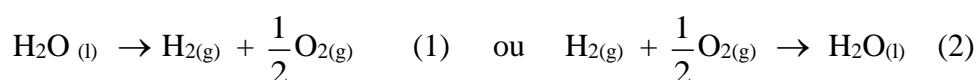


Eau et énergie

Domaines :

- Oxydoréduction : réaction qui peut être présentée comme un échange d'électrons (voir chapitres précédents).
- Electrochimie : toujours de l'oxydoréduction, mais les électrons échangés passent par un circuit électrique extérieur.
- Réactions spontanées libérant de l'énergie.
- Réactions forcées par apport extérieur d'énergie.

Les réactions :



La transformation modélisée par la réaction (1) ne se réalise manifestement pas spontanément (notre eau ne se décompose pas spontanément dans des conditions dites normales). **Elle peut être forcée si nous apportons suffisamment d'énergie extérieure sous une forme adaptée.**

La réaction (2) se fait spontanément dans des conditions assez banales (à température ambiante et à pression normale), une petite expérience va nous permettre de bien l'accepter :

Donnons un peu d'énergie (flamme) à un mélange H_2/O_2 :

La réaction (2) se réalise spontanément en libérant manifestement de l'énergie (le mélange explose !) L'expérience sera éventuellement reprise avec différentes proportions pour le mélange H_2/O_2 . Les différences seront commentées.

On envisage de maîtriser cette libération d'énergie de la réaction (2).

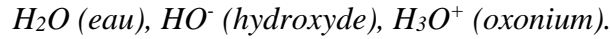
Par exemple pour produire le courant électrique permettant de faire tourner un moteur de voiture...

Quel rapport entre énergies chimique et électrique ?

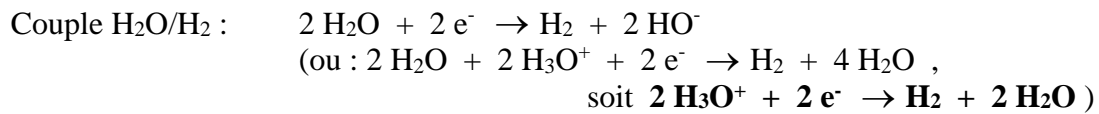
Il y a forcément un lien très étroit dans la mesure où nous considérons une réaction d'oxydoréduction, c'est à dire d'un transfert d'électrons et dans le fait connu que le courant électrique consiste en particulier en un déplacement « ordonné » d'électrons.

L'oxydoréduction dans l'eau

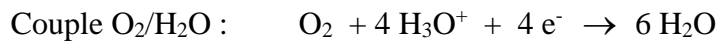
Rappel : dans l'eau ainsi que dans toute solution aqueuse, nous pouvons considérer l'existence de trois « espèces de l'eau » (que nous pouvons utiliser pour équilibrer des équations de réactions chimiques) :



Présentons la réaction (1) en la décomposant en deux demi-équations, faisant intervenir chacune les espèces d'un couple oxydant/réducteur. Une demi-équation « rédox » est un outil de travail permettant de modéliser clairement l'échange d'électrons associé au passage d'une espèce du couple à l'autre.

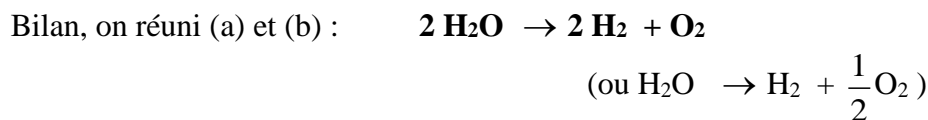
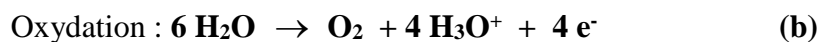
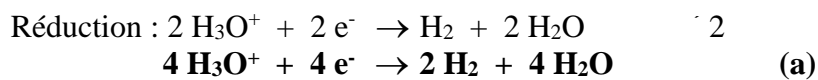


H₂O est l'oxydant du couple et gagne deux électrons pour devenir son réducteur conjugué, H₂.



