





## Étude des piles

## Activité 1 : Les différents types de piles

## Document 1 : Caractéristiques des piles et évolutions technologiques

On trouve sur le marché actuellement essentiellement trois types de piles : les piles bâtons, les piles rectangulaires et les piles boutons.

(L)R03	AAA	RC03	Cylindre, Longueur 44,5 mm, Diamètre 10,5 mm, Masse 11,5 g, Capacité 1250 mAh,		1,5 V
(L)R06	AA	RC06	Cylindre, Longueur 50 mm, Diamètre 14,2 mm, Masse 23 g, Intensité maximale 1 A, Capacité 2850 mAh		1,5 V
3(L)R12	1203		Prisme dont la base est un rectangle aux coins arrondis, 67 mm × 62 mm × 22 mm		4,5 V
CR1025	5033LC		Diamètre : 10 mm ; épaisseur : 2,5 mm ; masse : 0,7 g ; Intensité maximale : 0,2 mA Capacité : 30 mAh		3,0 V

Leurs usages sont différents, les piles bâtons sont destinées aux applications nécessitant des intensités appréciables (quelques dizaines de  $mA$  ou plus), mais intermittentes comme par exemple dans l'éclairage portable. À l'inverse, les piles boutons sont destinées à produire des courants très faibles, mais pendant la plus longue durée possible, comme par exemple dans une montre.

Document 2 : Force électromotrice ( $fem$ )

La force électromotrice ( $fem$ ) notée  $U_0$  ou tension à vide d'une pile est la tension (différence de potentiel) entre le pôle positif et le pôle négatif de la pile, en circuit ouvert, c'est-à-dire pour une intensité de courant nulle :  $I = 0 A$ .

## Document 3 : Capacité d'une pile

C'est la quantité maximale  $Q_{max}$  d'électricité que peut fournir une pile. Elle est donnée par la relation :

$$Q_{max} = I \times \Delta t$$

$Q_{max}$  : capacité de la pile en coulomb ( $C$ )

$I$  : Intensité du courant fourni ( $A$ )

$\Delta t$  : Durée totale de fonctionnement de la pile ( $s$ )

Généralement, la capacité de la pile est exprimée en ampère-heure ( $A.h$ ). 1 A.h correspond à la quantité d'électricité transportée par un courant d'intensité 1 A, pendant une durée de 1h.

## Document 4 : Énergie maximale disponible dans une pile

Une pile de  $fem$   $U_0$  emmagasine une énergie maximale :

$$W_{max} = U_0 \times I \times \Delta t = U_0 \times Q_{max} \quad \text{avec } Q_{max}, \text{ capacité de la pile (C).}$$

1. *Quelle est la fem d'une pile « bâton » AAA ? Celle de la pile rectangulaire LR12 ?*
2. *Que vaut 1 A.h en coulomb C ? (Sachant que 1 C correspond à 1 A.s)*
3. *Que vaut la capacité d'une pile AA en A.h ? en C ?*
4. *Si la pile AA débite un courant de 50 mA, pendant quelle durée maximale pourrait-elle fonctionner ?*
5. *Quelle est l'énergie maximale fournie par la pile bouton CR1025 ?*

## Étude des piles

## Activité 2 : Rappels sur l'oxydoréduction

## 1. Couple redox

## ► Oxydant et réducteur

Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **capter un ou plusieurs électrons  $e^-$** .

Un **réducteur** est une espèce chimique capable de **céder un ou plusieurs électrons  $e^-$** .

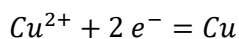
Une **oxydation** est une réaction de **perte d'électron**. Elle forme l'oxydant : *Ox*.

Une **réduction** est une réaction de **gain d'électron**. Elle forme le réducteur : *Red*.

Exemple :

Un ion cuivre  $Cu^{2+}$  peut gagner 2 électrons pour former un atome de cuivre  $Cu$ .

Voici l'équation correspondante :



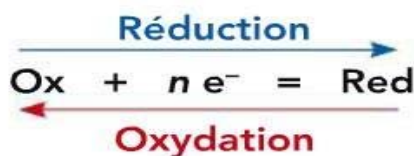
Ici, l'ion cuivre  $Cu^{2+}$  est l'oxydant, et l'atome de cuivre  $Cu$  est le réducteur.

## ► Couple oxydant-réducteur, demi-équation électronique

Un couple oxydant-réducteur ou couple *Red/Ox*, est un couple d'espèces chimiques dont le premier est l'oxydant du second, et le second le réducteur du premier.

On associe un couple *Red/Ox* à une demi-équation électronique tel que :

*Ox/Red* :



## Fiche technique : Établir une demi-équation d'oxydoréduction

- I. On identifie l'oxydant et le réducteur et on les écrit de chaque côté du signe =.
- II. On ajuste les nombres stœchiométriques de manière à assurer la conservation des éléments chimiques communs autres que *O* et *H*
- III. On assure la conservation de l'élément chimique oxygène *O* en ajoutant des molécules d'eau  $H_2O_{(l)}$  du côté où il manque des atomes d'oxygène.
- IV. On assure la conservation de l'élément chimique hydrogène *H* en ajoutant des ions  $H^+_{(aq)}$  du côté où il manque des atomes d'hydrogène.
- V. On assure la conservation de la charge électrique en ajoutant des électrons  $e^-$  du côté de l'oxydant.

1. Écrire les demi-équations d'oxydoréduction des couples : (Entourer les oxydants dans la demi-équations)

$Cu^{2+}/Cu$  :

$Fe^{3+}/Fe$  :

$H^+/H_2$  :

$Cl_2/Cl^-$  :

$I_2/I^-$  :

$H_2O/HO^-$  :

$Mn^{2+}/MnO_4^-$  :

$Fe^{3+}/Fe^{2+}$  :

$Zn^{2+}/Zn$  :

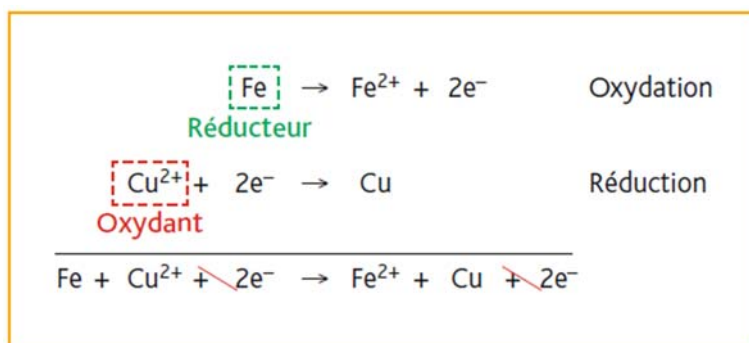
## 2. Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples redox.

C'est une réaction de transfert d'électron entre deux réactifs, l'un oxydant et l'autre réducteur.

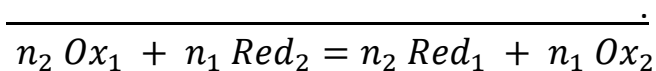
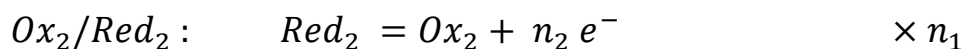
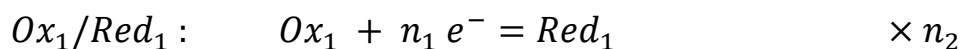
Exemple :

Réaction d'oxydoréduction entre le fer et les ions cuivres.



