

Exercices Chapitre 13 :Les piles.

Exercice 1: Pile à combustible.

Une pile à combustible est une pile dont l'un des 2 réactifs est le dioxygène de l'air.

Si l'autre réactif est par exemple le gaz d'hydrogène, on peut aussi appeler cette pile : pile à hydrogène.

Certaines voitures électriques fonctionnent avec ce type de pile.

Le dihydrogène et le dioxygène réagissent naturellement ensemble, il faut amorcer la réaction soit avec une étincelle (réaction violente), soit en utilisant un catalyseur : le platine (réaction modérée).

Il s'agit d'une réaction d'oxydoréduction entre le dihydrogène et le dioxygène.

Données:

Couples rédox: H^+/H_2 et O_2/H_2O

1. Écrire les 2 demi-équation rédox.

2. Ecrire l'équation-bilan.

3. Préciser l'oxydant, le réducteur

4. Quelle est l'espèce oxydée ?

5. Les électrodes utilisées contiennent du platine, les réactions correspondant aux 2 demi-équations rédox ont lieu aux électrodes. Les électrons produits lors de l'oxydation quittent une électrode, passent à travers le moteur électrique, atteignent l'autre électrode sur laquelle se produit la réduction.

Compléter le schéma ci-dessière en précisant le sens de circulation des électrons, le sens du courant, préciser aussi les pôles + et - de la pile (électrodes A, B) et enfin nommer la cathode et l'anode.

6. Citer 2 intérêts d'une telle pile. Citer 2 inconvénients.

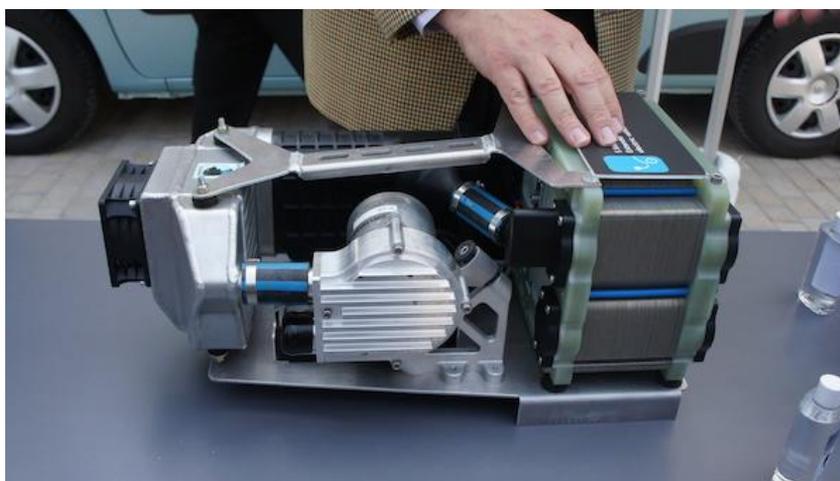
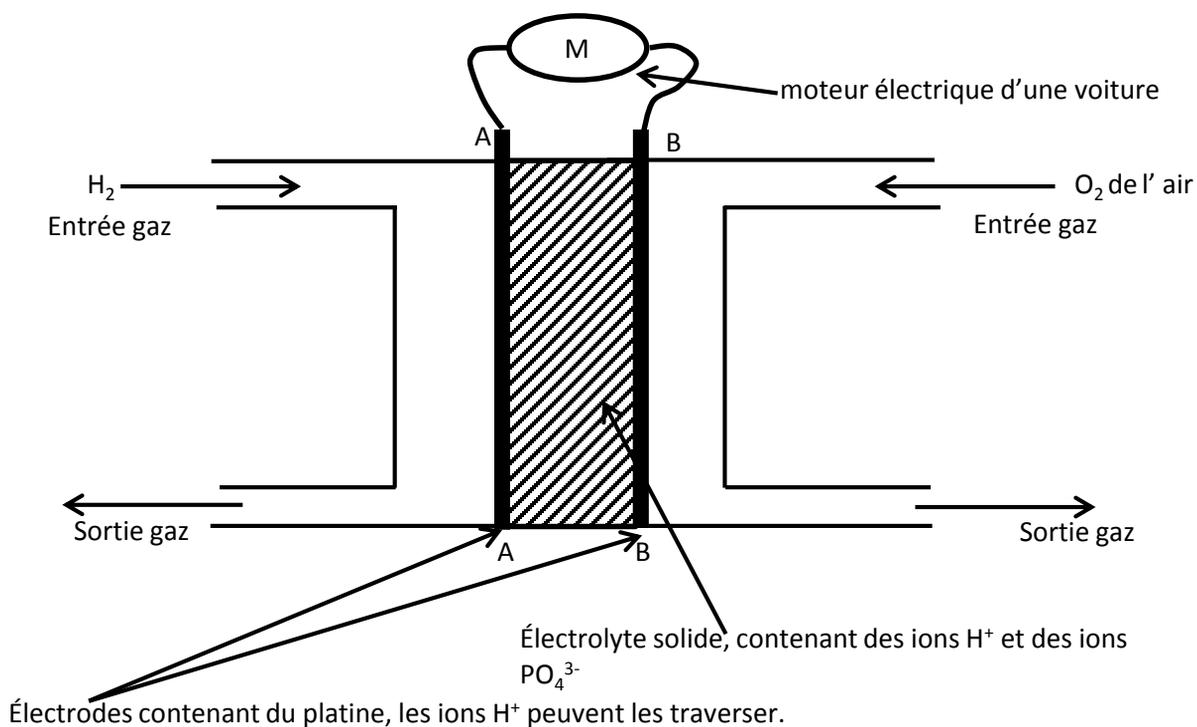
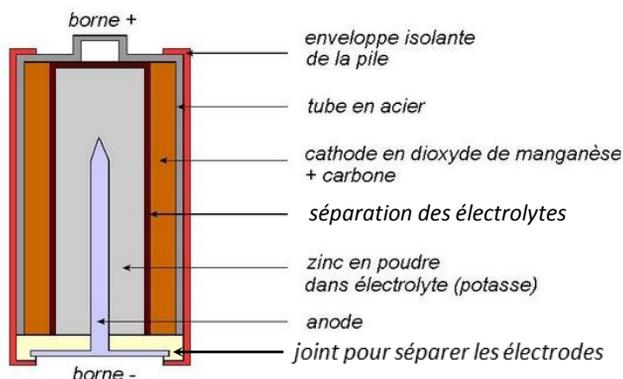


