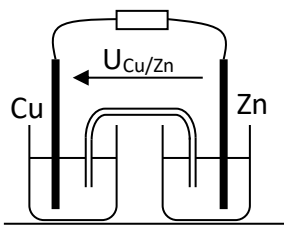
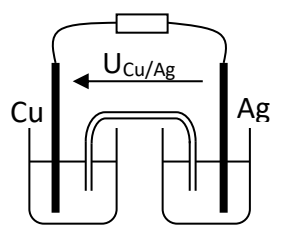
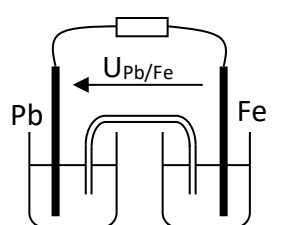
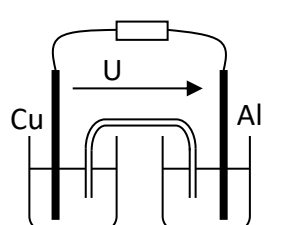
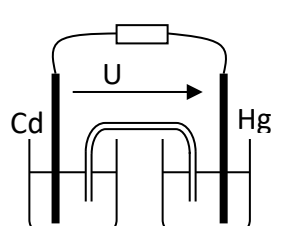


# Exercices piles

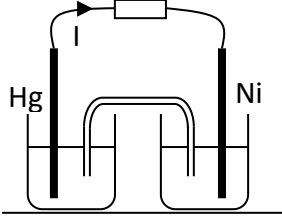
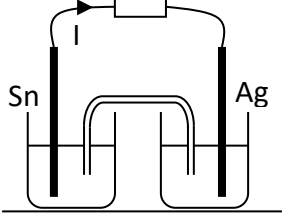
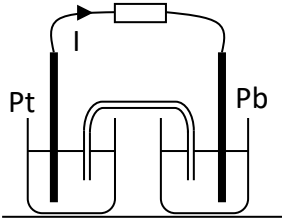
## I. Exercices « type » :

### A. Equation de la réaction de fonctionnement

- Pour chaque pile schématisée, à partir du signe de la tension indiquée, préciser :  
 Le signe de chaque électrode ; son nom ; le couple intervenant ; l'équation de la réaction dont la demi pile considérée est le siège  
 En déduire l'équation de la réaction de fonctionnement.  
 Donner la représentation de la pile  
 Préciser sur le schéma le signe des électrodes et le sens réel du courant.

$U_{\text{Cu/Zn}} > 0$ D'où $V_{\text{Cu}} > V_{\text{Zn}}$ Cu est le pôle + soit la cathode ; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : réduction : $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ Zn est le pôle - soit l'anode ; $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ : oxydation : $\text{Zn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^-$	
$U_{\text{Cu/Ag}} < 0$ D'où $V_{\text{Cu}} < V_{\text{Ag}}$ Ag est le pôle + soit la cathode ; $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ : réduction : $\text{Ag}^+_{\text{aq}} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}$ Cu est le pôle - soit l'anode ; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : oxydation : $\text{Cu}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^-$	
$U_{\text{Pb/Fe}} > 0$ D'où $V_{\text{Pb}} > V_{\text{Fe}}$ Pb est le pôle + soit la cathode ; $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$ : réduction : $\text{Pb}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}_{(\text{s})}$ Fe est le pôle - soit l'anode ; $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$ : oxydation : $\text{Fe}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^-$	
$U < 0$ $U = U_{\text{Al/Cu}} < 0$ D'où $V_{\text{Al}} < V_{\text{Cu}}$ Cu est le pôle + soit la cathode ; $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : réduction : $\text{Cu}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ Al est le pôle - soit l'anode ; $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$ : oxydation : $\text{Al}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{\text{aq}} + 3\text{e}^-$	
$U > 0$ $U = U_{\text{Hg/Cd}} > 0$ D'où $V_{\text{Hg}} > V_{\text{Cd}}$ Hg est le pôle + soit la cathode ; $\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$ : réduction : $\text{Hg}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_{(\text{s})}$ Cd est le pôle - soit l'anode ; $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$ : oxydation : $\text{Cd}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Cd}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^-$	

2. A partir des équations des réaction de fonctionnement des piles suivantes, déterminer :  
 les couples mis en jeu ; la transformation réalisée pour chaque couple ; le nom de l'électrode correspondante ; la polarité de la lame de chaque demi pile  
 Compléter le schéma en reportant sur la polarité de chaque électrode et préciser si le sens du courant I.

