

# Thème : Matière et matériaux

## Chapitre : Oxydo-réduction, corrosion des matériaux, piles

### Objectifs :

- À partir d'expériences ou de données expérimentales, identifier un transfert d'électrons entre des espèces chimiques et en déduire la réaction d'oxydo-réduction modélisant la transformation.
- Définir et distinguer un oxydant, un réducteur, une oxydation, une réduction et un couple oxydant/réducteur.
- Écrire une demi-équation électronique, le couple oxydant/réducteur étant donné.
- Écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction, les deux couples oxydant/réducteur étant donnés.
- Exploiter l'équation d'une réaction d'oxydoréduction pour analyser une situation de corrosion d'un matériau.
- Citer des métaux ou des alliages résistants à la corrosion.
- Citer et interpréter des méthodes de protection contre la corrosion.
- Analyser le fonctionnement d'une pile en termes de transfert d'électrons et de réaction d'oxydo-réduction.
- Étudier le fonctionnement d'une pile.

### Sommaire

<b>1. Cours</b>	<b>2</b>	<b>2. Activité 1 : Qu'est-ce qu'une réaction d'oxyde-réduction ?</b>	<b>5</b>
1.1 Définitions . . . . .	2		
1.2 Notion de couple oxydant/réducteur . .	2		
1.3 Réaction d'oxydoréduction . . . . .	2	<b>3. Activité 2 : Faire des trous dans l'aluminium avec des ions <math>\text{Cu}^{2+}</math></b>	<b>6</b>
1.4 Demi-équation électronique d'oxydoréduction . . . . .	3	<b>4. Activité 3 : La corrosion et ses impacts</b>	<b>7</b>
1.5 Qu'est ce qu'une équation d'oxydoréduction ? . . . . .	3	<b>5. Activité 4 : L'hydrogène, un carburant à généraliser ?</b>	<b>9</b>
1.6 Corrosion des métaux et moyens de protection . . . . .	3	<b>6. Exercices</b>	<b>11</b>
1.7 Fonctionnement d'une pile . . . . .	4		

# 1. Cours

## 1.1 Définitions

Qu'est ce qu'un oxydant ?

.....

Qu'est ce qu'un réducteur ?

.....

Qu'est ce qu'une oxydation ?

.....

.....

Qu'est ce qu'une réduction ?

.....

.....

## 1.2 Notion de couple oxydant/réducteur

Qu'est ce qu'un couple oxydant/réducteur ?

.....

.....

.....

.....

Donner l'équation de passage de l'oxydant au réducteur (une **réduction**) :

.....

Donner l'équation de passage de l'oxydant au réducteur (une **oxydation**) :

.....

## 1.3 Réaction d'oxydoréduction

Définir le terme de réaction d'oxydoréduction.

.....

.....

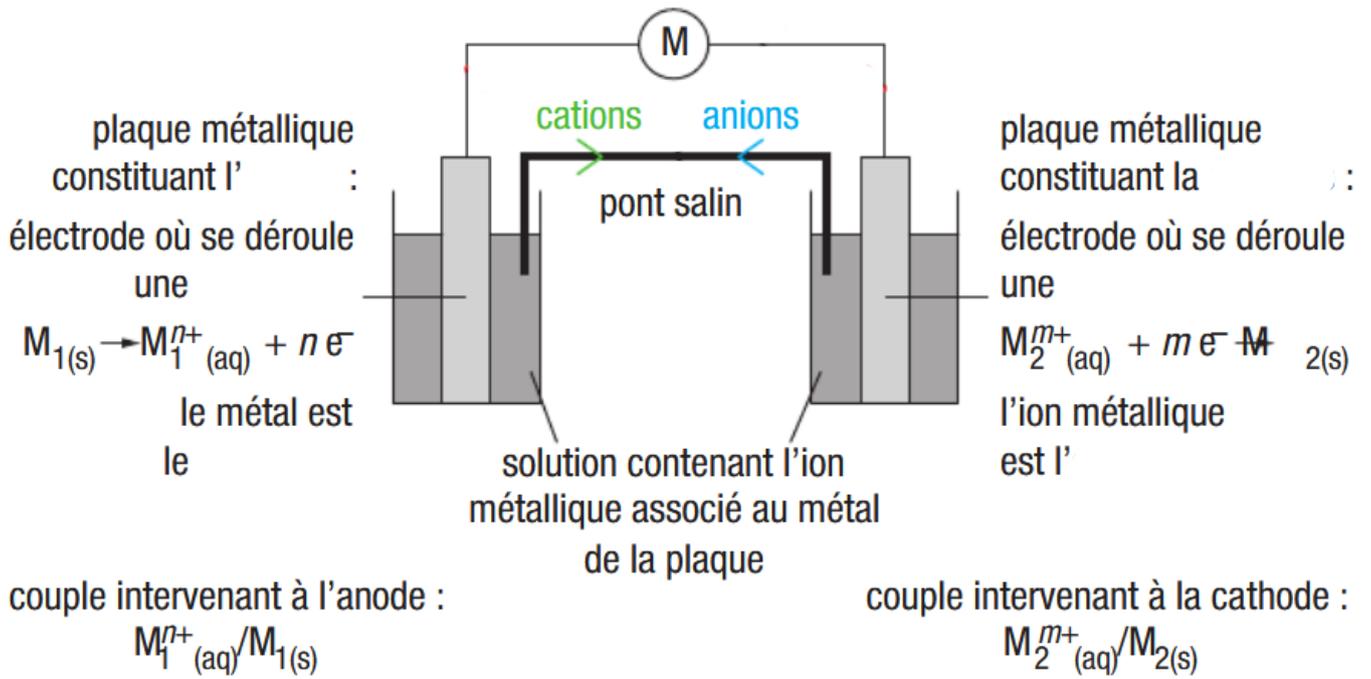
.....

