

QCM

1 La proposition A n'est pas une bonne réponse car le générateur doit délivrer une tension continue. La proposition B n'est pas une bonne réponse car une pile ne fournit pas un courant suffisant pour réaliser une électrolyse.

La proposition C est une bonne réponse.

2 La proposition A est une bonne réponse. La proposition B n'est pas une bonne réponse car les électrons circulent dans le circuit électrique.

La proposition C n'est pas une bonne réponse car les atomes ne sont pas dans la solution.

3 La proposition A n'est pas une bonne réponse car les ions circulent dans la solution.

La proposition B est une bonne réponse

La proposition C n'est pas une bonne réponse car les atomes ne se déplacent pas dans le circuit électrique.

4 La proposition A est une bonne réponse.

La proposition B n'est pas une bonne réponse car l'anode est le siège d'une oxydation.

La proposition C n'est pas une bonne réponse car l'anode attire les anions.

5 La proposition A n'est pas une bonne réponse car on doit convertir l'intensité I en ampère et la durée Δt en seconde pour calculer la quantité de charges électriques en appliquant la formule $q = I \cdot \Delta t$.

La proposition B est une bonne réponse.

La proposition C n'est pas une bonne réponse car on doit convertir l'intensité I en ampère et la durée Δt en seconde pour calculer la quantité de charges électriques en appliquant la formule $q = I \cdot \Delta t$.

6 La proposition A n'est pas une bonne réponse car la quantité d'électrons échangés est donnée par

la relation $n(e^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{N_A \cdot e}$, avec l'intensité I en ampère

et la durée Δt en seconde.

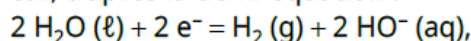
La proposition B n'est pas une bonne réponse car la quantité d'électrons échangés est donnée par la

relation $n(e^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{N_A \cdot e}$, avec l'intensité I en ampère

et la durée Δt en seconde.

La proposition C est une bonne réponse.

7 La proposition A n'est pas une bonne réponse car, d'après la demi-équation :



1 mole de dihydrogène est formé quand 2 moles d'électrons ont été échangées.

La quantité de matière de dihydrogène est égale à la moitié de la quantité de matière d'électrons échangés.

La proposition B n'est pas une bonne réponse pour les mêmes raisons.

La proposition C est une bonne réponse.

8 La proposition A n'est pas une bonne réponse car une pile est le siège d'une réaction d'oxydoréduction.

La proposition B est une bonne réponse.

La proposition C n'est pas une bonne réponse car une pile est le siège d'une réaction d'oxydoréduction.

9 La proposition A n'est pas une bonne réponse car, lors de sa charge, un accumulateur reçoit de l'énergie électrique pour forcer une réaction chimique à se réaliser.

La proposition B est une bonne réponse.

La proposition C n'est pas une bonne réponse car, lors de sa charge, un accumulateur reçoit de l'énergie électrique pour forcer une réaction chimique à se réaliser.

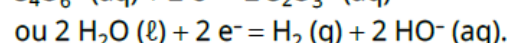
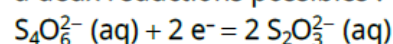
10 La proposition A est une bonne réponse.

La proposition B n'est pas une bonne réponse car, pour réaliser la photosynthèse, la plante a besoin de l'énergie lumineuse du Soleil.

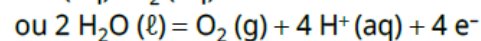
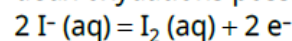
La proposition C n'est pas une bonne réponse car, pour réaliser la photosynthèse, la plante a besoin de l'énergie lumineuse du Soleil.

11 1. $\text{I}_2 (\text{aq}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{I}^- (\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq})$

2. À l'électrode reliée à la borne - du générateur, on a deux réductions possibles :



À l'électrode reliée à la borne + du générateur, on a deux oxydations possibles :



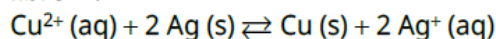
Il y a formation de bulles de gaz à une électrode et apparition d'une couleur jaune-orangée à l'autre, donc la réaction se produisant à l'électrode reliée à la borne - du générateur est :

$2 \text{H}_2\text{O} (\ell) + 2 e^- = \text{H}_2 (\text{g}) + 2 \text{HO}^- (\text{aq})$ et celle qui se réalise à l'électrode reliée à la borne + du générateur est : $2 \text{I}^- (\text{aq}) = \text{I}_2 (\text{aq}) + 2 e^-$.

3. Un générateur de tension continue peut forcer un système chimique à évoluer dans le sens opposé à son sens d'évolution spontanée

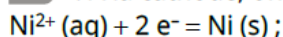
12 1. La coloration bleue correspond à la formation d'ions cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, le métal gris est de l'argent $\text{Ag}(\text{s})$. C'est la réaction 1 qui se produit.

