

Séance n° 10 : Synthèse de l'hydrogène à partir de l'électrolyse de l'eau

Objectif

L'électrolyse de l'eau est l'une des voies de synthèse du dihydrogène. Elle est envisagée pour utiliser les surplus de production d'électricité. Les électrolyseurs transforment l'énergie électrique en énergie chimique. L'objectif est d'étudier leur fonctionnement et de déterminer le rendement de la transformation d'énergie.

Documents à disposition**Document 1 : Récepteurs et générateurs électriques**

<http://www.web-sciences.com/fiches1s/fiche21/fiche21.php>

pages 1 et 2

Document 2 : Électrolyse, quelques définitions

<http://www.futura-sciences.com/magazines/matiere/infos/dico/d/physique-electrolyse-339/>

Document 3 : Définition d'un indicateur coloré

Un indicateur coloré est une espèce chimique dont la couleur varie en fonction du pH de la solution dans laquelle il se trouve.

Les indicateurs colorés sont surtout utilisés pour réaliser des dosages acido-basiques ou pour indiquer un domaine de pH d'une solution.

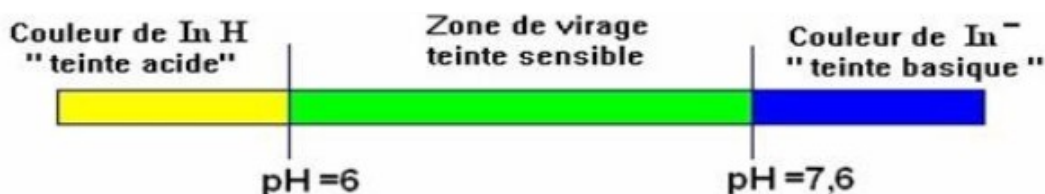
Le couple acide/base présent dans cet indicateur coloré est noté HIn/In^- .

Document 4 : Vidéo, électrolyse de l'eau

https://www.youtube.com/watch?v=1_FEI0dzaXg

Document 5 : Couleurs prises par le BBT en fonction du pH du milieu qui le contient

teinte acide : jaune
teinte sensible : verte
teinte basique : bleue

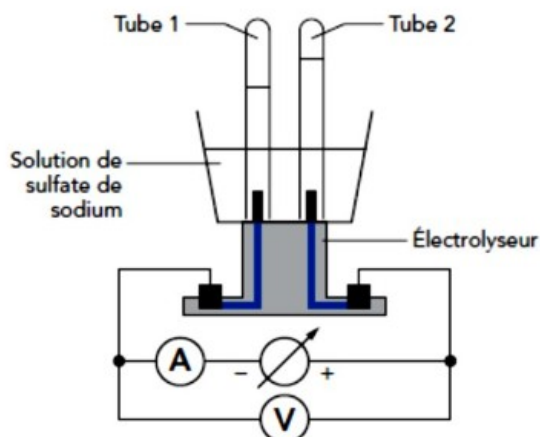
**Document 6 : Solution acide et solution basique**

Une solution aqueuse est acide si elle contient plus d'ions oxonium H_3O^+ que d'ions hydroxyde HO^-

Une solution aqueuse est basique si elle contient plus d'ions hydroxyde HO^- que d'ions oxonium H_3O^+

I. Caractéristique d'un électrolyseur

L'objectif est de déterminer si l'électrolyseur se comporte comme un générateur ou un récepteur électrique et d'exprimer la loi d'ohm $U = f(I)$ à ses bornes.

1. Montage**Consignes :**

- Réaliser le montage ci-dessus, sans allumer le générateur ni les multimètres, et appeler le professeur pour vérification ;
- Placer 200 mL de solution de sulfate de sodium à $0,50 \text{ mol.L}^{-1}$ dans la cuve de l'électrolyseur ;
- Ne pas placer les tubes à essais lors de l'étude de l'électrolyseur.

2. Etude de l'électrolyseur

- Régler le générateur de tension sur $U = 0,0$ V. Augmenter alors doucement la tension U en la contrôlant sur le voltmètre et observer les électrodes dans l'électrolyseur.

a) À partir de quelle tension U' observe-t-on la mise en fonctionnement de l'électrolyseur ?

Quelle est l'intensité I' en mA correspondante ? Noter vos observations.

b) Compléter le tableau suivant en faisant varier la tension U aux bornes du générateur et en relevant l'intensité I du courant électrique traversant l'électrolyseur :

| U (V) | 0,0 | 3,0 | 4,0 | 5,0 | 6,0 | 7,0 | 8,0 | 9,0 | 10,0 | 11,0 | 12,0 |
|--------|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|------|------|------|
| I (mA) | | | | | | | | | | | |

- Lorsque les mesures sont réalisées, laisser la tension aux bornes du générateur à la valeur

$U = 12,0$ V et éteindre le générateur. Dans toute la suite du TP, **cette valeur de tension ne sera plus modifiée.**

c) Dans LibreOffice, tracer la caractéristique $U = f(I)$.

d) Définir les termes récepteur, générateur, passif et actif à l'aide du document 1. D'après la caractéristique, l'électrolyseur est-il un générateur ou un récepteur électrique ? Est-il actif ou passif ?

e) Modéliser la partie linéaire de la caractéristique et afficher l'équation du modèle. Noter cette équation. En déduire la valeur de la force contre électromotrice (f.c.e.m) E' de l'électrolyseur ainsi que celle de sa résistance interne r' .