.....



### 1.7 Fonctionnement d'une pile

Compléter le schéma suivant :



## 2. Activité 1 : Qu'est-ce qu'une réaction d'oxyde-réduction ?

### Objectif :

- À partir d'expériences ou de données expérimentales, identifier un transfert d'électrons entre des espèces chimiques et en déduire la réaction d'oxydo-réduction modélisant la transformation.

La couleur de certaines solutions peut renseigner sur la nature des ions qui sont présents.

Ion en solution	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+}$
Couleur de la solution	Bleue	Vert-jaune pâle	Rouge orangée
Test à l'ion hydroxyde $\text{HO}^-$	Précipité bleu	Précipité vert noir	Précipité rouille

FIGURE 1 – Couleur des ions en solution

On introduit un morceau de paille de fer Fe, ou un clou de fer, dans une solution de sulfate de cuivre contenant les ions  $\text{Cu}^{2+}$  (photo ①).

Après quelques minutes, on peut faire les observations suivantes (photo ②) :

- la paille de fer ou le clou se recouvre d'un dépôt de couleur rouge-orangée ;
- la solution initialement bleue se décolore totalement pour prendre une teinte légèrement vert-jaune pâle.

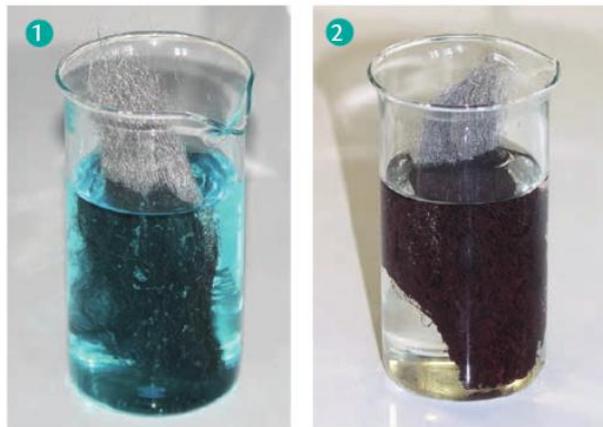


FIGURE 2 – Action des ions  $\text{Cu}^{2+}$  sur le fer métal

On introduit de la tournure de cuivre dans une solution de nitrate d'argent contenant les ions  $\text{Ag}^+$  (photo ①).

Après quelques minutes on peut faire les observations suivantes (photo ②) :

- la tournure de cuivre se recouvre rapidement d'une mousse noire qui se transforme en jolies paillettes joliment argentées ;
- la solution initialement incolore se colore en bleu.



FIGURE 3 – Faire des trous dans l'aluminium avec des ions  $\text{Cu}^{2+}$

1. Quel ion est susceptible de colorer la solution initiale en bleu ?
2. Comment alors interpréter la décoloration de la solution ?
3. **En déduire** la composition probable du dépôt rouge-orangé.
4. **Identifier** clairement d'une part les deux réactifs et d'autre part les deux produits de la réaction.
5. **En déduire** l'équation bilan de la réaction.
6. Quel ion est-il susceptible de colorer la solution en bleu ?
7. Quel test simple peut-on réaliser pour vérifier la présence de cet ion ?
8. Quelle pourrait être la composition des paillettes argentées ?
9. **Identifier** clairement d'une part les deux réactifs et d'autre part les deux produits de la réaction.
10. **En déduire** l'équation bilan de la réaction.