### Méthode : Écrire une réaction d'oxydoréduction

- I. On détermine les deux couples Redox en jeu
- II. On trouve les réactifs d'après l'énoncé.
- III. On écrit les demi-équations des deux couples mis en jeu l'une en dessous de l'autre en plaçant **les réactifs à gauche du =**
- IV. On combine les deux demi-équations pour égaliser le nombre d'électrons cédés et captés.
- V. On additionne les deux demi-équations et on remplace les = par une  $\rightarrow$



2. Écrire les deux demi-équations d'oxydoréduction correspondants aux couples : (Entourer l'oxydant)

$Cu^{2+}/Cu$  :

$Cl_2/Cl^-$  :

3. Sachant qu'on fait réagir le dichlore avec les ions cuivre II, écrire la réaction d'oxydoréduction correspondante. (Souligner les réactifs)

4. Écrire les deux demi-équations d'oxydoréduction correspondants aux couples : (Entourer l'oxydant)  
 $Cu^{2+}/Cu$  :  
 $Fe^{3+}/Fe$  :
5. Sachant qu'on fait réagir le Fer solide avec les ions cuivre II, écrire la réaction d'oxydoréduction correspondante. (Souligner les réactifs)
6. On fait réagir du cuivre  $Cu$  solide avec les ions zinc  $Zn^{2+}$  , écrire la réaction d'oxydoréduction correspondante. (Entourer les oxydants, souligner les réactifs)  
Données : couples d'oxydoréduction :  $Cu^{2+}/Cu$  et  $Zn^{2+}/Zn$  :
7. On fait réagir du cuivre  $Cu$  solide avec les ions manganèse  $Mn^{2+}$  , écrire la réaction d'oxydoréduction correspondante. (Entourer les oxydants, souligner les réactifs)  
Données : couples d'oxydoréduction :  $Cu^{2+}/Cu$  et  $Mn^{2+}/MnO_4^-$  :

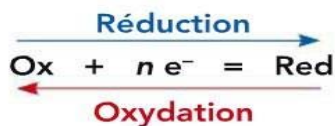
# Étude des piles

## Activité 3 : Principe de fonctionnement d'une pile

Une pile est constituée de deux conducteurs appelés électrodes, mis au contact d'une solution ionique appelée électrolyte.

Exemple de la pile Daniell : Pile  $\text{Zn(s)} / \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) // \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu(s)}$

[http://www.ostralo.net/3\\_animations/swf/pile.swf](http://www.ostralo.net/3_animations/swf/pile.swf)



La pile Daniell est constituée de deux demi-piles. Chaque demi-pile est constituée par un couple oxydant réducteur.

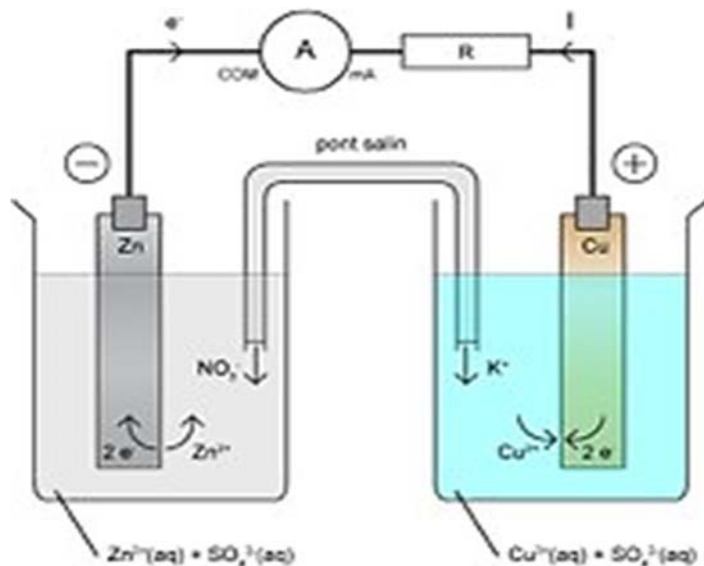
Les électrons vont dans le sens inverse du courant.

Le courant va du + vers le -.

Donc les électrons vont du - vers le +.

Le pôle - duquel partent les électrons s'appelle l'anode.

Le pôle + auquel arrivent les électrons s'appelle la cathode.



	Demi-pile : $\text{Zn(s)}/\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$	Demi-pile : $\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
Indiquer les ions et les atomes présents dans chaque demi-pile		
Indiquer le couple oxydant réducteur de chaque demi-pile		
Indiquer la demi-équation d'oxydoréduction qui se produit dans chaque demi-pile		
Indiquer quelle demi-pile est la cathode et laquelle est l'anode		
Indiquer si les électrons passent de l'électrode à l'électrolyte ou l'inverse		
Indiquer dans quelle demi-pile se déroule l'oxydation. Idem pour la réduction		
Par quoi sont relié les deux demi-pile ?		
Dans quel sens se déplacent les électrons dans le circuit		
Quel type d'entités peut se déplacer dans la pile Daniell et dans quel type de matière conductrice ?		
Écrire l'équation d'oxydoréduction qui a lieu dans la pile :		

Lorsque l'interrupteur est ouvert, le voltmètre indique une tension positive  $U = 1,1 \text{ V}$ .

La fem de la pile vaut donc  $E = \dots\dots\dots$

Cela signifie que le pôle positif de la pile est .....

Le pôle négatif de la pile est .....

Le courant se déplace de la borne ..... vers la borne .....

Les électrons circulent donc de l'électrode de ..... vers l'électrode de .....

Il y a donc libération d'électrons à l'électrode de ..... selon une réaction .....

d'équation :

.....

À l'électrode de ..... arrivent des électrons : il y a donc une réaction de .....

d'équation :

.....

La réaction globale de fonctionnement de la pile est donc :

.....

L'oxydant de cette pile est donc ..... et le réducteur est .....

À l'intérieur de la pile, les porteurs de charges sont les ..... Les ions positifs ou cations se déplacent dans les sens ..... alors que les ions négatifs ou anions se déplacent dans le sens .....

.....

### **Relation entre la capacité d'une pile et les quantités de matières formées ou consommées.**

Dans la pile Daniell précédente, les concentrations des solutions étaient identiques et valaient  $c = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ . On a placé  $V = 50,0 \text{ mL}$  de solution dans chaque bécher. Les masses de plaques de cuivre et de zinc étaient respectivement de  $m(\text{Cu}) = 35,8 \text{ g}$  et  $m(\text{Zn}) = 28,5 \text{ g}$ .

On donne :  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $M(\text{Zn}) = 65,3 \text{ g.mol}^{-1}$ .

- Écrire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile Daniell.

- Déterminer les quantités (en mol) initiales des réactifs.

