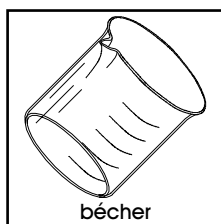


## BUTS

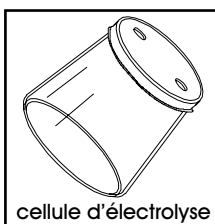
Aborder le processus d'électrolyse et déterminer les constituants de la molécule d'eau.

## MATERIEL

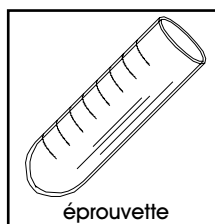
1 bécher de 100 ml (ou 1 cellule d'électrolyse), 2 éprouvettes, pipettes Pasteur, 1 spatule, 1 baguette de verre, 2 mines de crayon noir, 2 fils électriques avec pinces crocodile, 1 générateur (ou 1 pile 9 V), 1 feuille de papier épais, 1 paire de ciseaux.



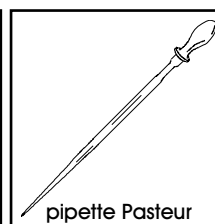
bécher



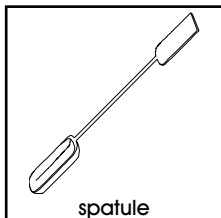
cellule d'électrolyse



éprouvette



pipette Pasteur



spatule

## REACTIFS

Sulfate de potassium ( $K_2SO_4$ ), bleu de bromothymol ( $C_{27}H_{27}O_5SBr_2Na$  0.04 %), acide chlorhydrique (HCl 0.1 M), hydroxyde de sodium (NaOH 0.1 M).

$K_2SO_4$	$C_{27}H_{27}O_5SBr_2Na$	HCl	NaOH
état .....solide	état .....solution 0.04 %	état .....solution 0.1 M	état .....solution 0.1 M
MM .....174.25 g/mol	MM .....646.37 g/mol	MM .....36.46 g/mol	MM .....40.00 g/mol
		<b>X</b>	<b>X</b>
CH 5	CH F	CH 5	CH 4

## RECOMMANDATIONS

Manipuler avec précaution l'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium.  
**Ne pas ingérer ou mettre en contact avec la peau ou les yeux.**

MANIPULATIONS  
ET DISCUSSION

1. A l'aide d'une pipette Pasteur, introduire 1-2 ml de solution d'acide chlorhydrique dans une éprouvette.  
Procéder de même avec la solution d'hydroxyde de sodium dans une seconde éprouvette.

Ajouter quelques gouttes de solution de bleu de bromothymol dans chaque éprouvette et noter la coloration des solutions.

? 1. **Quel est le rôle de la solution de bleu de bromothymol?**

2. Introduire environ 70 ml d'eau distillée dans un bécher (ou une cellule d'électrolyse) propre.

Ajouter plusieurs spatule abondantes de sulfate de potassium et 5 gouttes de

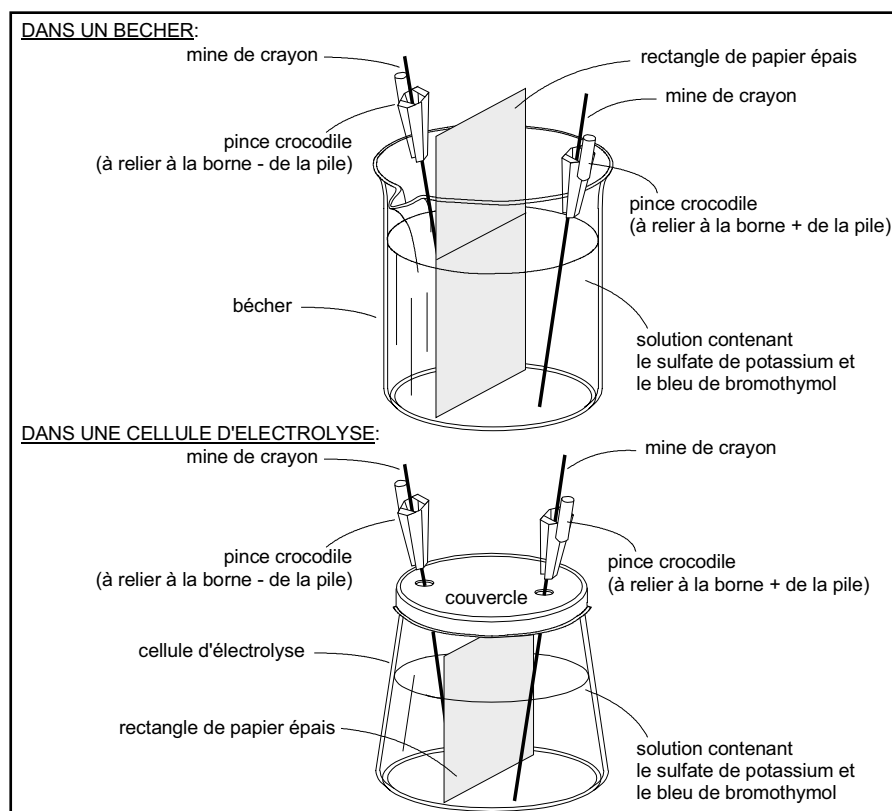
solution de bleu de bromothymol.