### 3. Activité 2 : Faire des trous dans l'aluminium avec des ions $\text{Cu}^{2+}$

**Objectif :**

- Définir et distinguer un oxydant, un réducteur, une oxydation, une réduction et un couple oxydant/réducteur.
- Écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction, les deux couples oxydant/réducteur étant donnés.
- Écrire une demi-équation électronique, le couple oxydant/réducteur étant donné.
- Exploiter l'équation d'une réaction d'oxydoréduction pour analyser une situation de corrosion d'un matériau.

On plonge quatre carrés de feuille d'aluminium Al froissés en boule dans une solution de sulfate de cuivre contenant des ions  $\text{Cu}^{2+}$ .  
Après quelques minutes, on peut observer que les feuilles d'aluminium, une fois dépliées, comportent d'autant plus de trous que le temps passé dans la solution est important.  
L'aluminium métallique Al s'est transformé en ions aluminium  $\text{Al}^{3+}$  et du cuivre métal Cu s'est déposé au fond du bécher.

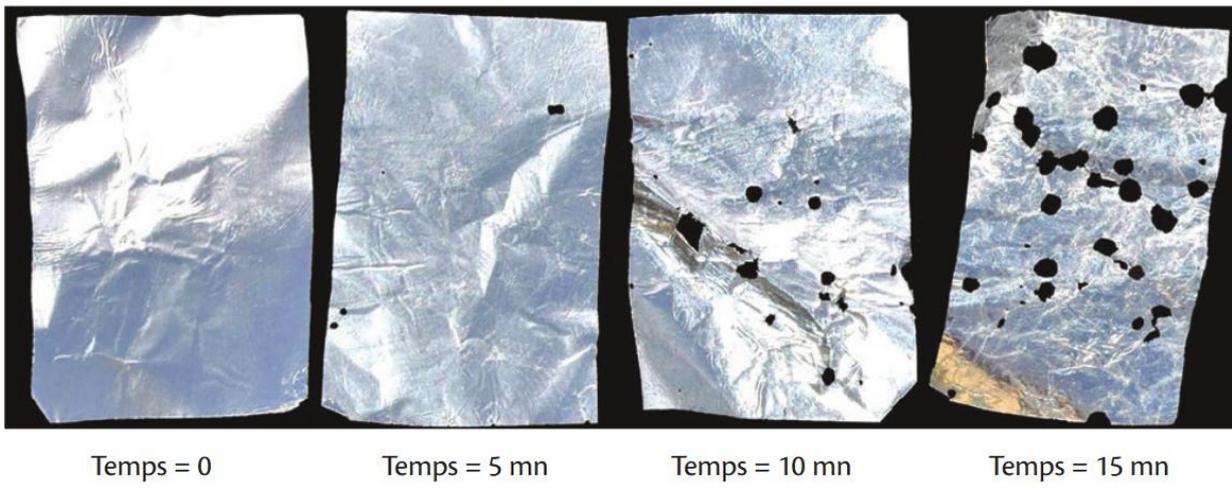


FIGURE 1 – Données expérimentales

- Un **oxydant** est une espèce chimique capable de **gagner (capturer) un ou plusieurs électrons**.
- Un **réducteur** est une espèce chimique **capable de céder (libérer) un ou plusieurs électrons**.
- Une **réduction** est une transformation chimique au cours de laquelle une espèce chimique **gagne un ou plusieurs électrons**.
- Une **oxydation** est une transformation chimique au cours de laquelle une espèce chimique **cède un ou plusieurs électrons**.

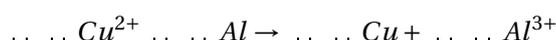
FIGURE 2 – Définitions

Un couple oxydant-réducteur est l'ensemble d'un oxydant et d'un réducteur qui se transforment l'un en l'autre par transfert d'électrons. Cela se traduit par une demi-équation électronique s'écrivant :

**oxydant + n e<sup>-</sup> = réducteur**

FIGURE 3 – Notion de couple oxydant/réducteur

1. En quelles espèces chimiques se transforment les ions  $\text{Cu}^{2+}$  et les atomes d'aluminium Al ?
2. **Identifier**, parmi les réactifs, l'oxydant ainsi que le réducteur.
3. **Traduire** la transformation chimique de chaque réactif en écrivant pour chaque élément chimique une demi-équation d'oxydoréduction.
4. **Préciser**, pour ces demi-équations, laquelle est une réduction et laquelle est une oxydation.
5. **Équilibrer** l'équation bilan de la réaction d'oxydoréduction précédente :



## 4. Activité 3 : La corrosion et ses impacts

### Objectif :

- Exploiter l'équation d'une réaction d'oxydoréduction pour analyser une situation de corrosion d'un matériau.
- Citer des métaux ou des alliages résistants à la corrosion.
- Citer et interpréter des méthodes de protection contre la corrosion.