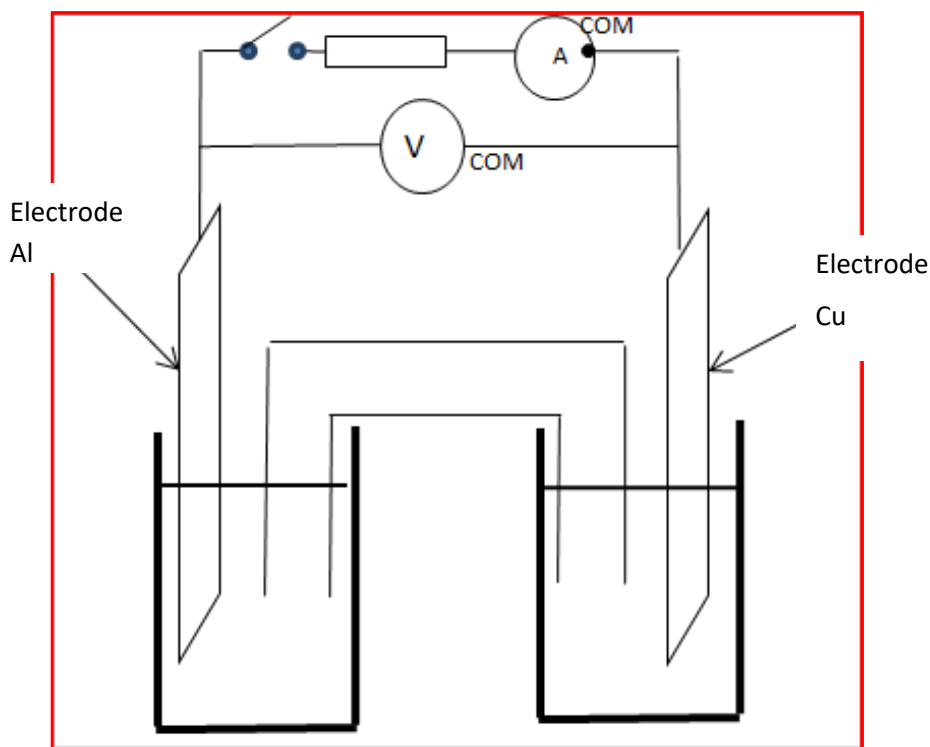
- Déterminer le réactif limitant et la quantité de matière qui va réagir.

- Combien d'électrons sont échangés dans cette réaction ?
- En déduire la quantité (en mol) d'électrons échangés lors de l'utilisation totale de cette pile.
- En déduire la capacité  $Q_{MAX}$  de la pile en Coulomb, connaissant la valeur du Faraday (charge d'une mole d'électrons) :  $F = 96\,500\text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Exprimer cette capacité en A.h.



Exercice :

Autre exemple de pile : la pile cuivre aluminium : Pile  $\text{Al(s)} / \text{Al}^{3+}(\text{aq}) // \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu (s)}$



Compléter le schéma :

- I
- $e^-$
- polarité électrodes
- réactions électrodes
- mouvement des ions

Écrire les couples constituant la pile :

Écrire les demi-équations des couples constituant la pile :

Lorsque l'interrupteur est fermé, l'ampèremètre indique une intensité négative.

L'intensité du courant est positive si l'intensité sort par la borne COM

Le courant se déplace donc de l'électrode ..... vers l'électrode .....

Cela signifie que le pôle positif de la pile est .....

Le pôle négatif de la pile est .....

Les électrons circulent donc de l'électrode de ..... vers l'électrode de .....

Il y a donc libération d'électrons à l'électrode de ..... selon une réaction ..... d'équation :

À l'électrode de ..... arrivent des électrons : il y a donc une réaction de ..... d'équation :

La réaction globale de fonctionnement de la pile est donc :

L'oxydant de cette pile est donc ..... et le réducteur est .....

À l'intérieur de la pile, les porteurs de charges sont les ..... Les ions positifs ou cations se déplacent dans le sens du ..... alors que les ions négatifs ou anions se déplacent dans le sens des .....

## Étude des piles

## Activité 4 : Principe de l'accumulateur

## Document 1 : Différence entre une pile et un accumulateur



## Document 2 : Quelques accumulateurs

Les batteries d'accumulateurs au plomb sont utilisées dans les véhicules pour le démarrage, la traction.

**Les accumulateurs Ni-Cd** (nickel-cadmium)

On les trouve dans les batteries industrielles (trains, aviation, éclairage de secours...) et les accumulateurs rechargeables grand public (téléphones portables, couteaux électriques, perceuses sans fil, caméras...).

**Les accumulateurs Ni-MH** (nickel-métal hydrure)




Ils ont les mêmes usages que les accumulateurs Ni-Cd mais avec une capacité de charge plus importante et ils durent deux fois plus longtemps que les meilleures piles alcalines.

**Les accumulateurs lithium-ion**

– Accumulateurs Li-CoO<sub>2</sub> (lithium-dioxyde de cobalt) et LiMn<sub>2</sub>O<sub>4</sub> (lithium-oxyde de manganèse), utilisés principalement dans les téléphones mobiles, ordinateurs portables, lecteurs mp3...

**En cas de surcharge ou de court-circuit, ils peuvent brûler et facilement exploser ; ils sont donc dangereux pour l'utilisation avec une grande capacité.**

– Accumulateurs Li-FePO<sub>4</sub> (lithium-phosphate de fer), dont les constituants sont peu onéreux et moins polluants et bien adaptés aux véhicules électriques car ininflammables.

Type d'accumulateur	f.e.m. (V)	Énergie massique (Wh/kg)	Énergie volumique (Wh/dm <sup>3</sup> )	Avantages	Inconvénients
Plomb : Pb/H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> /PbO <sub>2</sub> 	2,1	30–40	70–100	Grande capacité volumique. Fort courant de décharge.	Très lourd. Électrolyte liquide (acide)
Ni-Cd : Cd/KOH/NiOOH 	1,2	40–60	120–160	Robustes Possibilité de charge rapide. Fort courant de décharge. Faible autodécharge	Problème d'effet mémoire*. Pollution au cadmium
Ni-MH : MH/NiOOH 	1,2	50–80	150–200	Grande capacité. Pas d'effet mémoire.	Charge plus délicate. Courant de décharge plus limité
Li-ion	3,6	100–200	200–400	La plus grande capacité Meilleure gestion du niveau de charge	Coût élevé. Chargeur spécifique

a. Quel accumulateur utilise-t-on pour le démarrage des voitures à moteur thermique ?

b. Quel accumulateur utilise-t-on pour la batterie d'un téléphone portable ?

c. Quel accumulateur utilise-t-on pour une perceuse

.....

d. Quel accumulateur utilise-t-on pour la batterie d'une voiture électrique ?

.....

### Document 3 : Les accumulateurs ou « piles rechargeables »

Un accumulateur est une pile que l'on peut recharger en régénérant les réactifs : pour cela on « force » la réaction inverse de la réaction de fonctionnement de la pile en apportant de l'énergie électrique à l'aide d'un générateur. Cette opération se nomme **électrolyse**.

[http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy\\_chi/Menu/Activites\\_pedagogiques/livre\\_interactif\\_chimie/32\\_piles\\_electrolyses/electrolyse.swf](http://www.spc.ac-aix-marseille.fr/phy_chi/Menu/Activites_pedagogiques/livre_interactif_chimie/32_piles_electrolyses/electrolyse.swf)

### Document 4 : Exemple d'accumulateur : l'accumulateur au plomb

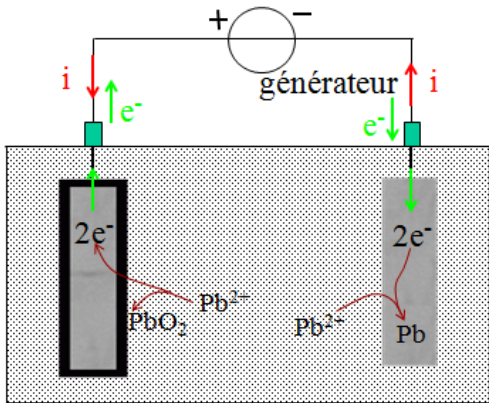
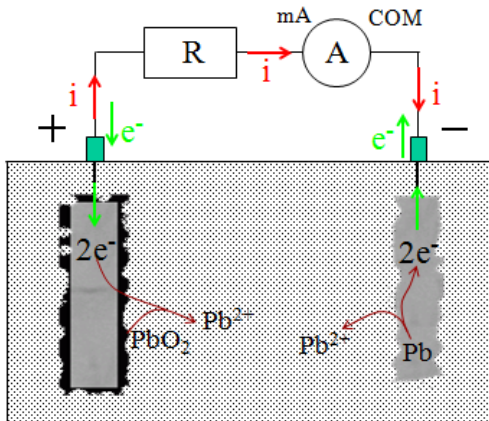
L'accumulateur au plomb a été inventé en 1859 par le français [Gaston Planté](#). Il a été en effet le premier à avoir mis au point la première batterie rechargeable. À l'origine, les accumulateurs étaient situés dans des cuves en verre. Par la suite, on a systématisé l'emploi des cuves en plastique. De nos jours, les batteries sans entretien se généralisent : cosses traitées anti-sulfatage, plaques au plomb-calcium, supprimant le besoin de refaire le niveau de liquide, et donc permettant le scellement.