Si la solution n'est pas vert verveine, ajouter goutte à goutte de l'eau du robinet jusqu'à ce que la coloration verte soit atteinte.

Agiter avec une baguette de verre pour homogénéiser, puis noter la coloration de la solution.

? 2. Indiquer, en comparant avec la coloration des solutions d'acide et de base en présence d'indicateur, si la solution du bécher (ou de la cellule d'électrolyse) est acide, neutre ou basique.

3. Selon le schéma ci-dessous, découper dans une feuille de papier épais un rectangle et l'introduire dans le bécher (ou la cellule d'électrolyse) afin de compartimenter la solution.



Au moyen de pinces crocodile, connecter les fils électriques aux deux mines de crayon et fixer chaque mine dans l'un des compartiments de la solution.

4. Connecter les extrémités des fils électriques aux bornes du générateur de courant (ou de la pile); si un générateur est utilisé, le régler sur une tension de 5 V et un courant supérieur à 0.06 A, puis l'enclencher.

Observer l'évolution des deux compartiments durant quelques minutes.

Noter l'abondance relative des bulles à chacune des mines de crayon, la modification de coloration de chacun des compartiments et les bornes correspondantes (positive, négative) du générateur (ou de la pile).

♦ Dans les conditions de l'expérience, seules les molécules d'eau sont décomposées lorsque le générateur (ou la pile) est connecté aux mines de crayon. Le sulfate de potassium, dissous en ses ions  $K^+$  et  $SO_4^{2-}$ , ne subit pas de modification dans la solution et n'est présent que pour assurer le transport des charges.

? 3. Quel est le rôle des mines de crayon? Pourraient-elles être remplacées par un autre matériau?

- ? 4. Quel est le rôle du générateur (ou de la pile) dans cette expérience?
- ? 5. Sachant que ce sont les molécules d'eau qui sont décomposées aux électrodes, indiquer les espèces ioniques et gazeuses les plus probables produites dans chacun des deux compartiments du bécher (ou de la cellule d'électrolyse).
- ? 6. Dessiner un schéma de la cellule d'électrolyse et de son fonctionnement.  
Ecrire et nommer la réaction équilibrée se déroulant à chaque électrode.

◆ Une mesure précise des volumes de gaz formés aux électrodes indiquerait un rapport de volumes de 2:1.  
L'électrode connectée à la borne négative produirait exactement 2× plus de gaz que l'électrode connectée à la borne positive.

- ? 7. Pour quelle raison la production de bulles à l'électrode négative est-elle deux fois plus abondante qu'à l'électrode positive?  
Justifier en donnant la réaction globale équilibrée représentant l'ensemble du phénomène.

5. Déconnecter les électrodes du générateur (ou de la pile), vider et rincer abondamment le bécher (ou la cellule d'électrolyse), puis répéter les manipulations des points 2, 3 et 4, **sans ajouter de sulfate de potassium** dans le bécher (ou la cellule d'électrolyse).

- ? 8. Pourquoi n'observe-t-on pas de modification lorsque le sulfate de potassium n'est pas introduit dans le bécher (ou la cellule d'électrolyse)?

#### RECUPERATION ET NETTOYAGE

Vider les éprouvettes et le bécher (ou la cellule d'électrolyse) dans l'évier, sous courant d'eau. Laver la verrerie utilisée à l'eau, puis la rincer à l'eau déminéralisée.

Récupérer les pipettes Pasteur utilisées dans la poubelle pour verre usagé.

## PREPARATION

**Expérience pour un groupe de 2 étudiants.**

**1. Sulfate de potassium:**

Utiliser tel quel.

**2. Solution de bleu de bromothymol 0.04 %:**

Pour 100 ml de solution (suffisant pour environ 20-30 groupes), peser environ 0.04 g  $C_{27}H_{27}O_5SBr_2Na$ , dissoudre dans de l'eau déminéralisée et compléter à 100 ml avec de l'eau déminéralisée.