2. a. Le générateur permet de forcer la réaction chimique dans le sens inverse de la transformation spontanée. La réaction correspond donc à l'équilibre 2 :

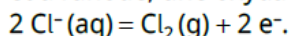


b. La solution va se décolorer et on aura la formation d'un dépôt métallique orangé de cuivre sur la cathode (électrode reliée à la borne - du générateur).

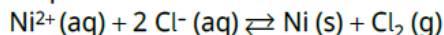
13 1. À la cathode, on a une réduction :



et à l'anode, une oxydation :

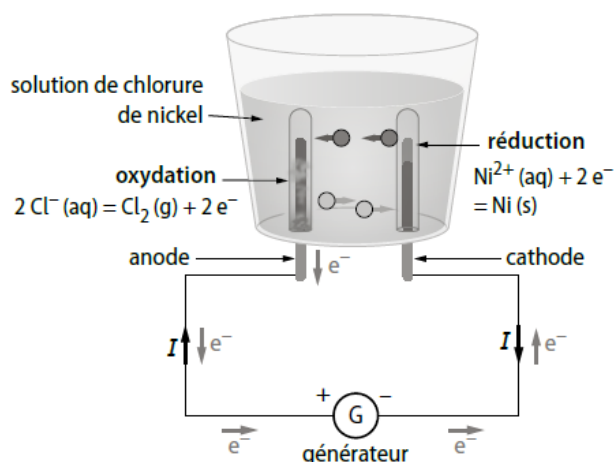


L'équation de la transformation est :



2.

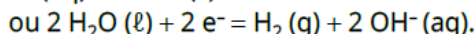
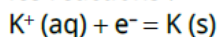
● déplacement des anions ○ déplacement des cations



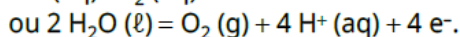
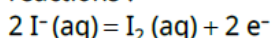
14 1. Le courant électrique circule de la borne + du générateur, rentre par la borne mA de l'ampèremètre jusqu'à la borne - du générateur. Les électrons circulent donc dans le sens inverse.

2. Dans la solution, on a des ions potassium $\text{K}^{+}(\text{aq})$, des ions iodure $\text{I}^{-}(\text{aq})$ et de l'eau H_2O .

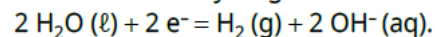
a. La borne - du générateur est reliée à la cathode, qui est le siège d'une réduction, donc on peut avoir les réactions :



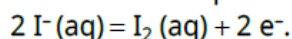
b. La borne + du générateur est reliée à l'anode, qui est le siège d'une oxydation, donc on peut avoir les réactions :



3. Il y a un dégagement de gaz à la cathode, donc formation de dihydrogène selon la demi-équation :



Il n'y a pas de dégagement de gaz à l'anode, donc pas de dioxygène formé. On forme du diiode selon la demi-équation :



15 1. Du métal peut se former sur la bague qui sert d'électrode. On veut former de l'or, qui est le réducteur du couple $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) / \text{Au}(\text{s})$. Lors d'une électrolyse, la cathode est le siège d'une réduction, donc il faut mettre la bague comme cathode.

2. On a $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{e}^{-} = \text{Au}(\text{s})$. C'est une réduction.

3. a. La quantité de matière d'or à déposer sur la bague est :

$$n(\text{Au}) = \frac{m}{M} = \frac{59 \times 10^{-6}}{197} = 3,0 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

b. D'après la demi-équation, la quantité de matière d'électrons échangés est :

$$n(\text{e}^{-}) = 3 n(\text{Au}) = 3 \times 3,0 \times 10^{-7} = 9,0 \times 10^{-7} \text{ mol}$$

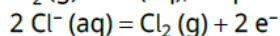
c. On utilise les formules de la quantité de charges électriques échangées :

$$q = I \cdot \Delta t = n(\text{e}^{-}) \cdot N_A \cdot e$$

On peut isoler la durée Δt de l'électrolyse :

$$\Delta t = \frac{n(\text{e}^{-}) \cdot N_A \cdot e}{I} = \frac{9,0 \times 10^{-7} \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}}{0,020} = 4,3 \text{ s}$$

16 1. En utilisant le couple oxydant-réducteur $\text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Cl}^{-}(\text{aq})$, on peut écrire la demi-équation :



Cette transformation est une oxydation, donc elle se produit à l'anode.

2. Les données de l'exercice sont :

- l'intensité $I = 45 \text{ kA} = 45 \times 10^3 \text{ A}$;

- la durée de l'électrolyse $\Delta t = 24 \text{ h}$ qu'il faut convertir en seconde : $\Delta t = 24 \times 3600 \text{ s}$.