Les batteries constituent aujourd'hui la principale utilisation du [plomb](#). Cette technique simple et robuste est également très compétitive et reste à ce jour la principale technique pour les batteries de démarrage des véhicules. Ainsi, en 2010, les batteries au plomb représentaient plus de 99 % en tonnage des batteries utilisées dans l'automobile.

Les couples Oxydant/ Réducteur mis en jeu sont :  $PbO_2(s)/Pb^{2+}(aq)$  et  $Pb^{2+}(aq)/Pb(s)$

1. Écrire les demi-équations pour chacun des couples :

2. Écrire les deux réactions d'oxydoréduction possibles (fonction pile + fonction électrolyse)

<u>Charge de l'accumulateur</u>	<u>Décharge de l'accumulateur</u>
La réaction est forcée par le générateur qui impose la circulation des électrons : Electrolyse	La réaction est spontanée : la circulation des électrons est créée par les réactions d'oxydoréduction spontanées aux électrodes.
	
À l'électrode reliée au pôle – du générateur arrivent des électrons. Il se produit donc une réaction de ..... La réaction qui se produit au pôle ..... est : .....	À l'anode se produit une réaction d'..... : ..... Des électrons sont libérés : cette électrode constitue donc le pôle ..... de la pile.
À l'électrode reliée au pôle + du générateur, des électrons sont fabriqués. Il se produit donc une réaction d'..... La réaction qui se produit au pôle ..... est : .....	À la cathode arrivent des électrons et il se produit une réaction de ..... : ..... Cette électrode constitue le pôle ..... de la pile
Lors de la charge de l'accumulateur, il y a transformation d'énergie ..... en énergie .....	Lors de la décharge de l'accumulateur, il y a transformation d'énergie ..... en énergie .....

### Conditions d'utilisation des accumulateurs.

#### Décharge de la batterie d'accumulateurs.

Une batterie d'accumulateurs est un ensemble d'accumulateurs associés en série. Le constructeur indique des valeurs maximales des caractéristiques pour une batterie neuve et chargée à 100 %. Ces valeurs varient sensiblement en fonction de l'état de charge, elles se dégradent au cours du temps et selon l'usage de la batterie.

Tension nominale E :  
f.e.m. d'un accumulateur ×  
nombre d'éléments  
12 V ≈ 2,1 V × 6

Courant de décharge  
maximal (fourni pendant  
quelques instants,  
souvent 30 s), ou courant  
de crête en ampère (CCA).



Capacité électrique :  
 $C = I \cdot t = 70 \text{ Ah}$   
Capacité énergétique :  
 $W = E \cdot C = 12 \times 70 = 840 \text{ Wh}$

## Étude des piles

## Travaux pratiques 1 : Oxydoréduction

Qu'est-ce qu'une réaction d'oxydoréduction ?

Réaction d'oxydoréduction

On donne les résultats de quelques tests d'identification d'ions.

ion testé	ion testeur	solution contenant l'ion testeur	résultat observé si le test est positif
$\text{Cu}^{2+}$	$\text{HO}^-$	hydroxyde de sodium	précipité bleu
$\text{Fe}^{2+}$	$\text{HO}^-$	hydroxyde de sodium	précipité vert

**Expérience 1 : Cuivre solide et ions argent  $\text{Cu}(s) + \text{Ag}^+(aq)$** 

- Plonger un fil de cuivre dans une solution de nitrate d'argent,

Observation :

Schémas :



Conclusion : Quels sont les produits de la réaction ?

- Écrire l'équation de la réaction :

- Cocher les bonnes réponses

Au cours de la transformation chimique,

chaque ion argent $\text{Ag}^+$ a :			et l'atome de cuivre $\text{Cu}$ a :		
<input type="checkbox"/> gagné	<input type="checkbox"/> 1	<input type="checkbox"/> proton	<input type="checkbox"/> gagné	<input type="checkbox"/> 1	<input type="checkbox"/> proton
<input type="checkbox"/> perdu	<input type="checkbox"/> 2	<input type="checkbox"/> neutron	<input type="checkbox"/> perdu	<input type="checkbox"/> 2	<input type="checkbox"/> neutron
	<input type="checkbox"/> 3	<input type="checkbox"/> électron		<input type="checkbox"/> 3	<input type="checkbox"/> électron

- Écrire les demi-équations d'oxydoréduction intervenant dans cette réaction :

|

**Expérience 2 : Réaction entre l'élément fer ( $\text{Fe}$  solide ou  $\text{Fe}^{2+}$ ) et l'élément cuivre ( $\text{Cu}$  solide ou  $\text{Cu}^{2+}$ )**On dispose d'un clou en fer  $\text{Fe}$  d'une plaque de cuivre  $\text{Cu}$ , d'une solution contenant des ions  $\text{Cu}^{2+}$  (sulfate de cuivre) et une solution contenant des ions  $\text{Fe}^{2+}$  (sulfate de fer II)

- Quelle expérience a des effets visibles ? (Faire un schéma)
- Quels sont les produits de la réaction ?

- Cocher les bonnes réponses

Au cours de la transformation chimique,

l'ion ..... a :			et l'atome de ..... a :		
<input type="checkbox"/> gagné	<input type="checkbox"/> 1	<input type="checkbox"/> proton	<input type="checkbox"/> gagné	<input type="checkbox"/> 1	<input type="checkbox"/> proton
<input type="checkbox"/> perdu	<input type="checkbox"/> 2	<input type="checkbox"/> neutron	<input type="checkbox"/> perdu	<input type="checkbox"/> 2	<input type="checkbox"/> neutron
	<input type="checkbox"/> 3	<input type="checkbox"/> électron		<input type="checkbox"/> 3	<input type="checkbox"/> électron

- Définir les 2 couples oxydant/réducteur intervenant dans cette réaction :
- Écrire les demi-équations d'oxydoréduction intervenant dans cette réaction :
- Écrire l'équation de la réaction.

### Définitions

Dans l'expérience 1,  $Ag^+$  se transforme en ..... en captant un .....

→  $Ag^+$  est un oxydant.

**Définition : Un oxydant est** .....

Citer un autre oxydant rencontré au cours des expériences précédentes : .....

Dans l'expérience 2,  $Fe$  se transforme en  $Fe^{2+}$  en ..... 2 .....

→  $Fe$  est un réducteur.

**Définition : Un réducteur est** .....

Citer un autre réducteur rencontré au cours des expériences précédentes : .....

Le couple  $Cu^{2+}/Cu$  est un couple ..... car il est formé de deux entités chimiques qui se transforment l'une en l'autre par transfert de 1 ou plusieurs .....

