

# Chapitre 13 : Transformations chimiques forcées

## QCM

### 1. Electrolyse

1. C. 2. A. 3. B.

### 2. Bilan de matière lors d'une électrolyse

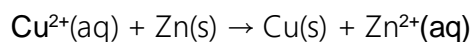
1. A. 2. B. 3. C.

### 3. Stockage et conversion d'énergie

1. A. 2. A. 3. C.

### 15. Prédiction du sens d'évolution

1. La solution se décolore (disparition des ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ ) et la plaque de zinc  $\text{Zn}(\text{s})$  se couvre d'un dépôt rouge de cuivre solide  $\text{Cu}(\text{s})$ . On en déduit donc l'équation de la réaction suivante :

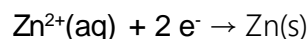


2. À l'état initial, le quotient de réaction est égal à :

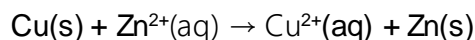
$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i} \quad \text{AN :} \quad Q_{r,i} = \frac{0,10}{0,10} = 1$$

3. Le quotient de réaction à l'état initial est inférieur à la constante d'équilibre ( $Q_{r,i} < K$ ), donc l'évolution spontanée est dans le sens direct de l'équation de transformation, ce qui correspond aux observations.

4. Si la borne négative est reliée à la lame de  $\text{Zn}(\text{s})$ , alors cette électrode va recevoir des électrons, lui permettant d'être le siège d'une réduction. On aura :



De la même façon, l'électrode de cuivre connectée à la borne positive va apporter des électrons au circuit, l'électrode sera le siège de l'oxydation. La réaction est alors inversée et s'écrit :



## Conversion d'énergie

### 18. Chaîne énergétique

1. Diagramme de la chaîne énergétique de la pile à combustible en décharge :

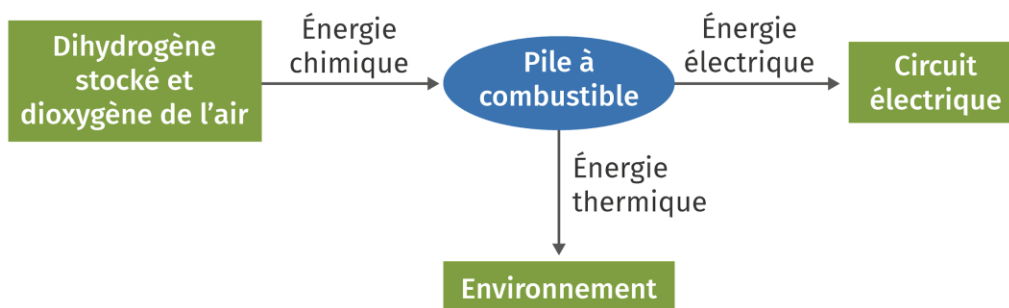
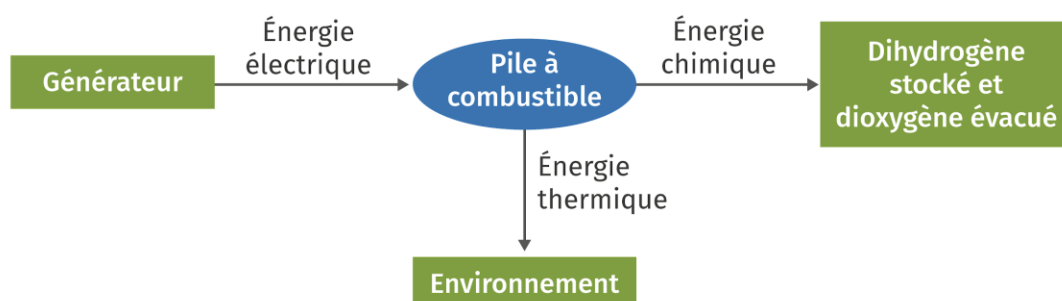


Diagramme de la chaîne énergétique de la pile à combustible en charge :

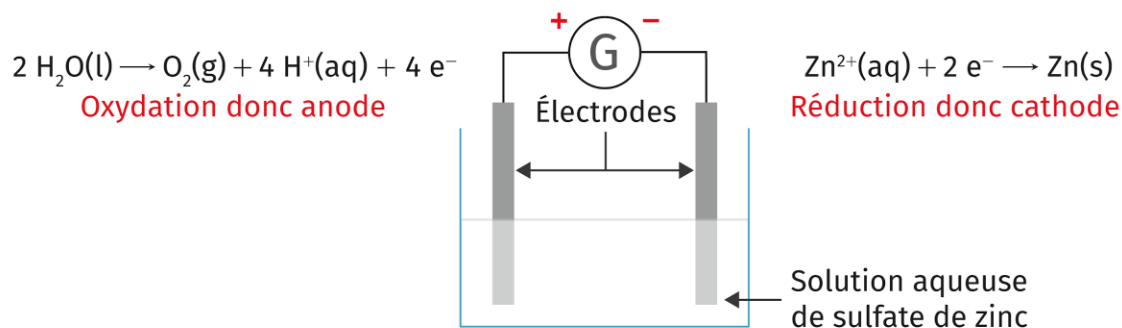


## 21. Schématisation d'une électrolyse

1. Les demi-équations électrochimiques sont :

- $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{s})$
- $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$

