
 - à l'intérieur de la pile
- A partir de la polarité de la pile donnée sur le schéma, complétez-le en indiquant :
 - la borne négative de la pile
 - le sens du courant à l'extérieur de la pile
 - le sens du déplacement des porteurs de charges à l'extérieur de la pile
 - le sens du déplacement des porteurs de charges dans la solution.



- Ecrire l'équation d'oxydoréduction se produisant aux bornes de la pile

- La densité énergétique de ce type de batterie au plomb est d'environ $40 \text{ W}\cdot\text{h}\cdot\text{kg}^{-1}$.
 - Sachant qu'une batterie au plomb pèse environ 25 kg, déterminer la quantité d'énergie (en $\text{W}\cdot\text{h}$) stockée.
 - La capacité de la batterie est d'environ 80 A·h. Vérifier que la tension nominale de la batterie vaut 12,5 V.
 - Déterminer la durée de vie d'une batterie si un courant de 2,5 A circule dans le circuit (sans aucune recharge).
 - En déduire que la quantité de matière d'électrons n_e qui a circulé dans le circuit pendant la décharge vaut 3,0 mol. Données : $1 \text{ A}\cdot\text{h} = 3600 \text{ C}$; constante de Faraday : $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$.
 - En déduire la quantité de matière $n(\text{Pb})$ puis la masse de plomb $m(\text{Pb})$ qui ont été consommées pendant la décharge.
- Donnée : masse molaire du plomb : $M(\text{Pb}) = 207 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 5 corrigé disponible

- B.1** La batterie principale du sous-marin alimente le moteur de propulsion principal, les moteurs verticaux, latéraux et les auxiliaires de puissance tels que les stations d'huile et les projecteurs.

La batterie auxiliaire alimente les équipements et les instruments.

Enfin, une batterie de secours, située à l'intérieur de la sphère, alimente le téléphone sous-marin et les systèmes de sécurité.

Données :

La batterie principale ($U_1 = 220 \text{ V}$) possède une énergie $E_1 = 40,0 \text{ kW}\cdot\text{h}$.

- B.1.1** En vous appuyant sur une analyse dimensionnelle, calculer la capacité, Q_1 , de la batterie principale, en A·h.

- B.1.2** Après chaque plongée la batterie principale est rechargée avec un courant d'intensité $I_1 = 15,0 \text{ A}$. Calculer la durée de charge Δt nécessaire avant la préparation de la prochaine mission

B.1.3 Afin d'alimenter la sphère habitée, le submersible est également équipé d'onduleurs (entrée : 220 V DC / sortie : 115 V AC ; 60 Hz). Quelle est la fonction d'un onduleur ?

B.1.4 L'autonomie (travail sur le fond à 6 000 m) du *Nautilus* est de cinq heures. Supposons que le *Nautilus* reste à sa vitesse maximale $v_{\max} = 2,00 \text{ nœud}$ avec une force horizontale de propulsion $F = 300 \text{ daN}$. Donnée : 1 nœud = 1,85 \text{ km} \cdot \text{h}^{-1}.

Calculer la puissance mécanique $P_{\text{méca}} = F \times v$ fournie par le *Nautilus* lors de cette croisière.

Calculer l'énergie mécanique, $E_{\text{méca}}$ (en W.h), dépensée.

B.1.5 Calculer alors le pourcentage d'énergie restant dans la batterie principale pour la remontée en surface et assurer la sécurité de l'équipage.

B.2 Le *Nautilus* est équipé de batteries en technologie plomb – oxyde de plomb :

Les demi-équations aux électrodes d'une batterie au plomb sont :

À l'anode : $\text{Pb} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$.

À la cathode : $\text{PbO}_2 + 2\text{e}^- + 4\text{H}^+ = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.

B.2.1 Compléter le schéma du document réponse DR3 page 5 avec les trois termes suivants :

Oxyde de plomb (PbO_2) – Plomb (Pb) – Sens des électrons e^- .