On représente ce transfert par la demi-équation :



$Cu^{2+}$  est la forme ..... du couple ;  $Cu$  est la forme ..... du couple.

De manière plus générale, pour un couple oxydant/réducteur (on note toujours l'oxydant en premier), la demi-équation s'écrit :



La forme oxydante et la forme réductrice d'un même couple sont dites .....

- Donner les 2 autres couples mis en jeu dans les expériences (1) et (2).

- Écrire les demi-équations associées aux 2 couples :

$Ag^+/Ag$  :

$Fe^{3+}/Fe^{2+}$  :

## Étude des piles

## Travaux pratiques 2 : Pile Daniell

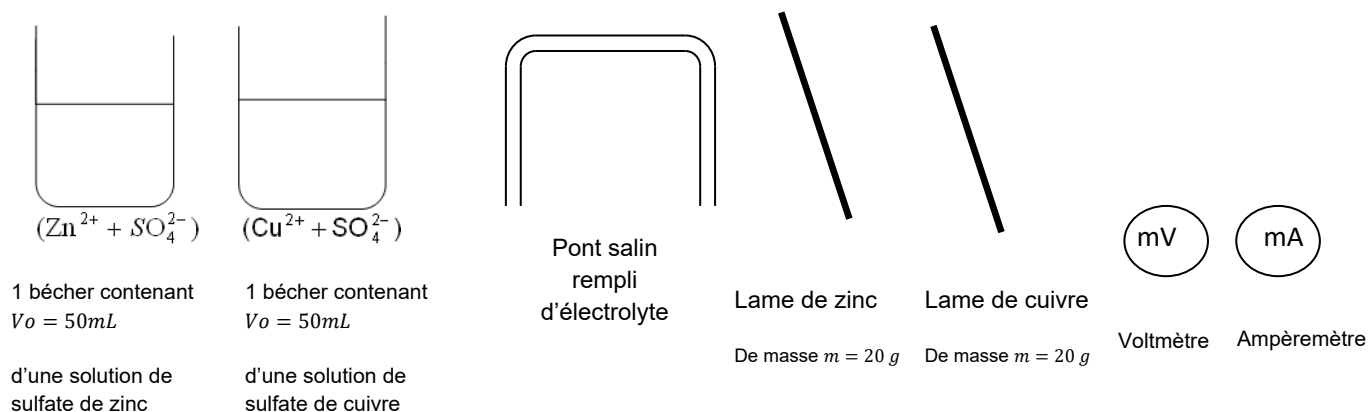
## Fabrication d'une pile

En vous aidant des documents et du matériel mis à votre disposition :

- Construisez une pile,
- Complétez la fiche utilisateur, document à fournir avec votre pile.

Matériel :

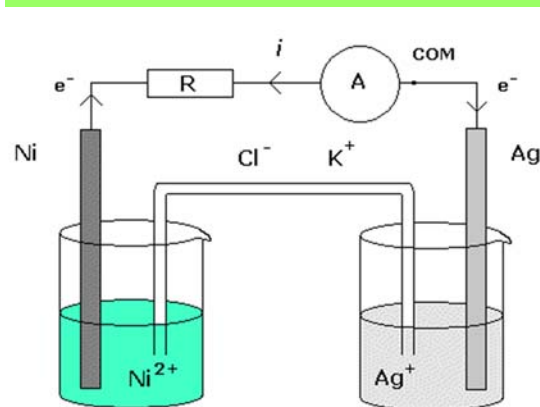
Sur la paillasse vous disposez de :



- câbles électriques,
- un conducteur ohmique de résistance de  $100 \Omega$ ,
- une balance électronique,

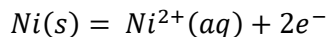
Remarque : Les solutions aqueuses ont la même concentration  $C_0 = 0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

## Document 1 : Exemple de pile

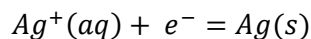


Le courant circule du pôle + au pôle - de la pile et les électrons, du pôle - au pôle +.

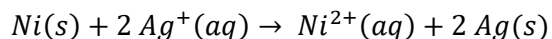
Au pôle -, des électrons sont libérés. Il se produit donc une réaction d'oxydation, ici :



Au pôle + arrivent des électrons. Il se produit donc une réaction de réduction, ici :



La réaction de fonctionnement de la pile est donc :



Le pont salin assure le transport des charges électriques à l'intérieur de la pile, les cations (ions positifs) se déplacent dans le sens du courant alors que les anions (ions négatifs) se déplacent dans le sens des électrons.



### Document 2 : Définition d'une force électromotrice (fem)

C'est la tension à vide de la pile, c'est-à-dire la différence de potentiel existant entre ses 2 bornes en circuit ouvert. Elle représente la capacité de la pile à mettre les électrons en mouvement.

On mesure la fem avec un voltmètre, lorsque la borne V de celui-ci est reliée au pôle + de la pile et la borne COM au pôle -, sa valeur est positive.

Exemple : la fem d'une pile ronde type AA ou AAA vaut 1,5V, celle d'une pile plate vaut 4,5V.

### Document 3 : Capacité de la pile ou quantité d'électricité disponible dans la pile

$Q_{max}$  est reliée directement à la durée de vie d'une pile : plus  $Q_{max}$  est élevée, plus la durée de vie de la pile en question sera grande. Mais attention, cette durée de vie dépend aussi de l'intensité du courant délivrée par la pile.

Pour déterminer  $Q_{max}$  :

- Établir la réaction de fonctionnement de la pile et noter le nombre  $N$  d'électrons échangés.
- Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.
- La réaction va s'arrêter lorsque l'un des réactifs disparaît (ce réactif est appelé réactif limitant). Quel est le réactif limitant dans cette pile ?
- Déterminer la quantité (en mol) d'électrons échangés notée  $n_e$ .
- Une mole d'électron porte une charge appelée le Faraday :  $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Déterminer  $Q_{max}$  la capacité en charge de la pile considérée, exprimée en Coulomb (équivalent à  $A \cdot s$ )

Si une pile débite pendant un temps  $\Delta t$  avant d'être utilisée, alors elle a délivré une quantité d'électricité correspondant à :

$$Q_{max} = I \times \Delta t$$

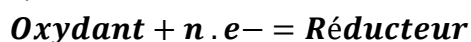
### Document 4 : Rappels

On appelle couple d'oxydoréduction, une espèce chimique qui échange un ou plusieurs électrons :

Exemples :  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$  ;  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$  (Oxydant / Réducteur).

**Un oxydant** est une espèce chimique qui capte des électrons et **un réducteur** est une espèce qui cède des électrons.

On peut écrire une demi-équation par couple, de la forme :



**Réaction d'oxydoréduction :**

Une réaction d'oxydoréduction correspond à deux réactions simultanées : une oxydation et une réduction.