La solution finale doit être **verte**, c'est-à-dire neutre. Si elle est jaune (pH < 5.5), ajouter une faible quantité de base (p.ex. NaOH très dilué); si elle est bleue (pH > 8), ajouter une faible quantité d'acide (p.ex. HCl très dilué).

**3. Solution d'acide chlorhydrique 0.1 M:**

Pour 100 ml de solution (suffisant pour environ 15-20 groupes), ajuster environ 1.3 ml HCl concentré (25 %) à 100 ml avec de l'eau déminéralisée.

La précision de la concentration finale en HCl n'est absolument pas critique pour cette expérience.

**4. Solution d'hydroxyde de sodium 0.1 M:**

Pour 100 ml de solution (suffisant pour environ 15-20 groupes), peser environ 0.4 g NaOH, dissoudre dans de l'eau déminéralisée et compléter à 100 ml avec de l'eau déminéralisée.

La précision de la concentration finale en NaOH n'est absolument pas critique pour cette expérience.

Ne pas préparer un volume trop élevé, car les solutions d'hydroxyde de sodium se carbonatent rapidement (précipitation de  $Na_2CO_3$ ).

**5. Matériel nécessaire pour un groupe de 2 étudiants:**

1 bécher de 100 ml ou 1 cellule d'électrolyse (voir module 5.6)

2 éprouvettes

1 porte-éprouvettes

2-3 pipettes Pasteur avec tétine

1 spatule

1 baguette de verre

2 mines de crayon noir (Caran d'Ache dureté HD, diamètre 2mm)

2 fils électriques (1 rouge, 1 noir) avec 4 pinces crocodile

1 générateur ou 1 pile 9 V

1 feuille de papier épais (éventuellement prédécoupée)

1 paire de ciseaux (si la feuille de papier n'est pas prédécoupée)

**6. Durée de l'expérience:**

Environ 40 min de manipulations.

## DISCUSSION

**? 1. Quel est le rôle de la solution de bleu de bromothymol?**

Le bleu de bromothymol est un indicateur acide-base, qui prend une couleur différente en milieu acide, neutre ou basique.

En l'occurrence, cet indicateur colore la solution en jaune lorsqu'il est protoné (voir l'éprouvette contenant HCl), respectivement en bleu lorsqu'il est déprotoné (voir l'éprouvette contenant NaOH).

**? 2. Indiquer, en comparant avec la coloration des solutions d'acide et de base en présence d'indicateur, si la solution du bécher (ou de la cellule d'électrolyse) est acide, neutre ou basique.**

La solution du bécher (ou de la cellule d'électrolyse), qui contient du sulfate de potassium dissous dans l'eau (ions  $K^+$  et  $SO_4^{2-}$ ) est colorée en vert en présence de bleu de bromothymol.

On en déduit que la solution n'est ni acide (jaune) ni basique (bleue) et qu'elle est par conséquent neutre (vert = jaune + bleu).

? 3. Quel est le rôle des mines de crayon? Pourraient-elles être remplacées par un autre matériau?

Les mines en carbone graphite sont électriquement conductrices et servent d'électrodes.

Tout matériau conducteur peut être substitué au graphite, mais les métaux nobles (or, platine, rhodium, irridium) ne seront pas affectés par l'électrolyse, contrairement aux métaux facilement oxydables (cuivre, fer, zinc, nickel, aluminium).

? 4. Quel est le rôle du générateur (ou de la pile) dans cette expérience?

Le générateur électrique (ou la pile) est la source d'électrons libres pour l'électrolyse de l'eau. La connexion des bornes du générateur (ou de la pile) à la solution permet de fermer le circuit électrique pour le transport du courant continu.

? 5. Sachant que ce sont les molécules d'eau qui sont décomposées aux électrodes, indiquer les espèces ioniques et gazeuses les plus probables produites dans chacun des deux compartiments du bécher (ou de la cellule d'électrolyse).