Qu'ils soient à l'air libre ou dans n'importe quel autre environnement, la plupart des métaux et des alliages métalliques subissent une altération que l'on appelle la **corrosion**, ou rouille pour les métaux ferreux.

La corrosion est la dégradation qui fait retrouver aux métaux et aux alliages métalliques leur forme d'origine, de minerais. C'est un phénomène naturel mais qui n'est pas sans conséquences économiques et environnementales car, selon certaines estimations, 25% de la production d'acier mondiale ne sert qu'à remplacer l'acier dégradé par la rouille.

Tôle de fer percée par la corrosion ▶

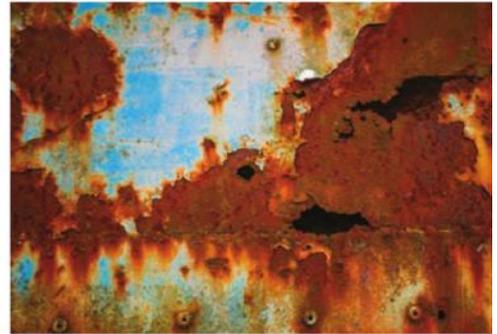


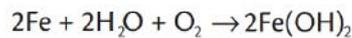
FIGURE 1 – Qu'est ce que la corrosion ?

La **rouille**, c'est cette couche rougeâtre, friable et rugueuse qui recouvre rapidement les métaux et alliages ferreux laissés au contact de l'air.

La succession d'équations chimiques modélisant la formation de la rouille peut se résumer à :

- la réaction du fer métallique :  $\text{Fe} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^-$
- la réaction, dans le même temps, du dioxygène  $\text{O}_2$  :  $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$

On a donc l'équation bilan suivante :



Cette première réaction est suivie deux autres réactions qui parachèvent la formation de la rouille :

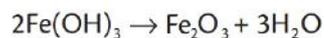
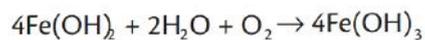


FIGURE 2 – La rouille, corrosion du fer

L'altération au quotidien des métaux ferreux et de leurs alliages employés dans l'industrie et le génie civil n'est pas souhaitable et il est nécessaire d'éviter, si possible, cette dégradation, ou au moins la ralentir.

En effet, les structures en acier corrodé sont plus fragiles et peuvent présenter des risques importants pour la sécurité, lorsqu'il s'agit d'ouvrages d'art (ponts, viaducs, barrages, etc.) ou d'équipements plus sensibles encore, comme les cuves de centrales nucléaires.

Pour protéger les métaux ferreux de la corrosion, plusieurs solutions existent parmi lesquelles :

- recouvrir d'une **couche de protection** inerte (peinture, film polymère, vernis, etc.) ou d'un autre métal qui sera corrodé à la place du fer (le zinc par exemple), voire d'un métal naturellement résistant à l'oxydation tels que le chrome, le nickel, l'or, etc.
- faire des **alliages particuliers** avec d'autres métaux (le chrome, le manganèse, etc.) pour fabriquer des « inox », c'est-à-dire des aciers par définition inoxydables.

Le choix de la méthode de protection dépendra bien entendu de l'usage des pièces et du coût.



▲ Dégradation d'une pile de pont liée à la corrosion.

FIGURE 3 – Conséquences sur les structures

1. Quel est l'impact de la corrosion sur les métaux ?
2. Les phénomènes de corrosion sont-ils des phénomènes d'oxydoréduction ? **Justifier**.
3. À partir des trois équations bilans citées, **retrouver** l'équation globale de corrosion du fer.
4. Existe-t-il des métaux résistance au phénomène de corrosion ? **Donner** des exemples de tels métaux et alliages.
5. Quelles techniques peuvent être mises en œuvre pour protéger les métaux de la corrosion ?