B.2.2 Recopier sur votre copie la (les) bonne(s) affirmation(s) :

- La réaction à la cathode consomme des ions H^+ .
- La réaction à la cathode produit des ions H^+ .

B.3 D'autres types de batteries combinent d'autres couples que celui plomb – oxyde de plomb. Les plus usuelles utilisent les couples oxyde d'argent – zinc (submersible japonais) ou nickel – cadmium (submersible russe).

B.3.1 La batterie nickel – cadmium fait intervenir les couples oxydant / réducteur suivants : Ni^{2+}/Ni et Cd^{2+}/Cd . Le métal cadmium (Cd) est oxydé tandis que l'ion Ni^{2+} est réduit lorsque la batterie se décharge.

Écrire la demi-équation d'oxydation puis la demi-équation de réduction.

Écrire l'équation globale d'oxydoréduction.

B.3.2 Un autre submersible japonais *Shinkai 6 500* a, pour sa part, été équipé avec une batterie lithium – ion en 2004. À l'aide des documents D9 et D10 ci-dessous, justifier ce choix.

B.4 Le *Nautilus* est équipé d'un moteur lié à une hélice. Ce moteur électrique peut développer jusqu'à $P_u = 5,00 \text{ kW}$ de puissance mécanique. Un variateur de vitesse permet de régler la vitesse de rotation du moteur.

Compléter la chaîne de puissance du document réponse DR4 page 5 avec les valeurs, en kilowatt (kW), des cinq puissances manquantes lorsque le moteur fournit la puissance maximale.

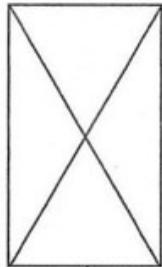
DOCUMENTS EN LIEN AVEC L'EXERCICE B

Document D9 :

Il n'est guère possible aujourd'hui de disposer d'un moyen de fabriquer de l'énergie sur un petit sous-marin. La taille exclut le nucléaire, l'immersion exclut le rejet de gaz de combustion. **Ce sera donc une alimentation par batteries. Mais le poids du kW.h stocké est élevé dans l'eau, et la flottabilité chère et encombrante.** Ce critère est très important. En effet, plus un équipement est lourd plus il faudra compenser à l'aide de matériaux (mousses) moins denses que l'eau.

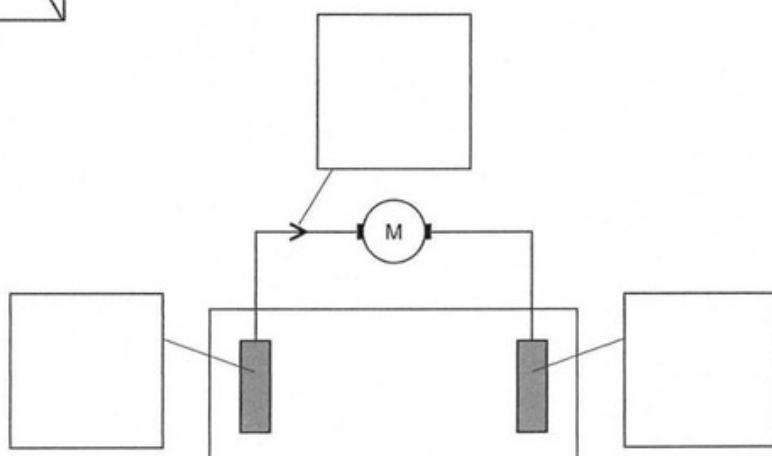
Document D10 : Comparatif de différentes technologies de batteries.

