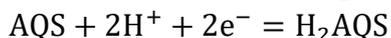
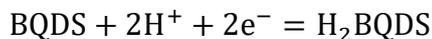


## EXERCICE 2 Des batteries à flux redox organiques

### Q.1.



### Q.2.

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



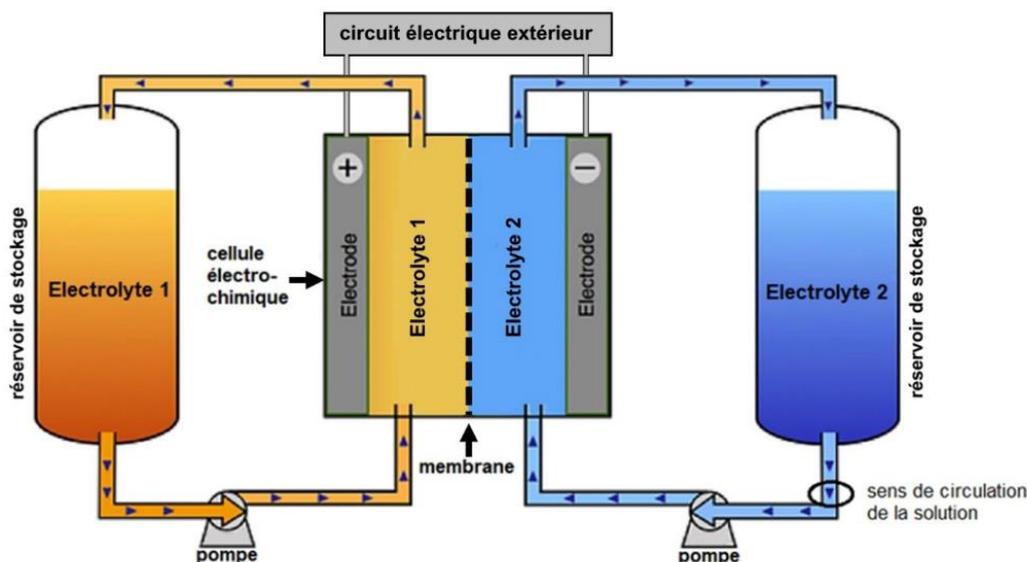
**BQDS** se transforme en **H<sub>2</sub>BQDS**. Or BQDS capte des électrons pour se transformer en H<sub>2</sub>BQDS selon l'équation :  $\text{BQDS} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{BQDS}$ .

Ainsi, BQDS est l'oxydant de cette transformation chimique.

**H<sub>2</sub>AQS** se transforme en **AQS**. Or H<sub>2</sub>AQS cède des électrons pour se transformer en AQS selon l'équation :  $\text{H}_2\text{AQS} = \text{AQS} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ .

Ainsi, H<sub>2</sub>AQS est le réducteur de cette transformation chimique.

### Q.3.



D'après [diplomatie.gouv.fr/fr/politique-etrangere-de-la-france/diplomatie-scientifique-et-universitaire](https://diplomatie.gouv.fr/fr/politique-etrangere-de-la-france/diplomatie-scientifique-et-universitaire)

Figure 1 : schéma du dispositif se comportant en pile électrochimique

D'après la question précédente, BQDS capte des électrons pour se transformer en H<sub>2</sub>BQDS ainsi, la borne positive est celle qui contient BQDS : électrolyte 1.

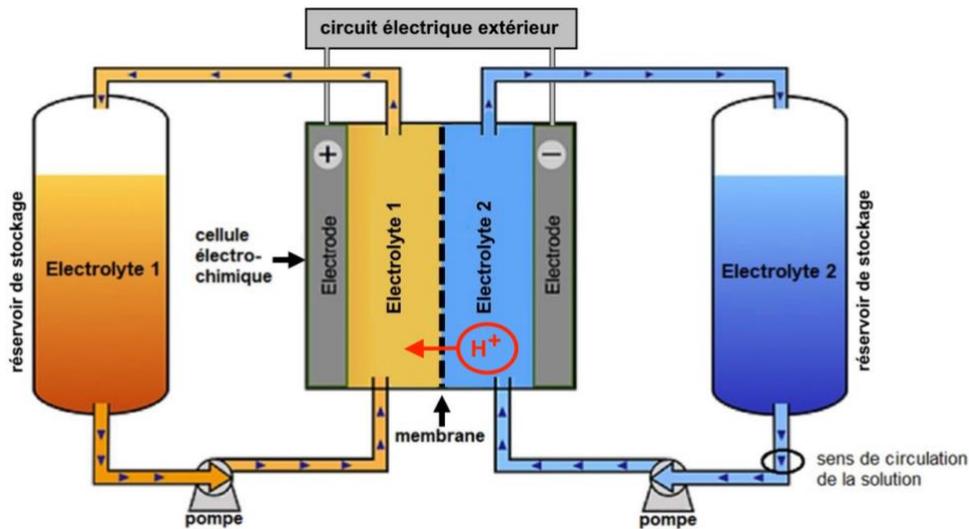
D'après la question précédente, H<sub>2</sub>AQS cède des électrons pour se transformer en AQS ainsi, la borne négative est celle qui contient H<sub>2</sub>AQS : électrolyte 2.