## 5. Activité 4 : L'hydrogène, un carburant à généraliser ?

### Objectif :

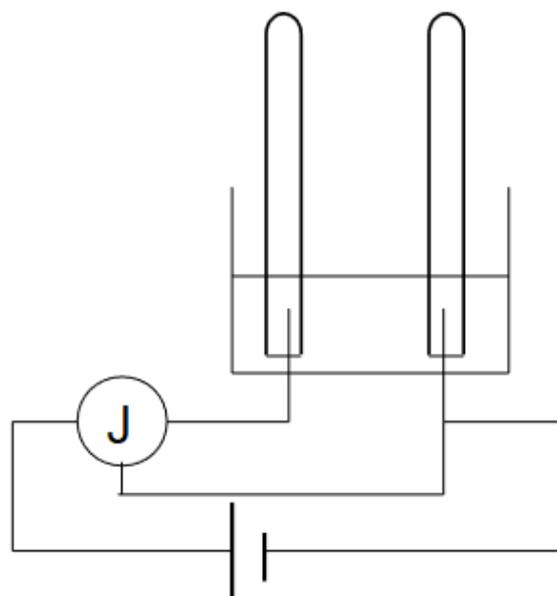
- Analyser le fonctionnement d'une pile en termes de transfert d'électrons et de réaction d'oxydoréduction.
- Étudier le fonctionnement d'une pile.

Quelle énergie « propre » pour remplacer l'essence et le gazole de nos voitures ? Le moteur électrique s'impose par son absence d'émission de dioxyde de carbone et de gaz polluants mais les batteries pour l'alimenter sont encore lourdes et leur capacité de stockage est limitée. Le dihydrogène, qui peut alimenter une pile à combustible fournissant de l'énergie électrique, présente l'avantage de stocker davantage d'énergie que les batteries actuelles et le « plein » du réservoir est effectué en 5 minutes. Sa production s'effectue par électrolyse de l'eau : le passage d'un courant électrique dans une cuve contenant de l'eau acidifiée provoque la décomposition des molécules d'eau en dioxygène et dihydrogène.

L'objectif de cette activité est de mesurer le rendement d'une telle production et de déterminer le nombre de centrales électriques qui serait nécessaire pour alimenter le parc automobile français dans le cadre d'une utilisation de dihydrogène.

- Réaliser le montage ci-dessous.
- Brancher le joule-mètre suivant les indications de l'appareil.
- Verser l'eau distillée dans la cuve pour recouvrir les deux électrodes de 1 cm.
- Remplir les deux éprouvettes ou tubes à essai à ras bord et les boucher avec l'index.
- Retourner les tubes et coiffer les électrodes avec.
- Verser quelques gouttes d'acide sulfurique dans la cuve.
- Mettre le générateur sur 12V continu puis alimenter le circuit

FIGURE 1 – Protocole expérimental



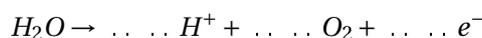
Dans l'attente du remplissage des tubes par les gaz issus de l'électrolyse :

1. Dessiner le diagramme énergétique de l'électrolyseur et définir son rendement  $r$ .
2. Compléter les demi-équations suivantes des transformations chimiques aux électrodes.

À l'électrode positive :



À l'électrode négative :



3. Une oxydation est une transformation chimique dans laquelle une espèce perd un ou des électrons. Laquelle des transformations est une oxydation ?
4. L'autre réaction est une réduction. Donner la définition d'une réduction.

5. L'équation bilan de la transformation s'obtient en ajoutant membre à membre les deux demi-équations précédentes. **Écrire** l'équation bilan de la transformation.

**Lorsque le tube qui se vide le plus vite est presque vidé, couper l'alimentation du circuit (Marquer au feutre le niveau de l'eau).**

Avec une main gantée, boucher le tube avec le pouce ou l'index puis le sortir de la cuve.

Retourner le tube et présenter rapidement une allumette enflammée à l'entrée débouchée.

Mesurer le volume  $V$  de gaz produit en remplissant d'eau le tube puis en versant l'eau dans une éprouvette graduée.

Relever sur le joule-mètre la valeur de l'énergie  $E_{elec}$  fournie par le générateur.

6. Détermination de la masse de dihydrogène produite.

La quantité de matière  $n$  (en mol) de dihydrogène est donnée par  $n = V/V_M$  avec  $V_M = 24$  L/mol (volume molaire des gaz à 20°C et à 1 atmosphère). La masse  $m$  de dihydrogène produite est donnée par  $m = n \times M(H_2)$  avec  $M(H_2) = 2,0$  g/mol, masse molaire du dihydrogène. **Calculer**  $n$ .