Type	Densité massique en W.h/kg	Densité volumique en W.h/L	Tension d'un élément	Durée de vie (nombre de recharges)	Auto-décharge par mois
Plomb	30-50	75-120	2 V	400-1200	5%
Ni-Cd	45-80	80-150	1,2 V	2000	> 20%
Li-ion	150-190	220-330	3,6 V	500-1000	10%
Oxyde d'argent-Zn	80-140	300-510	1,6 V	20-25	< 1%

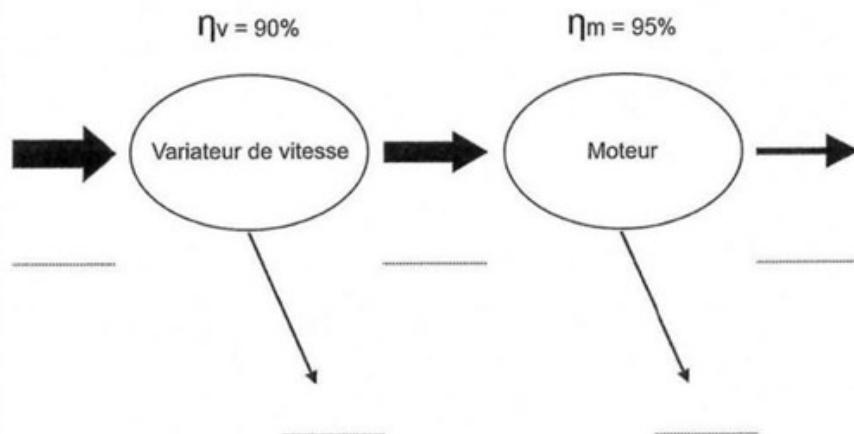


Annexe à numérotier et à remettre avec la copie à la fin de l'épreuve même non complétée
(placer à l'intérieur de la copie pour agrafeage)

DR3 (Question B.2.1) : Batterie au plomb



DR4 (Question B.4) : Bilan de puissances



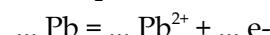
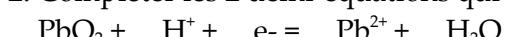
Exercice 6 corrigé disponible

Lors du démarrage d'une voiture, la batterie au plomb délivre au démarreur un courant $I = 300 \text{ A}$ pendant une durée $\Delta t = 2,00 \text{ s}$. La tension aux bornes de la batterie vaut $U = 12,0 \text{ V}$.

Données : Masses molaires : $M(\text{Pb}) = 207 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $1 \text{ A}\cdot\text{h} = 3600 \text{ C}$ Constante de Faraday : $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Calculer la quantité d'électricité Q (en C) consommée lors du démarrage.

2. Compléter les 2 demi-équations qui ont lieu :



3. Préciser, à côté, s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction et en déduire le nom de l'électrode où se déroule chacune des réactions (à écrire dans le cadre ci-dessus, à droite).

4. En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu au démarrage.

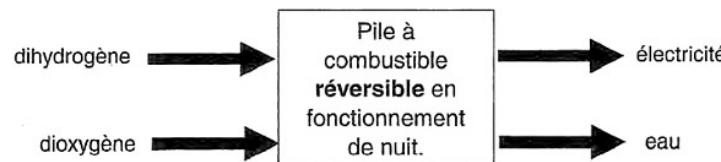
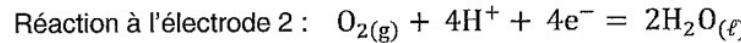
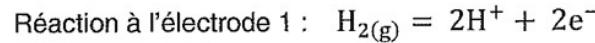
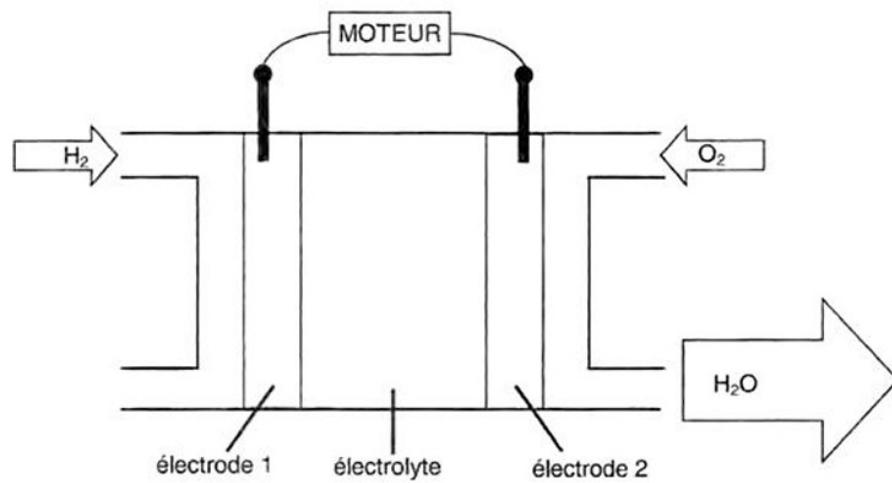
5. Montrer que la quantité de matière d'électrons qui a circulé pendant le démarrage vaut $n(\text{e}^-) = 6,22 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

