

## Pile à combustible au méthanol

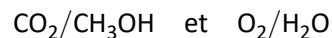
On constitue une pile au méthanol  $\text{CH}_3\text{OH}$ . Ce dernier est oxydé en dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  gazeux à l'une des électrodes, tandis que le dioxygène  $\text{O}_2$  gazeux est réduit en eau  $\text{H}_2\text{O}$  à l'autre. L'électrolyte est une solution aqueuse d'acide phosphorique  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Les deux électrodes sont séparées par une membrane poreuse, que l'on supposera imperméable au méthanol mais perméable à l'acide phosphorique.

- 1) Faire un schéma de cette pile et proposer un matériau pour les électrodes.
- 2) Déterminer la polarité des électrodes. Préciser où se trouve l'anode et la cathode, ainsi que le sens de circulation des électrons dans le circuit extérieur.
- 3) Donner une représentation conventionnelle de cette pile.
- 4) Lorsque la pile débite, écrire les équations des réactions se produisant à chaque électrode, ainsi que la réaction d'oxydoréduction globale de fonctionnement.
- 5) Donner l'expression littérale du potentiel de chaque électrode.
- 6) Exprimer la constante d'équilibre de la réaction de fonctionnement de la pile en fonction des potentiels standard des couples.

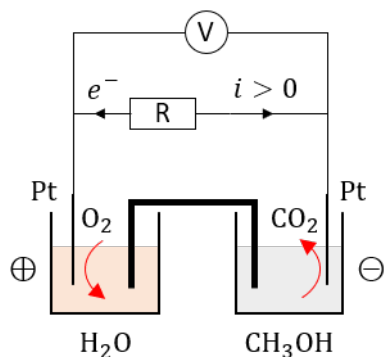


## Correction

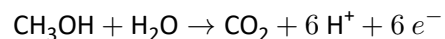
1) Pour chaque demi-pile, les deux espèces d'un couple redox sont présentes :



On va donc utiliser des électrodes neutres, comme du platine Pt.

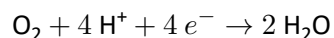


2) Sur l'électrode (1), le méthanol est oxydé, c'est donc l'anode.



Une réaction d'oxydation libère des  $e^-$  il s'agit donc du pôle (-) de la pile.

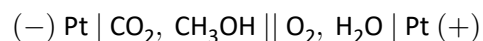
Sur l'électrode (2), le dioxygène est réduit, c'est donc la cathode.



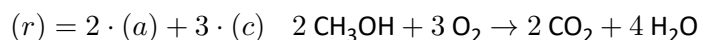
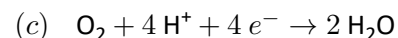
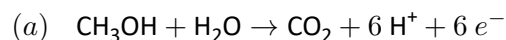
Une réaction de réduction consomme des  $e^-$  il s'agit donc du pôle (+) de la pile.

Les électrons circulent du (-) vers le (+). Le courant circule positivement du (+) vers le (-).

3) Représentation conventionnelle de cette pile.



4) Équations :



5) On applique la loi de Nernst pour chaque demi-pile :

$$\begin{cases} E_- = E^\circ(\text{CO}_2/\text{CH}_3\text{OH}) + \frac{0,06}{6} \log \left( \frac{P_{\text{CO}_2} [\text{H}^+]^6}{P^\circ [\text{CH}_3\text{OH}] (C^\circ)^5} \right) \\ E_+ = E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) + \frac{0,06}{4} \log \left( \frac{P_{\text{O}_2} [\text{H}^+]^4}{P^\circ (C^\circ)^4} \right) \end{cases}$$

6) À l'équilibre, on a égalité des potentiels :  $E_- = E_+$  et la LAM. Ainsi,

$$K = \frac{P_{\text{CO}_2}^2 P^\circ (C^\circ)^2}{P_{\text{O}_2}^3 [\text{CH}_3\text{OH}]^2} = 10^{\frac{12}{0,06} (E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E^\circ(\text{CO}_2/\text{CH}_3\text{OH}))}$$