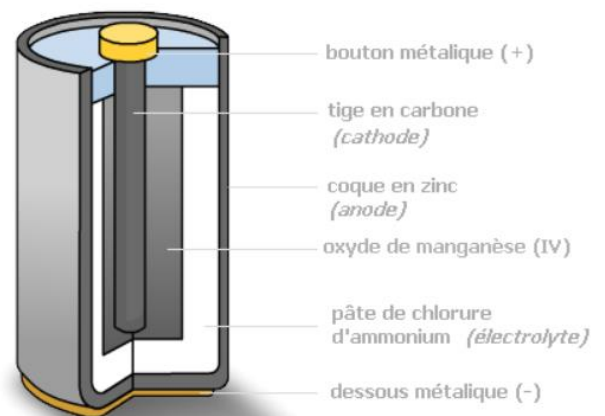
<p><math>\text{Hg}^{2+}_{\text{aq}} + \text{Ni}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Hg}_{(\text{s})} + \text{Ni}^{2+}_{\text{aq}}</math></p> <p><math>\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}</math> : réduction : <math>\text{Hg}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_{(\text{s})}</math> Hg est la cathode (pôle +)  <math>\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}</math> : oxydation : <math>\text{Ni}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Ni}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^-</math> Ni est l'anode (pôle -)</p> <p>Le courant circule de la cathode (+) à l'anode (-) à l'extérieur de la pile, donc de l'électrode de Hg vers l'électrode de Ni.      I est positif.</p>	
<p><math>2\text{Ag}^{+}_{\text{aq}} + \text{Sn}_{(\text{s})} \rightarrow 2\text{Ag}_{(\text{s})} + \text{Sn}^{2+}_{\text{aq}}</math></p> <p><math>\text{Ag}^{+}/\text{Ag}</math> : réduction : <math>\text{Ag}^{+}_{\text{aq}} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}_{(\text{s})}</math> Ag est la cathode (pôle +)  <math>\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}</math> : oxydation : <math>\text{Sn}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Sn}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^-</math> Sn est l'anode (pôle -)</p> <p>Le courant circule de l'électrode d'argent vers l'électrode d'étain à l'extérieur du générateur.      I est négatif.</p>	
<p><math>2\text{Fe}^{3+}_{\text{aq}} + \text{Pb}_{(\text{s})} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+}_{\text{aq}} + \text{Pb}^{2+}_{\text{aq}}</math></p> <p>Rq : on utilise une électrode platine dans la demi pile faisant intervenir l'élément fer pour assurer le transfert des électrons entre le circuit et la solution.</p> <p><math>\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}</math> : Réduction : <math>\text{Fe}^{3+}_{\text{aq}} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{\text{aq}}</math>      Pt (électrode de la demi pile au fer) est la cathode (pôle +)</p> <p><math>\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}</math> : Oxydation : <math>\text{Pb}_{(\text{s})} \rightarrow \text{Pb}^{2+}_{\text{aq}} + 2\text{e}^-</math> P est l'anode (pôle -)</p> <p>Le courant circule de l'électrode de platine vers l'électrode de plomb à l'extérieur du générateur.      I est positif.</p>	

## II. Pile Leclanché : la pile zinc-carbone

Une pile Leclanché est un type de pile électrique fonctionnant par oxydoréduction entre le zinc (Zn) et le dioxyde de manganèse ( $\text{MnO}_2$ ).

Également appelée pile saline ou pile sèche, son principe est à l'origine des piles cylindriques ou bâton. Ce sont des piles peu coûteuses, adaptées aux utilisations intermittentes ne nécessitant pas une forte intensité : télécommande, réveil, sonnerie, poste de radio...