7. Calcul du rendement de l'électrolyse.

L'énergie de combustion du dihydrogène dans le dioxygène de l'air vaut  $E_{comb} = 243$  kJ/mol.

a) **Calculer** l'énergie de combustion  $E_{H_2}$  de dihydrogène que l'on a produit lors de l'électrolyse.

b) **Calculer** le rendement  $r$  de l'électrolyse.

8. Consommation d'une voiture à dihydrogène.

Une voiture alimentée en dihydrogène nécessite 1 kg de ce gaz pour parcourir 100 km. Il faut donc 6 kg de gaz pour parcourir 600 km, soit l'autonomie moyenne d'un véhicule à essence.

a) **Calculer** la quantité de matière  $n'$  de dihydrogène nécessaire à l'autonomie de cette voiture.

b) Quelle énergie électrique  $E'$  nécessite la production de cette quantité de matière  $n'$  par électrolyse ?

c) **En déduire** l'énergie électrique  $E$  nécessaire pour l'ensemble du parc automobile français constitué de 30 millions de véhicules.

d) Un réacteur nucléaire produit environ une énergie  $E_{reacteur}$  de  $2,55 \times 10^{17}$  J par an. Combien de réacteurs nucléaires sont nécessaires pour fournir l'énergie  $E$  ?

e) **Conclure** sur l'intérêt du passage à l'hydrogène pour l'ensemble du parc automobile.

## 6. Exercices

### Exercice 1

On plonge une lame de fer dans  $V = 250$  mL d'une solution de sulfate de cuivre de concentration  $C = 0,10$  mol/L.

1. **Écrire** la demi-équation d'oxydation du fer.
2. Quelle est la quantité des ions cuivre II présents dans la solution ?
3. **Écrire** la demi-équation de réduction des ions cuivre.
4. **En déduire** l'équation bilan de la réaction entre le fer et les ions cuivre.
5. Si on suppose que tous les ions cuivre ont été réduits, quelle est la quantité de matière de métal cuivre formée ?
6. **En déduire** la masse correspondante.
7. La couche de cuivre présente elle une bonne protection contre la corrosion pour le fer ?

**Données :** Couples oxydant/réducteur :  $Cu_{(aq)}^{2+}/Cu_{(s)}$  ;  $Fe_{(aq)}^{2+}/Fe_{(s)}$ .

### Exercice 2

« Serait-on en train d'assister à un regain d'intérêt pour l'hydrogène ? Après l'inauguration de la première station service à hydrogène à l'aéroport de Paris-Orly la semaine dernière, c'est au tour de la Normandie de faire la part belle à ce carburant non polluant. La ville de Saint-Lô, dans le département de la Manche, vient en effet de réceptionner une vingtaine de bicyclettes électriques alimentées par une cartouche d'hydrogène.

Conçu par Pragma Industries, une entreprise installée à Biarritz, et baptisé Alpha 2.0, ce vélo à hydrogène pèse 25 kg (soit le même poids qu'un Velib'). Il est doté d'un moteur électrique de 36V fournissant une puissance jusqu'à 250W et alimenté par une batterie lithium-ion de 150Wh. Quant à la cartouche d'hydrogène, sa contenance de 2 litres assure une autonomie d'une centaine de kilomètres, contre une cinquantaine pour un vélo à assistance électrique (VAE). La recharge ne prend que 2 minutes, selon Christophe Bruniau, directeur des ventes de Pragma Industries.

Aujourd'hui, une centaine de ces vélos non polluants auraient été commandés pour la France. D'autres pays, tels que l'Allemagne et le Danemark, ont manifesté leur intérêt pour ce type de deux roues. Les vélos à pile à combustible de la ville de Saint-Lô se rechargeront sur une station configurée en ce sens. L'hydrogène sera produit à partir de l'eau de la ville. Ce n'est pas une première pour la ville, qui possède également depuis 2015 une station service à hydrogène destinée aux voitures.

Dans un premier temps, les vélos à hydrogène de Saint-Lô seront utilisés par les employés de l'hôpital de la ville et ceux de l'entreprise Le capitaine, soit 800 personnes. Reste un écueil de taille : le prix. Aujourd'hui, un tel vélo coûte 7500 euros, mais Pragma Industries souhaiterait le ramener à 3500 euros d'ici 2020.»

