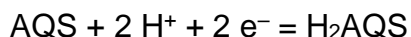
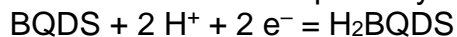


Les réactions au sein de la cellule électrochimique mettent en jeu les couples oxydant-réducteur BQDS /H<sub>2</sub>BQDS et AQS / H<sub>2</sub>AQS, espèces présentes en solution aqueuse dans les réservoirs de stockage.

**Q.1. Écrire les deux réactions électrochimiques qui modélisent les transformations se produisant aux électrodes.**

À l'aide des deux couples oxydant-réducteur, on peut écrire :



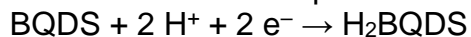
*Pour le moment on ignore dans quel sens ces réactions se produisent et donc à quelle électrode elles ont lieu. Nous avons décidé d'écrire les demi-équations électroniques (avec un =) plutôt que les équations aux électrodes (avec une →, voir Q.2.)*

L'équation de la réaction modélisant la transformation qui a lieu lors de la décharge de la batterie (fonctionnement en mode pile) est :  $\text{BQDS} + \text{H}_2\text{AQS} \rightarrow \text{H}_2\text{BQDS} + \text{AQS}$

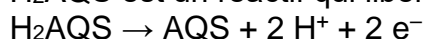
**Q.2. Définir un oxydant. Identifier l'oxydant et le réducteur lors de cette transformation chimique.**

Un oxydant est une espèce chimique capable de gagner un ou plusieurs électrons.

BQDS est un réactif qui subit une réduction, c'est l'oxydant.



H<sub>2</sub>AQS est un réactif qui libère des électrons, c'est le réducteur.



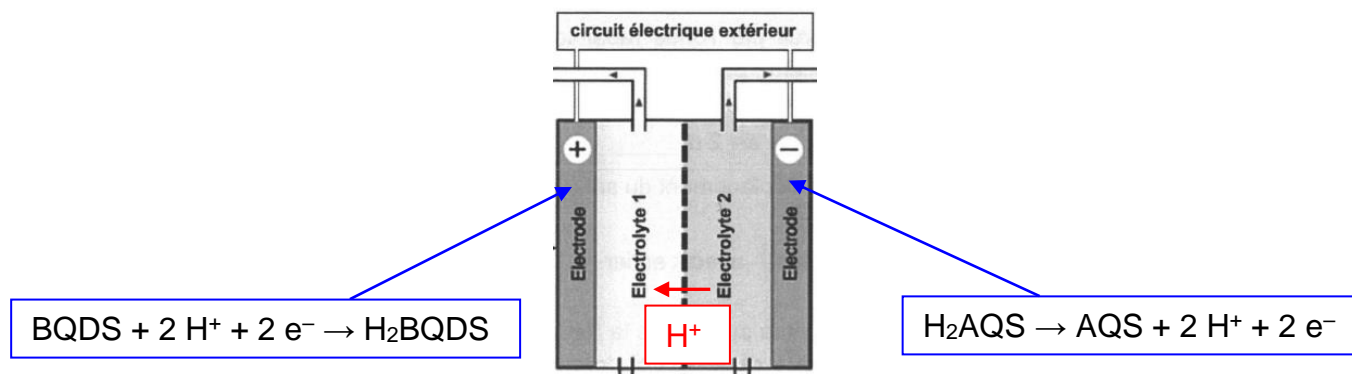
**Q.3. Déterminer si la solution de BQDS est l'électrolyte 1 ou l'électrolyte 2 à l'aide des polarités indiquées sur la cellule électrochimique et des équations des réactions électrochimiques. Justifier.**

À l'électrode positive, il y a consommation d'électrons par l'électrolyte 1.

BQDS consomme des électrons, c'est l'électrolyte 1.

**Q.4. Déterminer le sens de circulation des ions H<sup>+</sup> à travers la membrane. Justifier.**

À l'électrolyte positive, il y a consommation d'ions H<sup>+</sup> tandis qu'il y a production d'ions H<sup>+</sup> à l'électrode négative. Pour maintenir l'électroneutralité des électrolytes, les ions migrent de l'électrolyte 2 vers l'électrolyte 1.