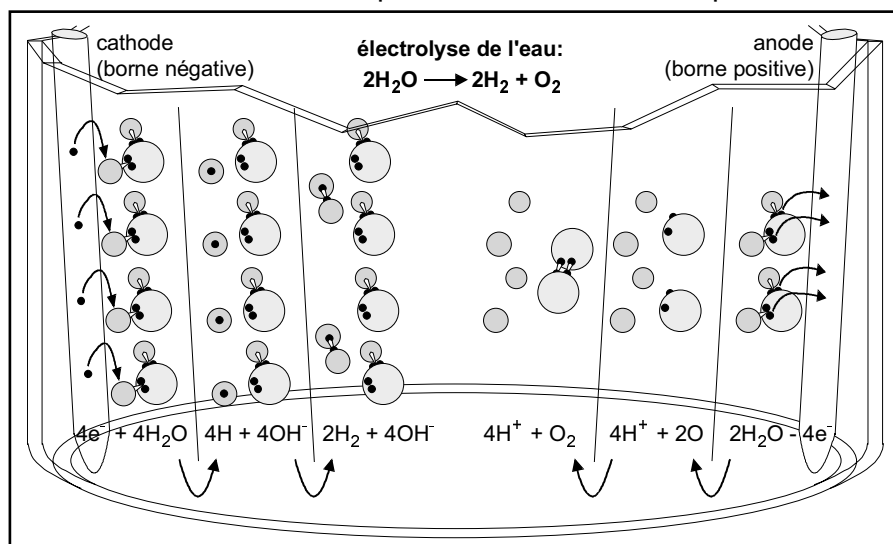
La coloration jaune dans le compartiment relié à la borne positive indique que des entités acides  $H^+$  sont formées, tandis que la coloration bleue dans le compartiment relié à la borne négative indique que des entités basiques  $OH^-$  sont formées.

D'autre part, les bulles aux deux électrodes démontrent que des gaz sont produits.

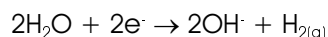
Puisque la molécule d'eau est formée d'atomes d'hydrogène et d'oxygène, les gaz produits sont vraisemblablement de l'hydrogène  $H_2$  et de l'oxygène  $O_2$ .

? 6. Dessiner un schéma de la cellule d'électrolyse et de son fonctionnement.

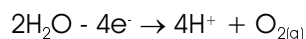
Ecrire et nommer la réaction équilibrée se déroulant à chaque électrode.



A la borne négative, la solution devient basique et on assiste à la production d'hydrogène gazeux. La réaction équilibrée qui rend compte de ces observations est:



A la borne positive, la solution devient acide et on assiste à la production d'oxygène gazeux. La réaction équilibrée qui rend compte de ces observations est:



**? 7. Pour quelle raison la production de bulles à l'électrode négative est-elle deux fois plus abondante qu'à l'électrode positive?**

**Justifier en donnant la réaction globale équilibrée représentant l'ensemble du phénomène.**

La quantité d'électrons fournis par la borne négative ne peut pas être différente de la quantité d'électrons captés par la borne positive. Par conséquent, il est nécessaire d'équilibrer les réactions cathodique et anodique par rapport au nombre d'électrons échangés.

En combinant et en équilibrant les réactions se déroulant aux deux électrodes, on obtient:



On voit ainsi que la production d'hydrogène est deux fois plus intense que la production d'oxygène.

**? 8. Pourquoi n'observe-t-on pas de modification lorsque le sulfate de potassium n'est pas introduit dans le bécher (ou la cellule d'électrolyse)?**

L'eau pure n'est pas conductrice; l'électrolyse n'y est donc pas envisageable, puisque l'information des processus se déroulant aux électrodes doit être véhiculée au travers de la solution.

D'autre part, l'indicateur acide-base n'est pas présent en concentration suffisante pour assurer le transport des charges dans la solution.

Dans l'eau, le sulfate de potassium est un sel totalement dissocié (électrolyte fort) en cations  $\text{K}^+$  et anions  $\text{SO}_4^{2-}$ ; ces ions assurent le transport des charges, tout en restant parfaitement inertes vis-à-vis du processus d'électrolyse.

## ANNEXE

L'électrolyse consiste à appliquer une différence de potentiel électrique dans une solution conductrice afin de modifier l'état d'oxydation des espèces possédant un caractère redox.

L'électrode négative (cathode) attire les cations  $\text{C}^+$ ; inversement, l'électrode positive (anode) attire les anions  $\text{A}^-$ . La cathode fournit des électrons aux cations qui se réduisent si le potentiel appliqué est suffisant (p.ex.  $\text{A}^{n+} + \text{e}^- \rightarrow \text{A}^{(n-1)+}$ ), tandis que les anions fournissent des électrons à l'anode et s'oxydent (p.ex.  $\text{B}^{m-} \rightarrow \text{B}^{(m-1)-} + \text{e}^-$ ).

Pour que l'équilibre des charges soit respecté, le nombre d'électrons fournis par la cathode est égal au nombre d'électrons gagnés par l'anode.

Pour que la solution soit conductrice, il faut y ajouter un électrolyte fort et indifférent, c'est-à-dire un sel totalement dissocié et ne subissant ni réduction ni oxydation en lieu et place des espèces à réduire ou à oxyder (p.ex.  $\text{CuCl}_2$  ne serait pas un électrolyte approprié dans cette expérience, puisque le  $\text{Cu}^{2+}$  se réduirait en  $\text{Cu}^0$  et le  $\text{Cl}^-$  s'oxyderait en  $\text{Cl}_2$ ).