D'après un article du site Futura.com

1. Quel est le produit de la réaction entre le dihydrogène et le dioxygène de l'air ? Pourquoi ce vélo est-il qualifié de non polluant ?
2. L'énergie électrique  $E$  (en J) stockée dans une batterie est donnée par  $E = U \times Q$  avec  $U$  la tension électrique (en V) à ses bornes et  $Q$  la charge électrique totale (en C) qu'elle peut délivrer. **Calculer**  $Q$  pour la batterie de ce vélo. Rappel  $1 \text{ Wh} = 3600 \text{ J}$ .
3. Une mole d'électrons transporte une charge égale à  $9,63 \times 10^4 \text{ C}$ . Quelle quantité de matière d'électrons  $n(e)$  peut être échangée par la batterie du vélo ?
4. **Écrire** la demi-équation électronique de transformation du dihydrogène en ions  $H^+$ . S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ?
5. Quelle quantité de matière  $n(H_2)$  est consommée par la batterie pour une quantité de matière d'électrons  $n(e)$  calculée précédemment ?
6. Le volume molaire d'un gaz à la pression atmosphérique et à  $20^\circ\text{C}$  est  $V_M = 24,0 \text{ L/mol}$ . Le volume de dihydrogène  $V$  correspondant à la quantité de matière précédente est-il compatible avec celui du réservoir du vélo ? **Justifier**.

7. Quelle est la durée maximale de fonctionnement du moteur à sa puissance maximale ? On donne  $E = P \times \Delta t$ . Quelle distance  $d$  peut parcourir le vélo à une vitesse  $v = 40$  km/h pendant cette durée ?

**Exercice 3**

On réalise une pile en associant les deux demi-piles suivantes :

- Demi-pile au fer : lame de fer plongeant dans un volume  $V = 100$  mL d'une solution de sulfate de fer ( $Fe^{2+} + SO_4^{2-}$ ) de concentration  $c = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Demi-pile au zinc : lame de zinc plongeant dans un volume  $V = 100$  mL d'une solution de sulfate de zinc ( $Zn^{2+} + SO_4^{2-}$ ) de concentration  $c = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

On ajoute un pont salin entre les deux compartiments et un ampèremètre est branché entre les deux électrodes constituées par les lames métalliques.

Les couples rédox en présence sont :  $Fe_{(aq)}^{2+} / Fe_{(s)}$  et  $Zn_{(aq)}^{2+} / Zn_{(s)}$ .

1. **Schématiser** la pile.
2. L'électrode positive de cette pile est la lame fer. **Indiquer** sur le schéma dans le circuit extérieur le sens conventionnel du courant d'intensité  $I$  et le sens de déplacement des électrons.
3. **Écrire** les demi-équations aux électrodes en indiquant s'il s'agit d'une oxydation ou d'une réduction, puis écrire l'équation bilan de fonctionnement de la pile.
4. Sachant que la masse des électrodes ne limite pas le fonctionnement de la pile, pour quelle raison la pile s'arrêtera-t-elle de débiter ? Quel est alors le réactif limitant ?
5. **Déduire** de la question précédente la variation de masse des deux électrodes.

On donne  $M(Fe) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(Zn) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $n = c \times V$  ;  $n = m / M$ .

**Exercice 4**

Il est possible de produire du métal argent à partir de cuivre ! Bien sûr, il est impossible de changer la nature d'un élément chimique par une transformation chimique, comme le rêvait les alchimistes, mais on peut spontanément produire de l'argent métallique à partir d'ions argent  $Ag^+$  et de cuivre métallique. Voici le protocole : Dans un tube à essai, on verse  $V = 6,0$  mL d'une solution de nitrate d'argent ( $Ag^+ + NO_3^-$ ) de concentration en ions argent  $c = 0,40$  mol/L. On immerge totalement dans le tube un copeau de cuivre de masse  $m = 0,70$  g. Il se forme de l'argent solide  $Ag_{(s)}$  et des ions cuivre  $Cu_{(aq)}^{2+}$ .

1. Sachant que les ions nitrate sont indifférents à la transformation, **écrire** l'équation bilan de la réaction entre le cuivre et les ions argent.
2. Quelle observation permet d'affirmer qu'une transformation a bien lieu ?
3. **Calculer** les quantités initiales de matière des réactifs notées  $n_i(Ag^+)$  et  $n_i(Cu)$ .
4. **Déterminer** le réactif limitant du mélange et l'avancement maximal  $x_{max}$ .
5. **Compléter** le tableau d'avancement ci-dessous pour **déterminer** la composition finale du mélange.