Afin de réaliser une transformation, il faut considérer une réaction d'oxydoréduction avec comme réactifs le réducteur d'un couple et l'oxydant d'un autre couple. Nous devons donc associer deux demi-équations, l'une dans le sens de l'oxydation (e⁻ libérés, à droite de la flèche) et l'autre dans le sens de la réduction (e⁻ à gagner, à gauche de la flèche). Il faut qu'il y ait autant d'électrons gagnés d'un côté que perdus de l'autre, cela peut amener à multiplier tous les coefficients d'une (ou des deux) demi-équation par un facteur permettant d'équilibrer l'échange d'électrons.

Envisageons de reconstituer l'équation de la réaction (1).



Mais cette réaction ne se fait pas spontanément !

Forçons-là.

Electrolyse de l'eau

Forçons la réaction 1... En apportant l'énergie nécessaire de l'extérieur...

A l'aide d'un générateur électrique...

Qui va imposer une circulation de courant dans un circuit fermé comprenant deux parties :

- *Des fils conducteurs dans lesquels vont circuler des électrons ;*
- *Un liquide conducteur (de l'eau dans laquelle on a rajouté des ions) dans lesquels les porteurs de charge ne sont pas les électrons, mais des ions (des électrons libres en circulation dans les solutions aqueuses cela n'existe pas !). Ce type de milieu est appelé électrolyte.*
- *Le lien entre les deux parties, des solides conducteurs : des électrodes.*

Sur une des électrodes des électrons arrivent (du pôle – du générateur) il faut les fixer, les assimiler en permanence, il faut qu'au niveau de cette électrode, appelée cathode, se réalise une réduction.

Sur l'autre électrode, il faut créer des électrons qui se dirigeront vers le pôle + du générateur, il faut réaliser une oxydation à partir des espèces chimiques présentes autour de cette électrode qui s'appelle anode.

La seule espèce disponible autour des électrodes : H₂O (et ses ions)

Donc, à l'anode il y a oxydation de l'eau en O₂, à la cathode, il y a réduction de l'eau en H₂.

L'électricité est à l'origine d'une réaction forcée de coupures de molécules d'eau, nous réalisons une **électrolyse**.

Mise en œuvre expérimentale d'une électrolyse de l'eau :

- En récupérant les deux gaz dans deux tubes séparés.
ATTENTION ICI, CALCULS : estimez le plus précisément possible le volume de chaque gaz dégagé et validez-le en considérant la durée de l'électrolyse ainsi que l'intensité du courant circulant durant celle-ci.
- On recommencera l'électrolyse avec un seul tube plus large en verre épais jusqu'à ce qu'il soit rempli de gaz. On fera ensuite exploser le mélange stœchiométrique (H₂ + $\frac{1}{2}$ O₂) obtenu. (réalisation spontanée de la réaction (2))

Remarque : les ions Na⁺ et SO₄²⁻ n'ont pas des propriétés oxydantes ou réductrices adaptées aux conditions dans lesquelles se réalise notre électrolyse, ils ne servent donc qu'à renforcer le caractère conducteur de l'électrolyte du dispositif.

Le compte rendu ?

- c) Un schéma **complet** de l'électrolyseur en fonctionnement (circulations des porteurs de charge clairement indiquées, réactions aux électrodes, identification des électrodes, etc.)
- d) Tous les commentaires sont permis.
- e) Les calculs.
- f) **Maitrise de « l'énergie de l'eau » : La pile à hydrogène**

Nous nous intéressons maintenant à la réaction (2), dont nous sommes désormais convaincus qu'elle est tout à fait faisable spontanément avec libération d'énergie. Nous cherchons à réaliser un dispositif qui permettra de récupérer utilement cette énergie (jusque-là nous avons libéré cette énergie sous forme d'explosion...)

Solutions ?

- Reprendre le principe du moteur à explosion ?
- Constituer un dispositif électrochimique et produire du courant électrique ?

Afin de vous positionner face à ce défi énergétique, il vous est proposé de travailler à l'aide de modules pédagogiques « pile à hydrogène » en fonctionnement dans le laboratoire (nous réalisons quelques expériences qualitatives).

Après avoir parcouru les documents *p 48 à 53 du livre de spécialité*, répondez (en quelques lignes, et même en une phrase, ce doit être possible...) à la problématique suivante :

Pourquoi de tels efforts (recherche, développement) sont-ils mis en œuvre pour maîtriser la production de H₂ ?

Enfin, prenez position :

La pile à hydrogène est-il un dispositif d'avenir ?