

FICHE DE PREPARATION

DATE : Jeudi 30 janvier Février 2014 8h30-10h30 Morazzani 10h30-12h30 Clément

NIVEAU : TS Spécialité

THÈME : 2.L'eau ; **Sous thème :** 2.3.Eau et énergie

Séance 2.3.1 : Production de dihydrogène

MATÉRIEL PROFESSEUR :

- Solution de sulfate de sodium ($2\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) à $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ (200 mL/binome)
- Film 2.3.1-Spe-VoitureH2.flv
- Petits carrés (env. $5\text{cm} \times 5\text{cm}$) de papier filtre (pour remplir les éprouvettes graduées)
- Expérience Prof : production H_2 avec un panneau solaire
- Panneau solaire 2W, 6 V
- Lampe de chevet
- Électrolyseur avec électrodes en Pt
- Fils électriques
- 2 Pincettes crocos

MATÉRIEL ÉLÈVES : 9 groupes X 2 classes

- électrolyseur avec électrodes de platine (plastique rouge)
- générateur de tension continue réglable 0- 15 V
- 2 multimètres Jeulin CL3
- becher 200 mL
- 5 fils de connexion
- chronomètre
- porte tube à essais
- 2 petits tubes à essais
- boîte d'allumettes
- soucoupe porcelaine
- chiffon
- buchette en bois (baguette chinoise)
- thermomètre numérique
- 2 éprouvettes graduées identiques (soit en plastique de 50 mL, ; soit en verre de 25 mL)
- Pipette plastique

A FAIRE :

- il faut vérifier les fusibles des multimètres
-

Remarques Prof :

Sources :

http://www.afh2.org/fr/3_production_de_l_hydrogene

Des expériences de la famille Réd-Ox: Réussir, exploiter et commenter 55 manipulations de chimie par Danielle Cachau-Herreillat chez De Boeck (pages 176-177)

Vidéo d'introduction :

<http://youtu.be/BalCeVAWhhc>

Principe

On effectue l'électrolyse d'une solution de sulfate de sodium sur électrodes de platine. Elle se ramène à l'électrolyse de l'eau, le sulfate de sodium n'étant là que pour augmenter la conductivité de la solution.

On ajoute un indicateur coloré dont le pK_i soit proche de 7. Au départ, la solution est neutre, l'indicateur est sous forme acide et basique en quantités égales : on a donc sa teinte sensible.

L'électrolyse de l'eau produit du dihydrogène et du dioxygène, selon les réactions d'équation stœchiométrique :



Mode opératoire

Tapisser le fond de la boîte de Pétri avec un peu de solution à $0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ de sulfate de sodium.

Ajouter du bleu de bromothymol. Ajuster le pH avec quelques gouttes de solution d'acide sulfurique ou d'hydroxyde de sodium de façon à avoir une teinte bien verte.

Placer les électrodes de platine aux deux extrémités d'un diamètre de la boîte de pétri, à environ 1 cm du bord de la boîte et démarrer l'électrolyse.

Observer :

- les dégagements gazeux ;
- les changements de coloration ;
- l'évolution de la coloration en fonction du temps.



Compléments théoriques et observations

L'électrolyse de la solution se ramène à l'électrolyse de l'eau : les espèces oxydantes, Na^+ et SO_4^{2-} ne peuvent pas réagir (voir fiche 3 C.11). Seule H_2O peut réagir. L'électrolyse de l'eau peut être réalisée avec une solution additionnée d'un peu d'acide sulfurique ou d'hydroxyde de sodium mais il est préférable, pour mettre en évidence la production d'ions $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ et $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ de partir d'une solution à $\text{pH} = 7$. Nous n'avons pas retenu le chlorure de sodium, dont la solution est bien à $\text{pH} = 7$ à cause de l'oxydation des ions chlorure (voir fiches 3 E.1 et 2, sur l'électrolyse de solutions de NaCl).

Le pK_A du couple acide hydrogénosulfurique $\text{HSO}_4^- / \text{ion sulfate } \text{SO}_4^{2-}$ est égal à 2 : le pH de la solution de sulfate de sodium est très légèrement basique : $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{p}K_A + \log_{10} C_{\text{SO}_4^{2-}}) = 7,65$; c'est pourquoi il est nécessaire d'ajouter un peu de solution d'acide sulfurique pour revenir à $\text{pH} = 7$.

Le pK_i du bleu de bromothymol (BBT) est égal à 7,1 c'est pourquoi nous avons choisi cet indicateur. Avant que la réaction ne commence, la solution est verte, teinte sensible du BBT photo 3 C.13a.

Dès que le courant est établi, les réactions se produisent à la pointe des électrodes de platine :



que l'on peut aussi écrire $\text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{e}^- + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = 4 \text{HO}^-_{(\text{aq})}$

La réaction (1), réduction des ions H^+ de l'eau, se produit à la cathode (borne - du générateur) ; les ions H^+ étant consommés, un déficit local en ions H^+ se traduit par une augmentation locale de la concentration locale en ions HO^- donc du pH : la solution vire au bleu.

Inversement, au niveau de l'électrode où se produit la réaction (2), oxydation des ions HO^- de l'eau, (anode, borne + du générateur) il y a un excès local d'ions H^+ : le pH diminue et une coloration jaune se développe. Enfin, on matérialise la migration des ions : les ions H^+ , les plus mobiles, migrent vers la cathode et la coloration jaune progresse plus rapidement que la bleue au sein de la solution.

On peut aussi faire remarquer que la production de gaz est plus importante à la cathode qu'à l'anode, en accord avec le dégagement de deux fois plus de dihydrogène que de dioxygène.

Compléments pratiques

Nous avons essayé différentes dispositions : cristalliseur, boîte de Pétri, électrodes de platine « anneau » ou « fil », voire une de chaque sorte, électrodes plus ou moins proches du bord... Il s'avère que les électrodes « fil », la boîte de Pétri avec une « épaisseur » de solution assez faible et une disposition des électrodes selon un diamètre, à moins de 1 cm du bord de la boîte donnent les figures les plus proches de la forme d'un « papillon bleu ». La solution est réutilisable à la seule condition de bien l'homogénéiser (retour à la teinte verte de départ).

Enfin il est aussi possible d'utiliser 2 clous en guise de conducteurs électroniques (photo c) et les deux bornes d'une « pile plate » de 4,5 V (photo d).

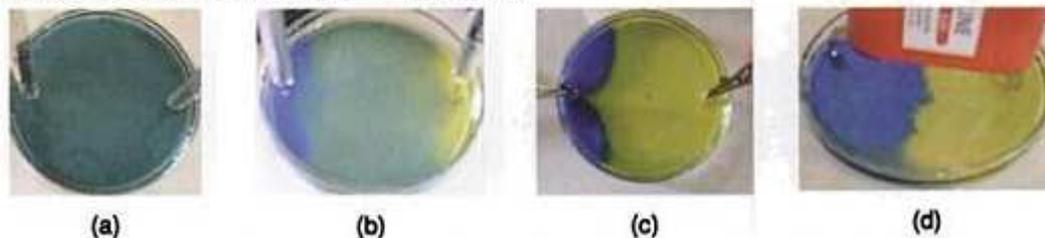


Fig. 3 C.13 : électrolyse de l'eau additionnée de sulfate de sodium et de BBT.