**Rq :** la membrane joue le rôle d'un pont salin (fermer le circuit et maintenir l'électroneutralité des électrolytes des 2 compartiments).

**Q.5. Montrer que la capacité électrique de la cellule a une valeur proche de  $Q = 5,4 \times 10^6$  C.**

L'intensité étant un débit de charge électriques :  $I = \frac{Q}{\Delta t}$  (si l'intensité est constante).

Ainsi,  $Q = I \times \Delta t$  (avec  $I$  en A et  $\Delta t$  en s)

$$Q = 250 \times (6,0 \times 3600) = 5,4 \times 10^6 \text{ C CQFD}$$

**Q.6. Déterminer le volume de chaque électrolyte nécessaire pour assurer le fonctionnement de cette cellule.**

**En déduire le volume réel sachant que seulement 70 % des électrons susceptibles d'être produits par les réactions d'oxydoréduction contribuent réellement au courant électrique.**

Par définition,  $Q = n(e^-) \times N_A \times e = n(e^-) \times F$  donc  $n(e^-) = \frac{Q}{F}$ .

D'après l'équation à électrode positive :  $\frac{n(e^-)}{2} = \frac{n(\text{BQDS})}{1} = \frac{C_1 \times V_{1th}}{1}$

$$\text{Donc } \frac{Q}{2F} = \frac{C_1 \times V_{1th}}{1} \Leftrightarrow V_{1th} = \frac{Q}{2F \times C_1}$$

$$V_{1th} = \frac{5,4 \times 10^6}{2 \times 96500 \times 1,0} = 28 \text{ L}$$

Vu que seulement 70 % des électrons susceptibles d'être produits par les réactions d'oxydoréduction contribuent réellement au courant électrique,  $V_1 = \frac{V_{1th}}{0,70} = \frac{28}{0,70} = 40 \text{ L}$

En raisonnant de même avec l'électrode négative, on trouve le même résultat :  $V_2 = 40 \text{ L}$

**Q.7. Déterminer le volume total de chaque électrolyte nécessaire au fonctionnement de ce système pendant 6,0 h.**

Le système est constitué de 60 cellules donc  $V_{1tot} = 60 \times V_1$  soit  $V_{1tot} = 60 \times 40 = 2,4 \times 10^3 \text{ L}$ .

De même,  $V_{2tot} = 2,4 \times 10^3 \text{ L}$ .

**Q.8. Parmi les nombreux avantages de ce type de batterie, figure sa capacité de stockage qui peut être facilement augmentée. Proposer une solution simple pour doubler la durée de fonctionnement du système étudié à puissance délivrée constante.**

Pour doubler la capacité de stockage à puissance délivrée constante, il faut doubler la quantité de matière des réactifs. On peut :

- doubler le volume de chaque électrolyte dans chaque cellule (mais cela augmente considérablement le volume du système) ;
- doubler la concentration des électrolytes (ce qui semble plus facile).

**Rq :** si on double le nombre de cellules, on double la tension aux bornes du système et donc la puissance délivrée varie.

**Q.9. Déterminer la puissance électrique du système. En déduire l'énergie en W·h produite par le système lorsqu'il délivre du courant pendant 6,0 h.**

Par définition,  $P = U \times I$  donc  $P = 60 \times 250 = 1,5 \times 10^4 \text{ W}$

Par définition,  $E = P \times \Delta t$  donc  $E = 1,5 \times 10^4 \text{ W} \times 6,0 \text{ h} = 9,0 \times 10^4 \text{ W.h}$

**Q.10. Déterminer si la batterie à flux redox étudiée peut se positionner sur le marché. Justifier.**

Déterminons l'énergie volumique  $E_V$  du système :

$$E_V = \frac{E}{V_{\text{Total d'électrolytes}}} = \frac{E}{V_{1\text{tot}} + V_{2\text{tot}}}$$

$$E_V = \frac{9,0 \times 10^4 \text{ W.h}}{2,4 \times 10^3 \text{ L} + 2,4 \times 10^3 \text{ L}} = 19 \text{ W.h.L}^{-1}$$

Cette valeur est supérieure à  $10 \text{ W.h.L}^{-1}$  donc le système peut se positionner sur le marché du stockage de l'énergie.

Merci de nous signaler d'éventuelles erreurs à [labolycee@labolycee.org](mailto:labolycee@labolycee.org)