

## Corrigé : Travaux Dirigés de la série 4

### Exercice n°1

#### 1-1'électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre CuSO<sub>4</sub> :

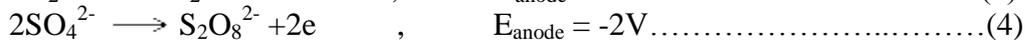
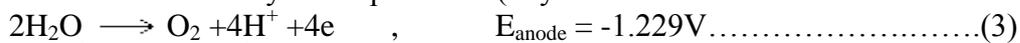
a- les Réactions de réduction possibles (réduction de l'eau ou les ions de cuivre) :



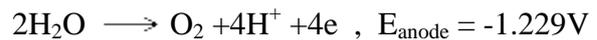
En comparant les deux tensions de réduction (réaction 1 et réaction 2), nous constatons que la réduction des ions de cuivre est plus facile que la réduction de l'eau ( $E_2 \geq E_1$ ) donc la réaction de réduction la plus probable est:



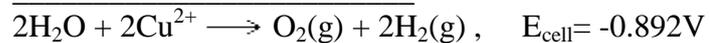
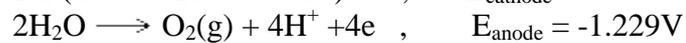
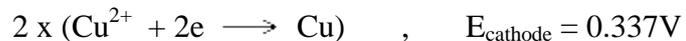
b- les réactions d'oxydation possibles (oxydation de l'eau ou les ions de sulfate) :



En comparant les deux tensions d'oxydation (réaction 3 et réaction 4), nous constatons que l'oxydation de l'eau est plus facile que l'oxydation des ions sulfate, ( $E_3 \geq E_4$ ) donc la réaction d'oxydation la plus probable est:

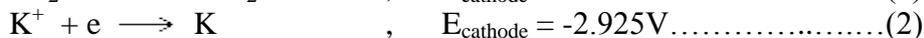


L'équation bilan de l'électrolyse de sulfate de cuivre CuSO<sub>4</sub> entre deux électrodes de platine est la somme de deux demi-réactions (2) +(3) :



#### 2-1'électrolyse d'une solution KI :

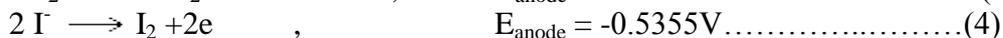
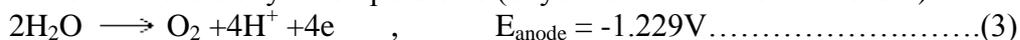
a- les Réactions de réduction possibles (réduction de l'eau ou les ions K<sup>+</sup>) :



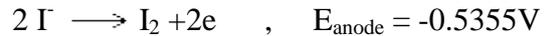
En comparant les deux tensions de réduction (réaction 1 et réaction 2), nous constatons que la réduction de l'eau est plus facile que la réduction de K<sup>+</sup> , ( $E_1 \geq E_2$ ) donc la réaction de réduction la plus probable est:



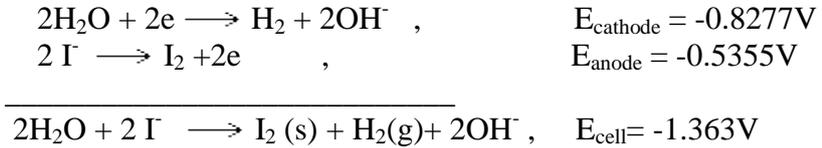
b- les réactions d'oxydation possibles (oxydation de l'eau ou les ions I<sup>-</sup>) :



En comparant les deux tensions d'oxydation (réaction 3 et réaction 4), nous constatons que l'oxydation des ions  $\Gamma$  est plus facile que l'oxydation de l'eau, ( $E_4 \geq E_3$ ) donc la réaction d'oxydation la plus probable est:

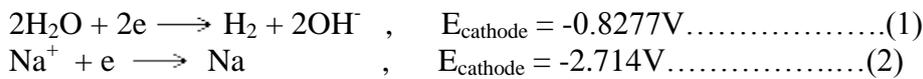


L'équation bilan de l'électrolyse de KI entre deux électrodes de platine est la somme de deux demi-réactions (1) +(4) :



### 3-l'électrolyse d'une solution $Na_2SO_4$ :

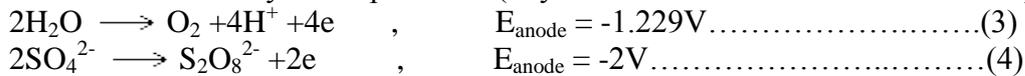
a- les Réactions de réduction possibles (réduction de l'eau ou les ions  $Na^+$ ) :



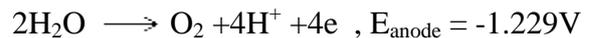
En comparant les deux tensions de réduction (réaction 1 et réaction 2), nous constatons que la réduction de l'eau est plus facile que la réduction de  $Na^+$ , ( $E_1 \geq E_2$ ) donc la réaction de réduction la plus probable est:



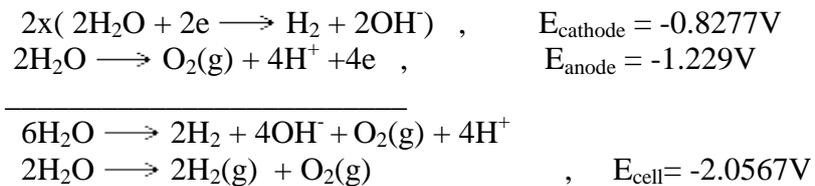
b- les réactions d'oxydation possibles (oxydation de l'eau ou les ions de sulfate) :



En comparant les deux tensions d'oxydation (réaction 3 et réaction 4), nous constatons que l'oxydation de l'eau est plus facile que l'oxydation des ions sulfate, ( $E_3 \geq E_4$ ) donc la réaction d'oxydation la plus probable est:



L'équation bilan de l'électrolyse de  $Na_2SO_4$  entre deux électrodes de platine est la somme de deux demi-réactions (1) +(3) :

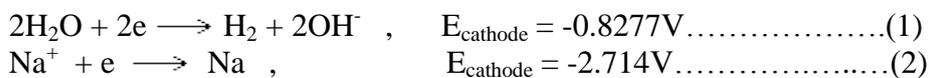


### Exercice n°2

1. La liste des espèces chimiques en solution est :  $H_2O$ ,  $Na^+$ ,  $Cl^-$ .  $H^+$  et  $OH^-$  sont présents en quantités très faibles.

2.

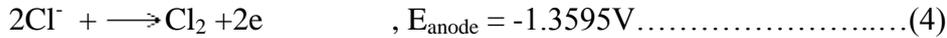
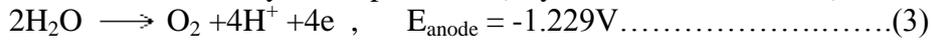
a- les Réactions de réduction possibles (réduction de l'eau ou les ions de sodium) :



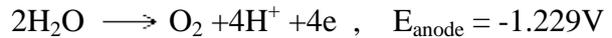
En comparant les deux tensions de réduction (réaction 1 et réaction 2), nous constatons que la réduction de l'eau est plus facile que la réduction de sodium, ( $E_1 \geq E_2$ ) donc la réaction de réduction la plus probable est:



b- les réactions d'oxydation possibles (oxydation de l'eau ou  $\text{Cl}^-$ ) :



En comparant les deux tensions d'oxydation (réaction 3 et réaction 4), nous constatons que l'oxydation de l'eau est plus facile que l'oxydation des ions chlorure, ( $E_3 \geq E_4$ ) donc la réaction d'oxydation plus probable est:

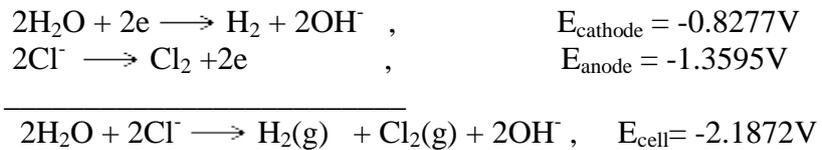


On devrait observer l'électrolyse de l'eau qui produit  $\text{O}_2$  et  $\text{H}_2$ , ce n'est pas celle qui est observée puisqu'il y a production de  $\text{Cl}_2$  ( $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ ) et de  $\text{H}_2$  ( $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$ ).

Nous constatons que l'oxydation des chlorures est préférée en raison de sa charge négative et de convergence de tension oxydative donc la réaction d'oxydation la plus probable est :



L'équation bilan de l'électrolyse de  $\text{NaCl}$  entre deux électrodes de platine est la somme de deux demi-réactions (1) +(4) :



3. On a  $Q = I \cdot t = 45 \cdot 10^3 \times 24 \times 3600 = 3.89 \cdot 10^9 \text{ J}$  donc comme  $Q = n_e \cdot F$ , on a  $n_e = Q/F = 4.03 \cdot 10^4 \text{ mol}$ .

La quantité produite de dichlore,  $n_{\text{Cl}_2}$ , est produite en même temps que  $n_e \text{ mol}$  d'électrons.

	$2 \text{Cl}^-$	$= \text{Cl}_2$	$+ 2e$
État initial	$n_0$	0	0
État final	$n_0 - 2x$	$x = n_{\text{Cl}_2}$	$2x = n_e$

On a donc :

$$x = n_e / 2 = 2.02 \cdot 10^4 \text{ mol} \text{ et } n_{\text{Cl}_2} = x = 2.02 \cdot 10^4 \text{ mol.}$$

$$\text{Soit } m_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} \cdot M_{\text{Cl}_2} = 1.43 \cdot 10^6 \text{ g soit } 1.43 \text{ tonnes.}$$

4. L'énergie consommée pendant ce temps est  $W = U_{\text{AB}} \cdot I \cdot t = 3.8 \times 45000 \times 24 \times 3600 = 1.48 \cdot 10^{10} \text{ J}$

$$= 1.48 \cdot 10^{10} / 3.6 \cdot 10^6 = 4.10 \cdot 10^3 \text{ kWh.}$$

Comme on a produit 1.43 tonne pendant le même temps, l'énergie consommée par tonne est :

$$\begin{aligned} W_t &= 1.48 \cdot 10^{10} / 1.43 = 1.03 \cdot 10^{10} \text{ J} \\ &= 2.87 \text{ kWh} \end{aligned}$$