**Une oxydation** correspond à une perte d'électron. Le réducteur est oxydé et transformé en son oxydant associé.

**Une réduction** correspond à un gain d'électron. L'oxydant est réduit et transformé en son réducteur associé.

La réaction d'oxydoréduction est donc un transfert d'électrons du réducteur d'un couple à l'oxydant de l'autre couple. Les électrons n'apparaissent pas dans l'équation :

### Données :

Couples redox :	$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s})$	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn}(\text{s})$
Masses molaires :	$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$M(\text{Zn}) = 65,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$



## Documentation type d'une pile cuivre/zinc : Fiche utilisateur

Schéma de la pile qui ne débite pas (en circuit ouvert) :

<b>Force électromotrice (Volt) :</b>	<b>Pôle positif :</b>	<b>Pôle négatif :</b>

Schéma de la pile qui débite (en circuit fermé):

<b>Pôle positif :</b>	<b>Pôle négatif :</b>	<b>Intensité <math>I</math> du courant (A) :</b>

Équation de la demi-réaction à l'électrode de cuivre :	Équation de la demi-réaction à l'électrode de zinc :	Équation de la réaction :
Oxydant mis en jeu dans la pile :	Réducteur mis en jeu dans la pile :	Capacité de la pile ou quantité d'électricité disponible dans la pile ..... C ..... À h

1. Réécrire l'équation de fonctionnement de la pile.

2. Déterminer les quantités de matière des réactifs.

3. Déterminer le réactif limitant et la quantité de matière qui va réagir.

- En déduire la quantité de matière d'électrons notée  $n_{e-}$  maximale qui circule dans le circuit avant qu'elle soit usée.
- Quelle est la capacité de la pile ? (Rappel :  $1F = 96500 C$ )
- Mesurer l'intensité  $I$  qui circule dans le circuit, en déduire la durée de fonctionnement de votre pile.
- En utilisant 2 piles déjà fabriquées, construire une pile de fem environ égale à  $2 V$ . Faire le schéma de cette pile.

## Étude des piles

## Travaux pratiques 3 : Pile à combustible / Pile à Hydrogène

## Document 1 : Les véhicules propres

Un véhicule propre est un véhicule produisant peu ou pas d'émissions polluantes. Mais le caractère polluant d'un véhicule se mesure également tout au long de son cycle de vie – de sa construction à sa destruction et son recyclage. La notion de véhicule propre ne signifie donc pas totalement non polluant. Le concept de véhicule décarboné est aujourd'hui utilisé pour désigner un véhicule dont le niveau d'émissions de CO<sub>2</sub> a été notablement réduit (en France, moins de 60g/km).

Un véhicule électrique fonctionne uniquement à l'aide d'un moteur électrique utilisant pour seule source d'énergie l'électricité accumulée dans des batteries. Ses batteries se rechargent, via un câble et une prise de courant, sur le réseau électrique ou sur des installations autonomes, dans les lieux privés (domicile, travail) ou sur les lieux publics (parkings en ouvrage ou en voirie, stations-service, centres commerciaux, etc.). En cas de freinage ou de décélération, comme pour les véhicules hybrides (rechargeables ou non), l'énergie cinétique du véhicule peut être convertie en électricité, ensuite récupérée par les batteries pour être stockée. Ce système permet aussi d'éviter le problème de surchauffe du système de freinage mécanique conventionnel en cas de freinage de longue durée.

Un véhicule à pile à combustible est un véhicule électrique alimenté en électricité, en tout ou partie, par une pile à combustible. Cette pile fonctionne sur la base de l'oxydation sur une électrode d'un combustible réducteur (par exemple le dihydrogène), couplée à la réduction sur l'autre électrode d'un oxydant (par exemple le dioxygène de l'air). Afin d'accélérer la réaction, le catalyseur de la membrane séparant les électrodes est en général du platine, polluant et coûteux, auquel on cherche des alternatives (polysulfones, nanosphères). Une autre difficulté réside dans la synthèse et l'approvisionnement en dihydrogène, qui doit ensuite être comprimé dans des bouteilles à gaz (350 à 700 bars), liquéfié ou combiné chimiquement.



Voiture à pile à combustible



Voiture électrique

D'après <http://www.developpement-durable.gouv.fr/>

## Document 2 : Définition d'accumulateur

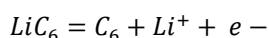
Un accumulateur électrique est un appareil permettant de stocker l'énergie électrique et par la suite de la restituer. On parle également de piles rechargeables ou de batteries.

Il existe plusieurs technologies de stockage de l'énergie électrique : batteries ou accumulateurs au Plomb, au Nickel-cadmium, au Nickel-métal hydrure, au Nickel-zinc, au Lithium, les piles alcalines.

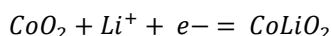
## Document 3 : Accumulateur Li-Ion

Comme son nom l'indique, le stockage d'une batterie lithium-ion est basé sur l'échange réversible d'ions lithium entre une électrode positive, le plus souvent en dioxyde de cobalt ou de manganèse, et d'une électrode négative en graphite (formé d'atomes de carbone C<sub>6</sub>). Entre les deux électrodes, les ions circulent dans un électrolyte - un solvant organique comme le carbonate d'éthylène, le carbonate de propylène ou le tétrahydrofurane).

Lorsqu'un accumulateur lithium-ion débite un courant, l'électrode de graphite est le lieu de la réaction d'équation :



À l'autre électrode a lieu la réaction d'équation :



La tension de fonctionnement de ces accumulateurs est de l'ordre de  $U = 3,7 \text{ V}$ . Leur temps de recharge a été considérablement diminué, mais reste malgré tout encore environ de trois heures.

#### Document 4 : Avantages et Inconvénients d'un accumulateur Li-ion

Ce dispositif présente certains risques en cas de fuite, de surchauffe ou de formation d'une structure cristalline de lithium entre les électrodes. Différents systèmes électromécaniques équipent ce type de batterie pour éviter ces événements.

Les avantages de la batterie lithium-ion sont sa très forte densité énergétique (énergie par unité de volume) et son importante énergie massique (énergie par unité de masse). En outre, ce type de batterie n'est pas affecté par l'effet-mémoire et son autodécharge est réduite.

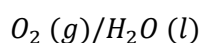
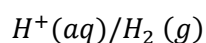
Ces caractéristiques font de cette batterie l'une des meilleures solutions actuelles pour alimenter en électricité les appareils nomades (appareil photo, téléphone mobile) ou les véhicules (voiture hybride, voiture électrique).

#### Document 5 : Principe de la pile à hydrogène

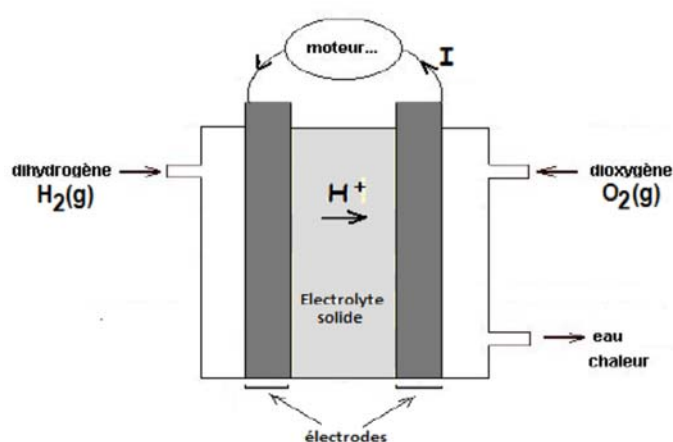
Fonctionnement de la pile à hydrogène ou pile à combustible :

La pile à hydrogène est une pile à combustible utilisant un combustible le dihydrogène et un comburant le dioxygène. Il s'agit d'une combustion électrochimique, avec production simultanée d'électricité, d'eau et de chaleur. Pour mettre en œuvre cette réaction, on dispose de deux électrodes l'anode et la cathode séparées par un électrolyte (milieu bloquant le passage des électrons, mais laissant circuler les ions).