Les couples mis en jeu étant  $\text{MnO}_{2(\text{s})}/\text{MnO}(\text{OH})_{(\text{s})}$  et  $\text{ZnO}_{(\text{s})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$ .

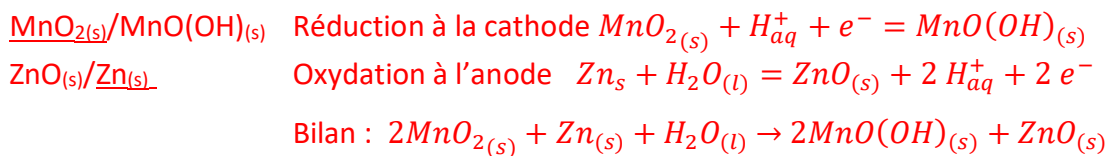


Identifier quel est l'oxydant et quel est le réducteur.

En déduire les  $\frac{1}{2}$  équations des réactions qui ont lieu à chaque électrode et confirmer la polarité des deux électrodes indiquées sur le schéma.

Donner l'équation de fonctionnement de la pile. Quel est le rôle de  $\text{NH}_4\text{Cl}$

Zn est le réducteur ;  $\text{MnO}_2$  est l'oxydant

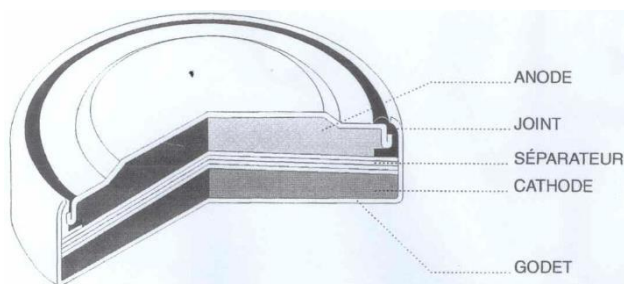


### III. Piles au lithium



Les piles au lithium sont utilisées dans les appareils électroniques, les appareils photos portables de consommation courante, et très répandues dans l'industrie.

En fonction de leur conception et des matériaux utilisés, leur tension délivrée varie de 1,5 à 3,6 V, soit plus du double de celle délivrée par les piles salines.

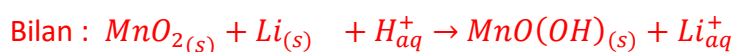


Les espèces chimiques les plus couramment utilisées sont le métal lithium (Li) et le dioxyde de manganèse ( $\text{MnO}_2$ ).

Les couples mis en jeu lors du fonctionnement de la pile sont :



Etablir les équations aux électrodes de la pile Lithium-Manganèse.



Le métal lithium utilisé dans la pile constitue-t-il l'anode ou la cathode de la pile ?

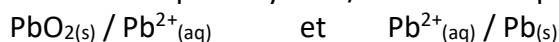
Le lithium constitue l'anode (pôle -) de la pile.

### IV. Accumulateur au plomb : alimentation électrique d'une voiture

La batterie de démarrage d'une automobile est constituée par l'association, en série, de plusieurs éléments d'accumulateurs au plomb.

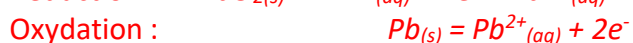
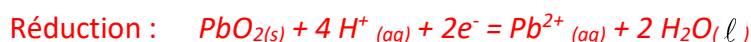
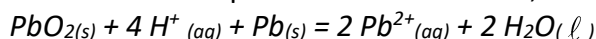
Un élément d'accumulateur comprend deux électrodes : l'une est en plomb métal  $\text{Pb}_{(s)}$ , l'autre est recouverte de dioxyde de plomb  $\text{PbO}_{2(s)}$ . Elles sont immergées dans une solution aqueuse d'acide sulfurique.

Les deux couples oxydant / réducteur impliqués dans le fonctionnement de cet accumulateur sont :



Lors de la décharge  $\text{PbO}_2$  et  $\text{Pb}$  réagissent spontanément l'un avec l'autre.

En écrivant les équations aux électrodes, montrer que l'équation de la réaction s'écrit alors :



Identifier l'électrode négative de ce générateur.