Equation bilan :	.....	+	.....	→	.....	+	.....
Etat initial (mol)	$n_i = \dots\dots$		$n_i = \dots\dots$		$n_i = 0$		$n_i = 0$
En cours de transformation	$n_i - 2x$		$n_i - x$		$2x$		$x$
Etat final (mol)	$n_f = n_i - 2x_{max}$ =.....		$n_f = n_i - x_{max}$ =.....		$n_f = 2x_{max}$ =.....		$n_f = x_{max}$ =.....

Données :

Espèce	Cuivre (solide)	Ions $\text{Ag}^+$	Ions $\text{Cu}^{2+}$	Ions $\text{NO}_3^-$
Couleur	rouge	incolores	bleus	incolores
Masse molaire (g/mol)	63,5	107,9	63,5	

Quantité de matière  $n$  d'une espèce en solution dans un volume  $V$  à la concentration molaire  $c$  :  $n = c \times V$

Relation entre quantité de matière  $n$  et masse  $m$  d'une espèce de masse molaire  $M$  :  $n = m/M$ .

Le réactif limitant est celui qui donne la plus petite valeur du rapport de sa quantité de matière initiale par son coefficient stœchiométrique.

L'avancement maximal  $x_{max}$  est égal à la quantité initiale de matière du réactif limitant divisée par son coefficient stœchiométrique.

### Exercice 5

Pour protéger de la corrosion les coques des navires réalisées en acier, les constructeurs utilisent la technique de l'anode sacrificielle : on fixe sur la coque extérieure du navire des morceaux d'un métal plus réducteur que le fer qui subira la corrosion à la place de la coque.

On utilise souvent du zinc car il est bon marché, facile à mouler et à usiner. Il forme une pile avec le fer au contact de l'eau de mer. Le pôle positif est le fer, le pôle négatif est le zinc. Les couples oxydant/réducteur en jeu dans la transformation de cette pile sont :  $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$  ;  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ .

On admettra que le seul oxydant est le dioxygène dissous dans l'eau de mer contenant des ions  $\text{H}^+$ .

1. **Écrire** la demi-équation ayant lieu au pôle négatif de la pile. S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ? **Justifier.**
2. **Écrire** la demi-équation ayant lieu au pôle positif de la pile. S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ? **Justifier.**
3. **En déduire** l'équation bilan de la réaction.
4. Quel métal a été oxydé ?
5. Les coques des navires sont cependant peintes avec soin. Pourquoi avoir recours en plus à une anode sacrificielle ?

### Exercice 6

Après les destructions de la seconde guerre mondiale à Royan (Charente maritime), l'église Notre Dame a été reconstruite en béton armé de tiges d'acier à l'intérieur. Le sable utilisé pour fabriquer le béton était celui des plages de l'Atlantique contenant du sel. L'humidification du béton résultant de la présence de sel a conduit à une oxydation du fer, provoquant l'apparition de fissures puis l'éclatement des parois. Une restauration de l'édifice a dû être entreprise moins de 60 ans après sa construction. Pour expliquer le phénomène d'oxydation de façon simple, on peut le modéliser par l'oxydation du fer  $\text{Fe}(s)$  en oxyde de fer III  $\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$  par le dioxygène  $\text{O}_2(aq)$ . Les deux couples oxydant-réducteur intervenant dans cette transformation sont :  $\text{Fe}_2\text{O}_3(s)/\text{Fe}(s)$  et  $\text{O}_2(aq)/\text{H}_2\text{O}(l)$ .

1. **Écrire** l'équation bilan d'oxydoréduction du fer dans le béton armé de l'église.
2. On cherche à comprendre l'apparition de fissures et l'éclatement du béton résultant de l'oxydation du fer.
  - a) **Calculer** la quantité de matière  $n(\text{Fe})$  contenue dans un échantillon de volume  $V = 1 \text{ cm}^3$
  - b) **Déduire** de l'équation bilan de l'oxydation du fer la quantité de matière  $n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$  produit pour un volume de  $V = 1 \text{ cm}^3$  de fer, puis le volume  $V'$  d'oxyde de fer  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  correspondant.
  - c) **Expliquer** le phénomène d'éclatement du béton.
3. **Expliquer** pourquoi le phénomène s'emballe avec le temps.

Espèce	Cuivre (solide)	Ions $\text{Ag}^+$	Ions $\text{Cu}^{2+}$	Ions $\text{NO}_3^-$
Couleur	rouge	incolores	bleus	incolores
Masse molaire (g/mol)	63,5	107,9	63,5	

$$\rho = m/V$$

$$n = m/M = \rho \times V/M.$$