Donc on utilise la formule de la quantité de charges électriques échangées : $q = I \cdot \Delta t$.

$$\text{AN : } q = 45 \times 10^3 \times 24 \times 3600 \text{ soit } q = 3,9 \times 10^9 \text{ C.}$$

3. On utilise la formule de la quantité de charges électriques échangées : $q = n(\text{e}^{-}) \cdot N_A \cdot e$, donc :

$$n(\text{e}^{-}) = \frac{q}{N_A \cdot e}.$$

$$\text{AN : } n(\text{e}^{-}) = \frac{3,9 \times 10^9}{6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}} = 4,0 \times 10^4 \text{ mol.}$$

4. D'après la demi-équation $2 \text{Cl}^{-}(\text{aq}) = \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^{-}$, 1 mole de dichlore est formée quand 2 moles d'électrons ont été échangées.

La quantité de matière de dichlore est égale à la moitié de la quantité de matière d'électrons échan-

$$\text{gés : } n(\text{Cl}_2) = \frac{n(\text{e}^{-})}{2} = 2,0 \times 10^4 \text{ mol.}$$

5. Le dichlore étant un gaz, la quantité de matière de dichlore est donnée par la formule :

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m}$$

Donc : $V(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot V_m = 2,0 \times 10^4 \times 24$ soit :
 $V(\text{Cl}_2) = 4,8 \times 10^5 \text{ L} = 4,8 \times 10^2 \text{ m}^3$.

19 1. Le titane est réduit, donc il se trouve à la cathode qui est le siège d'une réduction.

2. Les données de l'exercice sont :

- l'intensité $I = 200 \text{ mA} = 0,200 \text{ A}$;
- la durée de l'électrolyse $\Delta t = 1 \text{ h}$ qu'il faut convertir en seconde : $\Delta t = 1 \times 3\,600 = 3\,600 \text{ s}$.

Donc on utilise les formules de la quantité de charges électriques échangées :

$$q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot N_A \cdot e.$$

On peut isoler la quantité de matière d'électrons échangés : $n(e^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{N_A \cdot e}$.

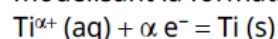
$$\text{AN : } n(e^-) = \frac{0,200 \times 3\,600}{6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}}$$

soit $n(e^-) = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

3. Les données de l'exercice sont la masse de titane $m = 179 \text{ mg} = 0,179 \text{ g}$ et la masse molaire atomique du titane $M = 47,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, donc la quantité de matière de titane formé est :

$$n(\text{Ti}) = \frac{m}{M} = \frac{0,179}{47,9} \text{ soit } n(\text{Ti}) = 3,7 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

4. En utilisant le couple oxydant-réducteur donné : $\text{Ti}^{\alpha+}(\text{aq})/\text{Ti}(\text{s})$, on peut écrire la demi-équation modélisant la formation du titane :



D'après cette demi-équation, on a : $n(e^-) = \alpha \times n(\text{Ti})$,

$$\text{donc } \alpha = \frac{n(e^-)}{n(\text{Ti})} = \frac{7,5 \times 10^{-3}}{3,7 \times 10^{-3}} \text{ soit } \alpha = 2.$$

La formule des ions titane est : $\text{Ti}^{2+}(\text{aq})$.

24 1. Cette pile ne rejette que de l'eau, donc elle ne pollue pas.

2. L'électrode 1 est le siège d'une oxydation avec le couple $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$, donc on a la demi-équation : $\text{H}_2(\text{g}) = 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^-$

L'électrode 2 est le siège d'une réduction avec le couple $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\ell)$, donc on a la demi-équation : $\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 e^- = 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$

3. On souhaite une relation entre les quantités de matière de dihydrogène et d'électrons échangés, donc on utilise la demi-équation se réalisant à l'électrode 1.

D'après cette demi-équation, 1 mole de dihydrogène est consommée quand 2 moles d'électrons ont été échangées. La quantité de matière d'électrons échangés est égale au double de la quantité de matière de dihydrogène consommé :

$$n(e^-) = 2 \times n_i(\text{H}_2).$$

4. Le dioxygène provient de l'air, qui est en quantité illimitée.

5. On utilise les formules de la quantité de charges électriques échangées : $q = I \cdot \Delta t = n(e^-) \cdot N_A \cdot e$.

On peut isoler la quantité de matière d'électrons échangés : $n(e^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{N_A \cdot e}$.

$$\text{On a : } n_i(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \times n(e^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 N_A \cdot e}.$$

6. $n_i(\text{H}_2) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 N_A \cdot e}$ et on doit convertir la durée Δt en seconde.

$$\text{AN : } n_i(\text{H}_2) = \frac{200 \times 200 \times 3\,600}{2 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19}}$$

$$\text{soit } n_i(\text{H}_2) = 7,5 \times 10^2 \text{ mol}.$$

Le volume de dihydrogène consommé est :

$$V(\text{H}_2) = n_i(\text{H}_2) \cdot V_m = 7,5 \times 10^2 \times 24 \text{ soit } V(\text{H}_2) = 1,8 \times 10^4 \text{ L}.$$

7. Dans les conditions usuelles de température et de pression, le volume de dihydrogène nécessaire est très grand : il faudrait un énorme réservoir pour le stocker.