II. Fonctionnement de l'électrolyseur

1. Étude qualitative

- Ajouter quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT) dans les deux tubes, notés tube 1 et tube 2, et en utilisant le bécher, les remplir avec la solution de sulfate de sodium.
- Les fermer avec un morceau de papier filtre, les retourner dans la cuve de l'électrolyseur et les fixer au-dessus des électrodes avec les pinces à disposition.
- Allumer le générateur ($U = 12,0$ V réglée précédemment) en déclenchant un chronomètre et laisser débiter le générateur pendant exactement $\Delta t = 5,0$ min.

a) Noter la valeur de l'intensité I_0 du courant électrique.

b) Noter les teintes des solutions dans les tubes 1 et 2.

Que traduit le changement de couleur de la solution contenue dans le tube 1 et 2 ?

Quels ions sont formés dans chacun des tubes ?

On s'aidera des documents 5 et 6 ci-dessus.

c) Au bout de $\Delta t = 5,0$ min, arrêter le générateur et relever les volumes V_1 et V_2 des gaz formés respectivement dans les tubes 1 et 2. Dans quelle proportion sont les valeurs de ces volumes ?

• Rallumer le générateur et l'arrêter lorsque le tube 1 est complètement rempli de gaz.

d) Quel est le sens conventionnel du courant électrique I dans un circuit ? Le représenter sur le schéma.

e) En déduire le sens de déplacement des électrons dans le circuit extérieur à l'électrolyseur. Le représenter sur le schéma.

f) Sur quelle électrode, (1) ou (2) se produit l'oxydation ? La réduction ? Justifier en utilisant le sens de déplacement des électrons. Identifier alors l'anode et la cathode de l'électrolyseur.

Lorsque le tube 1 est rempli de gaz, allumer une allumette puis soulever le tube 1. Le retourner rapidement devant la flamme de l'allumette.

Lorsque le tube 2 est rempli, soulever le tube 2, puis le retourner devant une buchette incandescente.

g) Noter les observations pour chacune des expériences. En déduire la nature du gaz dans chacun des tubes.

Les couples redox de l'eau sont : $\text{H}_2\text{O}_{(l)} / \text{H}_2_{(g)}$ et $\text{O}_2_{(g)} / \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

h) Déduire des questions a) à g) la demi-équation électronique qui se produit à l'anode et à la cathode.

i) En déduire l'équation de la réaction qui décrit le fonctionnement global de l'électrolyseur sachant que la réaction suivante est totale : $\text{H}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

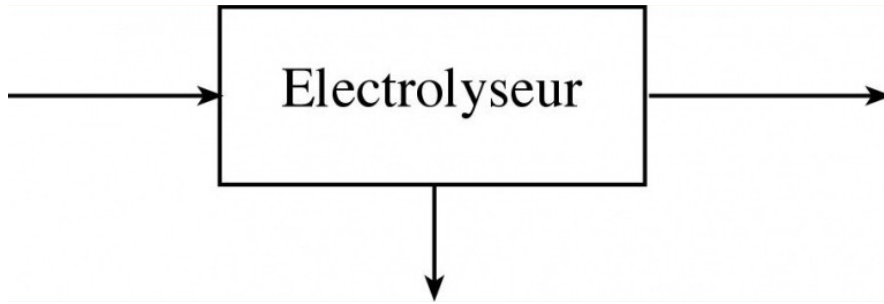
j) Les volumes respectifs (V_1 et V_2) des deux gaz obtenus sont proportionnels aux quantités des gaz formés. Les volumes mesurés sont-ils cohérents avec l'équation de cette réaction ?

k) Pourquoi a-t-on utilisé une solution aqueuse de sulfate de sodium et non de l'eau pure pour réaliser l'électrolyse de l'eau ?

l) Quels sont les porteurs de charge responsables du passage du courant électrique dans la solution ? Dans quel sens se déplacent-ils ?

2. Étude quantitative : détermination du rendement de l'électrolyseur

a) Compléter le document ci-dessous, qui représente le diagramme énergétique de l'électrolyseur :



b) Exprimer les grandeurs suivantes en fonction de E' , U , I_0 , r' et Δt , puis les calculer :

- l'énergie électrique $W_{\text{reçue}}$ (1) par l'électrolyseur
- l'énergie Q_{Joule} perdue (2)

Montrer que l'énergie utile (3) produite W_u a pour expression: $W_u = E' \times I_0 \times \Delta t$ puis la calculer.

c) Définir le rendement énergétique noté η (êta) et le calculer.

ELECTROLYSE DE L'EAU

Liste du matériel

- Electrolyseur (fils de platine)
- 1 voltmètre -1 ampéremètre –
5 fils de connexion
- générateur de tension variable elc
- chronomètre
- potence + 2 pinces
- 2 tubes gradués verre
- 1 éprouvette graduée 100 mL
- buchette – allumettes
- BBT
- Solution sulfate de sodium
C = 0,50 mol/L ; 300 mL/gpe