Couples oxydant/réducteur mis en jeu :



*Schéma simplifié pile à hydrogène*



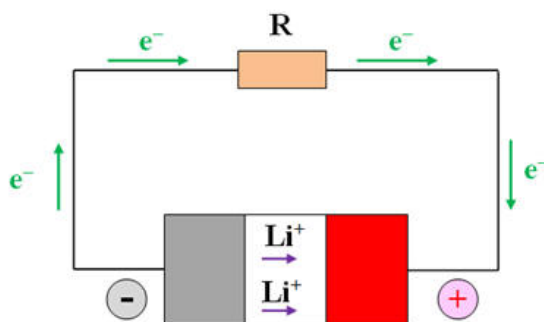
**Question 1 :** Quelle conversion d'énergie se produit dans une pile à combustible ou un accumulateur au lithium Li-ion?

**Question 2 :** Le lithium est-il oxydé ou réduit à l'électrode de graphite ?

**Question 3 :** Cette électrode constitue-t-elle le pôle positif de l'accumulateur ? Justifier la réponse.

**Question 4 :** Écrire l'équation bilan de la réaction de fonctionnement en générateur de l'accumulateur.

Le fonctionnement en générateur de l'accumulateur est schématisé ci-dessous :



L'accumulateur possède une quantité d'électricité  $Q = 4,32 \text{ kC}$ .

**Question 5 :** Quels sont les porteurs de charge responsables du passage du courant dans les différentes parties du circuit ?

**Question 6 :** Quel est le réactif qui limite la durée de fonctionnement de l'accumulateur en générateur ?

**Question 7 :** Après avoir donné les expressions littérales, déterminer la valeur de l'intensité du courant nécessaire à cette recharge, si elle s'effectuait pendant une durée  $\Delta t = 20 \text{ s}$ .

**Question 8 :** Les valeurs d'intensité de courant usuellement utilisées au laboratoire permettraient-elles une durée de recharge aussi courte ?

**Question 9 :** Lorsque l'accumulateur est déchargé, on le recharge en le reliant à un générateur électrique. La réaction traduisant la charge est l'inverse de celle qui se produit lors de la décharge .

a- Quel doit être alors le sens des électrons dans le circuit extérieur à l'accumulateur ?

b- Pour cela, à quelle électrode doit-on relier la borne positive du générateur électrique ?

c- Quel est la transformation d'énergie qui a lieu dans l'accumulateur lors de la charge ?

**Question 10** : Quelle est la polarité des électrodes de la pile à hydrogène ?

**Question 11** : Dédurre du sens de déplacement des électrons la nature des réactions aux électrodes.

**Question 12** : Donner les deux demi-réactions qui se produisent dans la pile à hydrogène.

**Question 13** : Donner alors l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile à hydrogène.

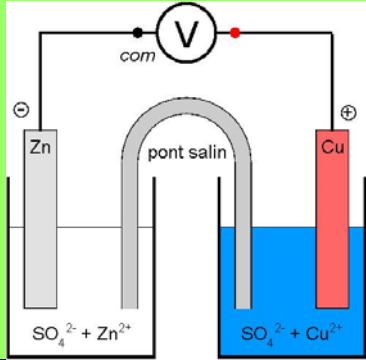
**Question 14** : Des essais montrent qu'une voiture munie d'un moteur électrique alimenté par une pile à hydrogène consomme  $2,5\text{ kg}$  de dihydrogène pour parcourir  $500\text{ km}$  en  $6\text{ h }40\text{ min}$ .

- a- Calculer la quantité de matière de dihydrogène consommée pendant la durée du trajet.
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- b- En déduire la quantité d'électrons (*en mol*) qui circule dans le circuit extérieur (on pourra s'aider d'un tableau d'avancement).
  
  
  
  
  
  
  
  
  
- c- Calculer la quantité d'électricité totale débitée par la pile, puis l'intensité du courant, supposée constante pendant la durée du trajet.

**Question 15** : Quels sont les inconvénients de chacun de ces générateurs ?

## Exercices

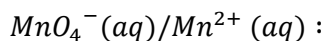
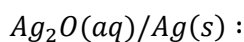
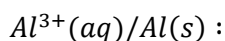
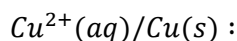
## Exercice 1 : QCM

	A	B	C
La capacité électrique $Q$ d'une pile ou d'un accumulateur s'exprime en :	Ampère heure ( $Ah$ )	Watt heure ( $Wh$ )	Coulomb ( $C$ )
La capacité électrique $Q$ d'une pile ou d'un accumulateur est égale à :	$U \times t$	$I \times t$	$U \times I \times t$
Une batterie d'accumulateur de $12\text{ V}$ et de capacité $50\text{ Ah}$ peut fournir un courant d'intensité :	$2\text{ A}$ pendant $25\text{ h}$	$50\text{ A}$ pendant $1\text{ h}$	$12\text{ A}$ pendant $50\text{ h}$
Une pile ou un accumulateur fait circuler un courant électrique lorsque les électrodes :	Présentent une structure dissymétrique	Ont une structure symétrique	Sont identiques
Les piles et les accumulateurs sont le siège de réactions :	De précipitation	Acide-base	D'oxydoréduction
Dans une pile ou un accumulateur, le passage d'électrons d'une électrode à une autre se fait :	Par l'électrolyte	Par le pont salin	Par le circuit extérieur reliant les deux électrodes
Dans la pile ci-dessous, le courant : 	Sort de l'électrode de cuivre	Traverse la pile de l'électrode de zinc vers celle de cuivre	Rentre par l'électrode de cuivre
Dans la pile précédente, les ions zinc :	Captent les électrons	Se forment au niveau de l'électrode de zinc	Se déplacent dans la solution

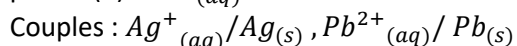


## Exercice 2 : Réactions d'oxydoréduction

1. Écrire les demi-équations d'oxydoréductions des couples suivants :



Les ions argents  $Ag^+_{(aq)}$  réagissent avec le plomb  $Pb_{(s)}$  pour donner un dépôt d'argent métallique  $Ag_{(s)}$  et des ions plomb (II)  $Pb^{2+}_{(aq)}$ .



2. Écrire l'équation de la réaction :

## Exercice 3 : Pile Daniell

Dans le cas d'une pile Daniell, les concentrations des solutions ioniques sont identiques et valaient toutes  $c = 0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . On a placé  $V = 50,0 \text{ mL}$  de solution dans chaque bécher. Les masses de plaques de cuivre et de zinc étaient respectivement de  $m(Cu) = 35,8 \text{ g}$  et  $m(Zn) = 28,5 \text{ g}$ .

On donne  $M(Cu) = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  et  $M(Zn) = 65,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

1. Compléter le tableau d'avancement ci-dessous avec l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile Daniell.

État initial (mol)				
État intermédiaire (mol)				
État final (mol)				

- Combien d'électrons sont échangés dans cette réaction ?
- Déterminer les quantités (en mol) initiales de toutes les espèces chimiques en présence.
- Déterminer le réactif limitant et la valeur de l'avancement maximal.
- En déduire la quantité (en mol) d'électrons échangés.
- En déduire la capacité  $Q_{max}$  de la pile en Coulomb, connaissant la valeur du Faraday (charge d'une mole d'électrons) :  $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$
- Exprimer cette capacité en  $A \cdot h$ .
- La fem de la pile est de  $E = 1,1 \text{ V}$ . Calculer l'énergie de la pile.
- La pile fonctionne  $30 \text{ min}$ . Calculer l'intensité de la pile.



#### Exercice 4 : Pile Zinc / Argent

On réalise une pile zinc-argent contenant les couples oxydoréducteurs  $Zn^{2+}_{(aq)}/Zn_{(s)}$  et  $Ag^{+}_{(aq)}/Ag_{(s)}$ .