6. En déduire la masse de PbO_2 consommée lors du démarrage.

7. Expliquer ce qu'il se passe lorsque la batterie se recharge.

Exercice 7 corrigé disponible

Le Stratobus, engin volant développé par l'entreprise Thalès, possède deux moteurs électriques à hélices alimentés par une pile à combustible qui lui permettront de maintenir sa position, même lorsqu'il est soumis à des vents soufflant jusqu'à 90 km/h. L'énergie électrique fournie par des panneaux solaires pourra être stockée grâce à une grosse pile à combustible réversible. Ainsi, le dirigeable devrait pouvoir opérer même la nuit, durant plusieurs mois. La pile à dihydrogène est une pile à combustible utilisant le dihydrogène et le dioxygène. Il s'agit d'une réaction d'oxydo-réduction contrôlée de dihydrogène et de dioxygène, avec production simultanée d'électricité, d'eau et d'énergie thermique.



1. Quelle électrode (1 ou 2) fournit les électrons au moteur ? Comment appelle-t-on cette électrode ?
2. Flécher sur le schéma ci-dessus le sens des électrons (notés e^-) et celui du courant I . Préciser les bornes + et - de la pile.
3. Indiquer sur le schéma ci-dessus le sens de circulation des protons H^+ dans l'électrolyte.
4. Donner les 2 couples d'oxydoréduction mis en jeu et écrire l'équation globale de la réaction qui régit la pile à dihydrogène lorsqu'elle débite du courant.

5. Quel intérêt environnemental possède la pile à combustible par rapport aux énergies fossiles ?

Données : 1 A.h = 3600 C ; F = 96500 C.

Supposons que la pile à dihydrogène débite un courant d'intensité $I = 100 A$ pendant 8,00 heures.

- 6.a. Calculer la quantité d'électricité Q (en coulomb C) libérée en 8,00 heures.
- 6.b. En déduire le nombre de moles n_e des électrons, ayant circulé dans le circuit, pendant 8,00 heures.

- 6.c. Calculer alors le nombre de moles $n(H_2)$ de dihydrogène consommées en justifiant à l'aide de l'équation à l'électrode 1.

La pile à dihydrogène est réversible, ce qui permettra de stocker de l'énergie sous forme de dihydrogène le jour pour pouvoir alimenter les moteurs la nuit.

- 7.a. Compléter le schéma ci-dessous avec les mots « dihydrogène », « dioxygène », « eau » et « électricité » correspondant au fonctionnement le jour, c'est-à-dire lorsque la pile réversible est alimentée par les panneaux photovoltaïques.



- 7.b. En fonctionnement de jour, la pile réversible fonctionne-t-elle en générateur ou en récepteur électrique ?

8. Le stockage du dihydrogène à l'état gazeux demande un grand volume. Sous quel état emmagasineriez-vous le dihydrogène pour gagner en volume ?