Demi pile faisant intervenir le couple  $PbO_{2(s)} / Pb^{2+}_{(aq)}$  : siège d'une réduction ; il s'y trouve la cathode (+)  
Demi pile faisant intervenir le couple  $Pb^{2+}_{(aq)} / Pb_{(s)}$  : siège d'une oxydation ; il s'y trouve l'anode (-)  
Le métal plomb est donc l'électrode négative de l'accumulateur.

## V. Pile à combustible :

### Document 1 :

Le principe des piles à combustible a été découvert par l'électrochimiste William Grove en 1839, mais leur utilisation réelle ne date que des années 1960, à l'occasion des programmes spatiaux de la NASA.

Le principe d'une pile à hydrogène est séduisant : fabriquer de l'électricité à partir d'une simple réaction chimique entre le dihydrogène gazeux hautement comprimé et le dioxygène. Cette réaction produit aussi de l'eau et de l'énergie thermique. La pile peut être ensuite directement connectée à un moteur électrique. Plusieurs constructeurs s'efforcent de développer des piles à combustible alimentées par de l'hydrogène pour mettre au point les "véhicules du futur".

L'élément hydrogène pourrait bien représenter une alternative énergétique dans le secteur des transports, l'un de ceux qui, dans le monde, émet le plus de gaz à effet de serre. La combustion du dihydrogène génère une forte quantité d'énergie et n'émet pas de  $CO_2$ . A titre de comparaison, la combustion d'un kilogramme de dihydrogène libère trois fois plus d'énergie que celle d'un kilogramme d'essence.

### Document 2 : Origine du dihydrogène produit actuellement

L'hydrogène est l'élément chimique le plus abondant dans l'Univers. Le dihydrogène n'est pas disponible à l'état naturel sur Terre. L'atome d'hydrogène H est toujours associé à d'autres éléments : à du carbone dans les gaz naturels comme le méthane ( $CH_4$ ) ou encore à de l'oxygène dans l'eau. Pour obtenir du dihydrogène, il convient donc de le séparer des éléments chimiques auxquels il est lié.

- Production à partir des énergies fossiles : Aujourd'hui, 95 % du dihydrogène est produit à partir des combustibles fossiles par reformage : cette réaction chimique casse les molécules d'hydrocarbures (par exemple du gaz naturel constitué essentiellement de méthane  $CH_4$ ) sous l'action de la chaleur pour en libérer le dihydrogène. Mais la production de dihydrogène par reformage a l'inconvénient de rejeter du dioxyde de carbone dans l'atmosphère.
- Production par électrolyse : l'électrolyse permet de décomposer chimiquement l'eau en dioxygène et dihydrogène sous l'action d'un courant électrique : Cette solution est la plus intéressante en termes d'émission de gaz à effet de serre, à condition toutefois d'opérer cette dissociation à partir de sources d'énergie elles-mêmes non émettrices de dioxyde de carbone. Production directe à partir de la biomasse  
Cette solution est attrayante car la quantité de dioxyde de carbone émise au cours de la conversion de la biomasse en dihydrogène est à peu près équivalente à celle provenant de la photosynthèse.

Source : d'après <http://www.cea.fr>

1. Principe de fonctionnement de la pile :

Le principe de fonctionnement est simple : la cellule de réaction est composée de deux électrodes séparées par un électrolyte (exemple : l'acide phosphorique  $H_3PO_4$ ). Elle est alimentée en dihydrogène et en dioxygène en continu.

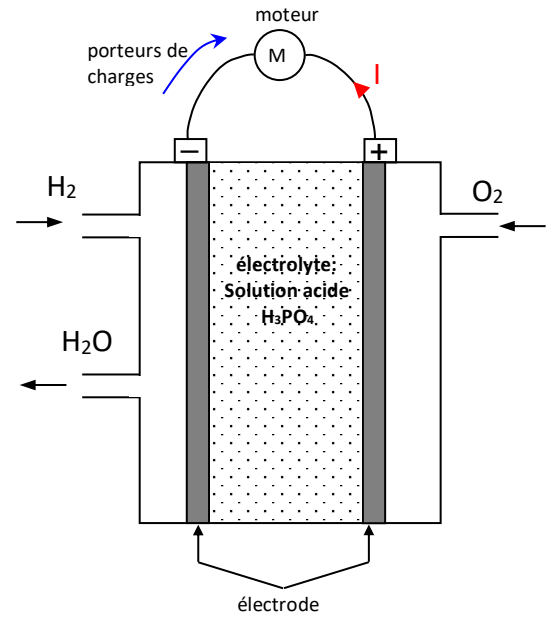
Le fonctionnement de la pile repose sur une réaction d'oxydoréduction au niveau des électrodes.