Photo d'une pile à hydrogène d'une voiture

Exercices 2 : Les piles alcalines

Ces piles ont été développées pendant la 2^{ème} guerre mondiale et mises en vente dès 1959. On les représente de la manière suivante :



Une des électrodes (borne +) est formée par un tube en acier; il contient un électrolyte formé entre autres de dioxyde de manganèse. L'autre électrode (borne -) est constituée d'une pointe en zinc; autour de cette pointe se trouve un électrolyte basique : de la potasse ($K^+ + HO^-$). Le mot alcaline vient du mot alcalin, l'ancien terme pour désigner un milieu basique .

Entre les deux électrolytes se trouve une séparation qui laisse passer les ions mais empêche le zinc et l'oxyde de manganèse d'être directement en contact.

Demi-équation rédox au pôle + : $2MnO_2(s) + H_2O(l) + 2e^- \rightarrow Mn_2O_3(s) + 2HO^-(aq)$

Demi-équation rédox au pôle - : $Zn(s) + 2HO^-(aq) \rightarrow ZnO(s) + H_2O(l) + 2e^-$

On étudie une pile alcaline qui contient 4,2 g de zinc et 5,3 g de dioxyde de manganèse.

1. Justifier que l'électrode de zinc constitue le pôle - de la pile.
2. Écrire l'équation-bilan de la réaction dans la pile.
3. Quelle demi-équation rédox correspond à une oxydation ?
4. Quel est le réducteur de la réaction dans la pile ?
5. Quelle est l'espèce réduite ?
6. Pourquoi faut-il séparer les deux électrolytes ?
7. Déterminer la capacité de la pile en Ah .
8. On place un voltmètre aux bornes de la pile : la borne COM sur l'électrode en acier et la borne V sur l'électrode en zinc.
 - a. Faire un schéma de la pile et du voltmètre.
 - b. La tension affichée est-elle positive ou négative ?

Données :

$M(Zn) = 65,4 \text{ g/mol}$ $M(MnO_2) = 86,9 \text{ g/mol}$

Charge élémentaire : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

$1 \text{ Ah} = 3600 \text{ C}$

$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Exercices 3 : Les éléments du bloc s de la classification périodique.

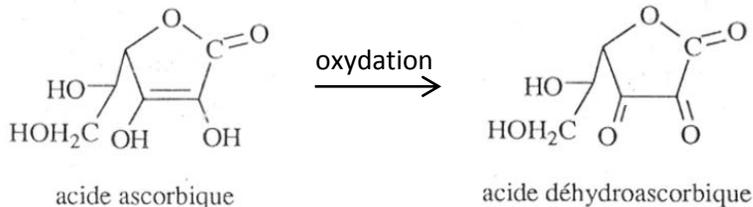
Les éléments du bloc s de la classification périodique sont situés dans les deux premières colonnes du tableau de Mendeleïev.

1. Ces éléments, en tant qu'atomes, sont-ils stables ? Si non, en quel type d'espèce chimique ont-ils tendance à se transformer ? (préciser l'espèce pour les éléments de la 1^{ère} colonne, puis l'espèce pour les éléments de la 2^{ème} colonne)
2. Justifier le fait que l'on dise que ces éléments sont des réducteurs.
3. On fait réagir du sodium Na (1^{ère} colonne de la classification périodique) sur du dichlore Cl_2 , la transformation est violente . Écrire les deux demi-équations rédox puis l'équation-bilan de la réaction, comment nomme-t-on le produit formé ? . Donnée : Cl_2/Cl^-
(vidéo youtube : <https://www.youtube.com/watch?v=NrBZjoUKLE8>)

Exercices 4: La vitamine C.

La vitamine C (ou acide ascorbique) est utilisée dans l'industrie agroalimentaire, elle permet d'augmenter la durée de conservation des aliments. La vitamine C est utilisée – entre autre – comme antioxygène; en effet, le dioxygène de l'air dégrade les aliments, il les «oxyde». La vitamine C a la propriété d'être fortement réductrice : cette molécule agit

sur le dioxygène par oxydoréduction grâce à sa fonction ène-diol $\begin{array}{c} -\text{C}=\text{C}- \\ | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ et se transforme en acide déhydroascorbique (voir ci-dessous) ; le dioxygène se transforme en eau.



1. Écrire la formule brute de la vitamine C, puis celle de l'acide déhydroascorbique .
2. Écrire la demi-équation rédox correspondant à l'oxydation de la vitamine C .
3. Écrire la demi-équation rédox correspondant à la réduction de l'oxygène .
4. Écrire l'équation-bilan de la réaction.