**Q.4.**

D'après la question 2, BQDS capte des ions  $H^+$  pour se transformer en  $H_2BQDS$  ainsi, les ions  $H^+$  vont vers l'électrode 1 (électrode qui contient BQDS)

D'après la question 2,  $H_2AQS$  cède des ions  $H^+$  pour se transformer en AQS ainsi, les ions  $H^+$  partent de l'électrode 2 (électrode qui contient  $H_2AQS$ )

Ainsi, les ions  $H^+$  partent de l'électrode 2 vers l'électrode 1.



*D'après [diplomatie.gouv.fr/fr/politique-etrangere-de-la-france/diplomatie-scientifique-et-universitaire](http://diplomatie.gouv.fr/fr/politique-etrangere-de-la-france/diplomatie-scientifique-et-universitaire)*

Figure 1 : schéma du dispositif se comportant en pile électrochimique

**Q.5.**

$$Q = I \times \Delta t$$

$$Q = 250 \times 6 \times 60 \times 60$$

$$Q = 5,4 \times 10^6 \text{ C}$$

**Q.6.**

$$Q = n_{e^-} \times Na \times e$$

$$n_{e^-} \times Na \times e = Q$$

$$n_{e^-} = \frac{Q}{Na \times e}$$

D'après la demi-équation :  $BQDS + 2H^+ + 2e^- = H_2BQDS$

$$n_{BQDS} = \frac{n_{e^-}}{2}$$

Ainsi

$$n_{BQDS} = \frac{Q}{2 \times Na \times e}$$

Or

$$n_{BQDS} = C \times V$$

Ainsi

$$C \times V = \frac{Q}{2 \times Na \times e}$$

$$V = \frac{Q}{2 \times Na \times e \times c}$$

$$V = \frac{5,4 \times 10^6}{2 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19} \times 1,0}$$

$$V = 28 \text{ L}$$

Idem pour le volume de l'autre électrolyte sachant que 2 électrons sont également échangés et que la concentration est identique.

Sachant que seulement 70 % des électrons susceptibles d'être produits par les réactions d'oxydoréduction contribuent réellement au courant électrique, calculons le volume réel :

$$V_{\text{reel}} = \frac{V}{0,70}$$

$$V_{\text{reel}} = \frac{28}{0,70}$$

$$V_{\text{reel}} = 40 \text{ L}$$

#### Q.7.

Chaque cellule est identique à celle étudié précédemment. Il y a 60 cellules.

Le volume de chaque électrolyte est donc de

$$V_{\text{electrolyte}} = 60 \times V_{\text{reel}}$$

$$V_{\text{electrolyte}} = 60 \times 40$$

$$V_{\text{electrolyte}} = 2400 \text{ L}$$

#### Q.8.

D'après la question Q.6. :

$$V = \frac{Q}{2 \times Na \times e \times c}$$

or

$$Q = I \times \Delta t$$

Donc

$$V = \frac{I \times \Delta t}{2 \times Na \times e \times c}$$

$$\frac{I \times \Delta t}{2 \times Na \times e \times c} = V$$

$$\Delta t = \frac{V \times 2 \times Na \times e \times c}{I}$$

Le temps est proportionnel à la concentration.

Ainsi, pour doubler la durée de fonctionnement du système étudié à puissance délivrée constante, on peut doubler la valeur de la concentration.

**Q.9.**

La puissance est définie par :

$$P = U \times I$$

$$P = 60 \times 250$$

$$P = 1,5 \times 10^4 \text{ W}$$

L'énergie est définie par :

$$E = P \times \Delta t$$

$$E = 1,5 \times 10^4 \times 6,0$$

$$E = 9,0 \times 10^4 \text{ Wh}$$

**Q.10.**

Le flux redox correspond au quotient de l'énergie délivrée par le système (en W·h) par le volume total d'électrolytes (en L).

$$\text{Flux} = \frac{E}{V_{\text{total electrolyte}}}$$

$$\text{Flux} = \frac{9,0 \times 10^4}{2 \times 2400}$$

$$\text{Flux} = 19 \text{ Wh} \cdot \text{L}^{-1}$$

Le flux redox doit atteindre une valeur minimale d'énergie volumique de l'ordre de  $10 \text{ WhL}^{-1}$ .  
Ainsi, cette batterie à flux redox étudiée peut se positionner sur le marché