Les demi-piles contiennent 100 mL de solutions électrolytiques, de concentrations en ions métalliques identiques et égales à  $0,20 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . La partie immergée de l'électrode de zinc pèse, dans

l'état initial,  $m(Zn)_i = 2,0 \text{ g}$ .

Lors du fonctionnement de la pile, il se forme un dépôt d'argent sur l'électrode d'argent et la masse de l'électrode de zinc diminue.

1. Schématiser la pile zinc-argent.
2. Écrire les réactions aux électrodes.
3. En déduire l'équation de la transformation qui se produit dans la pile.
4. Établir le tableau d'avancement de la transformation mise en jeu.
5. Calculer son avancement maximal  $x_{max}$ .
6. Quel est le réactif limitant de cette pile ?

La pile peut débiter un courant continu d'intensité constante  $I = 0,15 \text{ A}$  pendant une durée totale  $t$ .

7. Établir l'expression de  $t$  en fonction de  $x_{max}$ ,  $F$  (le Faraday) et  $I$ .
8. Calculer  $t$ .
9. Calculer la capacité  $Q$  de cette pile.

Données :  $M(Zn) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $1 F = 9,65 \times 10^4 \text{ C}$ .

### Exercice 5 : Accumulateur au Plomb

Un accumulateur au plomb est formé de deux électrodes de plomb, l'une étant recouverte d'une épaisseur d'oxyde de plomb  $\text{PbO}_2$ . L'ensemble plonge dans une solution d'acide sulfurique  $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$  concentré et de sulfate de plomb  $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ .

Les demi-équations sont :

– à l'électrode de plomb,  $\text{Pb} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$  ;

– à l'électrode de  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$  ;

1. Identifier les couples oxydant/réducteur en jeu.

2. Écrire l'équation-bilan de la réaction aux bornes de l'accumulateur.

3. Que peut-on dire du sens de la réaction chimique en fonctionnement générateur ? En fonctionnement récepteur ? En fonctionnement générateur, les ions  $\text{H}^+$  sont-ils consommés ou produits ?

4. On suppose que le plomb et le dioxyde de plomb sont en très large excès. Le réactif limitant est l'acide sulfurique. Le volume d'acide est  $V = 1,0 \text{ L}$  et sa concentration est  $c = 6,0 \text{ mol. L}^{-1}$ .

a. Calculer les quantités d'ions  $\text{H}^+$  et d' $\text{e}^-$  disponibles, en mol, lorsque l'accumulateur fonctionne en générateur.

b. Calculer la quantité d'électricité maximale  $Q$  que peut délivrer ce générateur.

c. Le générateur délivre un courant  $I = 6 \text{ A}$  pour une tension  $U = 12 \text{ V}$ . Calculer le temps  $t$  de décharge.

d. On suppose maintenant que cet accumulateur est utilisé par une voiture au démarrage (étincelles au niveau des bougies). Dans ce cas, la phase d'allumage des bougies dure  $Dt = 5,0 \text{ s}$ , et l'intensité nécessaire est  $I = 250 \text{ A}$ . L'accumulateur étant supposé chargé au départ, combien d'allumages peut-on espérer faire avant d'avoir épuisé toute l'énergie disponible ?

e. Pourquoi (en principe) un accumulateur de voiture n'est-il jamais épuisé ?

## 1. Étude d'une pile à combustible

Une pile à combustible (PAC) est un assemblage de cellules élémentaires, comprenant deux électrodes contenant un catalyseur (le plus souvent du platine), séparées par un électrolyte, dont le rôle est de permettre la migration des ions d'une électrode à l'autre.

Le comburant est du dioxygène. Le combustible est le plus souvent du dihydrogène.

Ce combustible, gazeux à température ambiante et inflammable, pose des problèmes de stockage.

Un autre combustible possible est le méthanol. Ce combustible est certes toxique, mais liquide, à température ambiante. Il est principalement produit à partir de gaz naturel. On se dispense ainsi du problème de stockage du dihydrogène. Une telle pile à combustible est appelée DMFC (Direct Methanol Fuel Cells).

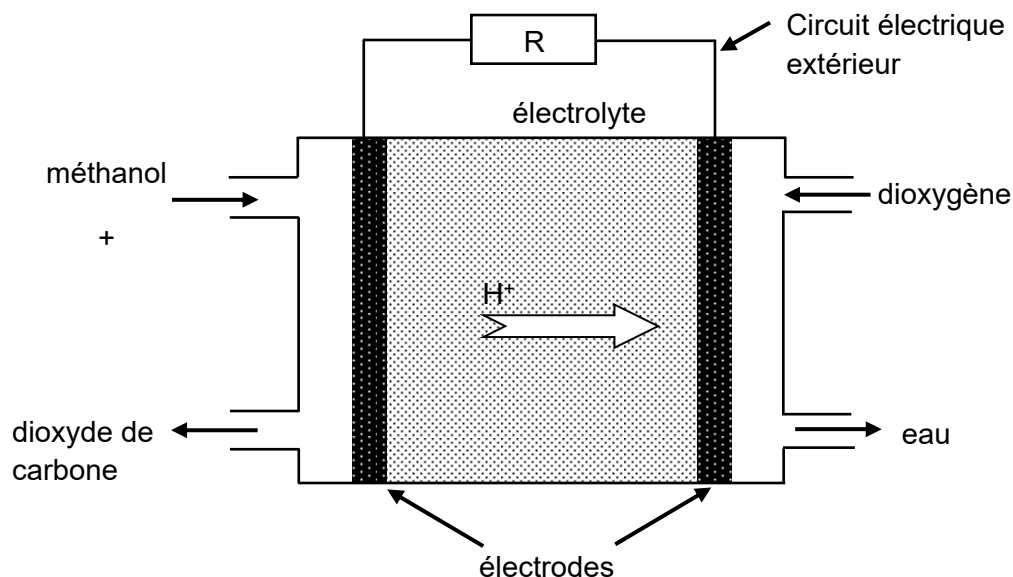
L'électrolyte utilisé est acide.

Cette deuxième partie s'intéresse à la réaction dans les DMFC.

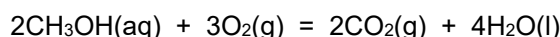
### Données :

- La température est fixée à 298 K dans tout l'exercice.
- masses molaires :  
 $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g.mol}^{-1}$        $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$        $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g.mol}^{-1}$
- constante d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- charge élémentaire :  $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- masse volumique du méthanol liquide :  $\rho = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$

La pile débite un courant à travers un dipôle ohmique de résistance  $R$  selon le schéma ci-dessous :



L'équation associée à la réaction lorsque la pile débite est :



2.1. Les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont  $\text{CO}_2(\text{g})/\text{CH}_3\text{OH}(\text{aq})$  et  $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .

Écrire les demi-équations électroniques rendant compte des transformations se produisant à chaque électrode.

Préciser à quelle électrode a lieu chaque réaction et indiquer s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction.

2.2. Indiquer la polarité des électrodes sur le schéma de la pile à combustible de **l'annexe à rendre avec la copie** et représenter le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur, lorsque la pile fonctionne.

2.3. La pile débite un courant de 50 mA pendant 2,0 h.

Exprimer puis calculer le nombre de moles d'électrons  $n_e$  transférés spontanément pendant cette durée.

2.4. Exprimer la masse de méthanol consommé en fonction du nombre de moles d'électrons  $n_e$  puis la calculer.

2.5. Exprimer puis calculer le volume de méthanol consommé.

2.2. Schéma de la pile à combustible :