Les couples d'oxydoréduction mis en jeu dans la réaction sont :



a. Légèrer le schéma de la pile en indiquant le sens conventionnel de circulation du courant électrique  $I$  et le sens de circulation des porteurs de charges, à l'extérieur de la pile (en ajoutant des flèches bien orientées).

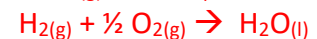
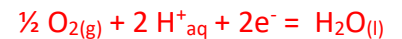
b. Écrire les demi-équations électroniques pour chaque couple mis en jeu, quand la pile débite. En déduire l'équation de la réaction modélisant la transformation ayant lieu dans la cellule de réaction.



A l'anode : Oxydation du réducteur présent parmi les réactifs :

A la cathode : Réduction de l'oxydant présent dans les réactifs :

Equation de la réaction bilan :



c. Parmi les espèces chimiques présentes dans les couples, laquelle constitue le combustible ?

$H_2$  est le combustible qui « brûle » dans le dioxygène, par analogie avec tous les combustibles (charbon, gaz, pétrole...) qui brûlent dans le dioxygène.

2. L'énergie libérée par la combustion de 9 litres d'essence permet de parcourir environ 100 km avec une voiture à moteur à essence à explosion.

En utilisant les informations du document d'introduction, déterminer la masse de dihydrogène nécessaire pour fournir la même énergie avec une voiture à moteur à pile à combustible à hydrogène.

Donnée : Masse volumique de l'essence :  $0,7 \text{ kg.L}^{-1}$

Calcul de la masse d'essence nécessaire à un parcours de 100km :

$$m = \rho \cdot V \quad \text{A.N.} \quad m = 0,7 \times 9 = 4,2 \text{ kg}$$

Calcul de la masse de dihydrogène nécessaire au même parcours :

D'après le document 1, « la combustion d'1 kg de dihydrogène libère trois fois plus d'énergie que la combustion d'1 kg d'essence » ; il faut donc :  $\frac{4,2}{3} = 1,4 \text{ kg}$  de dihydrogène.

3. Les voitures utilisant les piles à combustible sont considérées comme des véhicules hybrides. Elles utilisent en effet le dihydrogène de leur pile à combustible comme source d'énergie chimique pour alimenter une batterie et un moteur électrique. Peut-on pour autant les classer dans la catégorie « des véhicules propres » ? Pour cela, avancer deux arguments en leur faveur et un autre en leur défaveur.

Problème : Les voitures à hybrides dont les moteurs électriques sont alimentés par des piles à combustible sont-elles « propres » ?

Arguments favorable	Arguments défavorable
<ul style="list-style-type: none"> <li>➔ Ne produisent pas de CO<sub>2</sub> lors de leur fonctionnement</li> <li>➔ Ne produisent que de l'eau lors de leur fonctionnement</li> <li>➔ A masse égale de combustible, sont trois 3 plus efficaces avec un moteur électrique</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>➔ La production de dihydrogène à partir d'énergies fossiles génère beaucoup de CO<sub>2</sub></li> <li>➔ La production de dihydrogène par électrolyse nécessite une production importante d'énergie par des centrales électriques. Ces centrales génèrent :               <ul style="list-style-type: none"> <li>- Du CO<sub>2</sub> si elles utilisent des combustibles fossiles pour produire de l'électricité</li> <li>- Des déchets radioactifs si elles utilisent l'énergie nucléaire pour produire de l'électricité</li> </ul> </li> </ul>

Les véhicules hybrides dotés de piles à combustibles ne sont donc pas des véhicules entièrement « propres ».