2. Le schéma de l'expérience d'électrolyse est le suivant :

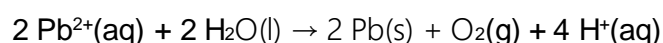


## 22. Formation du plomb

1. Comme un dépôt de plomb se forme la transformation est :  $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}(\text{s})$

Pour le gaz à l'électrode de plomb :  $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$

L'équation de la réaction d'électrolyse est donc :



2. À l'électrode de plomb, il se produit une oxydation, c'est donc l'anode.

3. La charge électrique durant l'électrolyse est :

$$Q = I \cdot \Delta t \quad Q = n_e \cdot F$$

$$\text{On a donc : } I \cdot \Delta t = n_e \cdot F \quad n_e = \frac{I \cdot \Delta t}{F}$$

Or, d'après la stœchiométrie de la réaction, on a :

$$n(\text{Pb}) = \frac{n_e}{2} \quad n(\text{Pb}) = \frac{I \cdot \Delta t}{2 F}$$

$$\text{AN : } n(\text{Pb}) = \frac{300 \times 10^{-3} \times (1,0 \times 60 + 30) \times 60}{2 \times 96500} = 8,39 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

4. La masse de plomb est liée à la quantité calculée précédemment :

$$m(\text{Pb}) = n(\text{Pb}) \cdot M(\text{Pb})$$

$$\text{AN : } m(\text{Pb}) = 8,39 \times 10^{-3} \times 207,2 = 1,74 \text{ g}$$

### 23. Réflexion en QCM

1. Le quotient de réaction à l'état initial s'écrit :

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Ag}^+]_i^2}{[\text{Cu}^{2+}]_i \cdot c^\circ} \quad \text{AN : } Q_{r,i} = \frac{0,10^2}{0,50 \times 1,0} = 2,0 \times 10^{-2}$$

Comme  $Q_{r,i} \gg K$ , l'évolution se fera de manière spontanée dans le sens indirect, réponse **c**.

2. L'électrode reliée au pôle + subit une perte d'électrons, donc une oxydation. Ainsi, c'est à l'anode que se déroule la transformation  $\text{Ag}(s) \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + e^-$ . L'anode est le fil d'argent, donc la réponse est **b**.

3. La charge électrique débitée correspond à :

$$Q = n_e \cdot F \quad Q = I \cdot \Delta t$$

D'où :

$$n_e \cdot F = I \cdot \Delta t \quad n_e = \frac{I \cdot \Delta t}{F}$$

À l'autre électrode,  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}(s)$ , alors :

$$n(\text{Cu}) = \frac{n_e}{2} \quad n(\text{Cu}) = \frac{I \cdot \Delta t}{2}$$

La bonne réponse est **b**.

### 24. Comprendre les attendus Constante de Faraday

1. La demi-équation à l'électrode de zinc est :  $\text{Zn}(s) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$

2. À la plaque de zinc se déroule une oxydation, c'est donc l'anode.

3. Compte-tenu de la stœchiométrie de la demi-équation, on a :

$$n(\text{Zn}) = \frac{n_e}{2}$$

Or, la quantité de zinc consommée à l'anode est liée à la variation de masse :

$$n(\text{Zn}) = \frac{m_1 - m_2}{M(\text{Zn})} \quad n_e = \frac{2(m_1 - m_2)}{M(\text{Zn})}$$

4. Lors de l'électrolyse, la charge électrique équivaut à :

$$Q = I \cdot \Delta t \quad Q = n_e \cdot F$$

Soit :  $I \cdot \Delta t = n_e \cdot F$

$$F = \frac{I \cdot \Delta t}{n_e} \quad F = \frac{I \cdot \Delta t \cdot M(\text{Zn})}{2(m_1 - m_2)}$$

5. AN :  $F = \frac{0,420 \times 50 \times 60 \times 65,4}{2 \times (28,42 - 28,00)} = 9,8 \times 10^4 \text{ C}$

On peut évaluer l'écart relatif entre la valeur obtenue et la valeur théorique :

$$\epsilon = \frac{|F_{\text{th}} - F|}{F_{\text{th}}} \quad \text{AN : } \epsilon = \frac{|96500 - 9,8 \times 10^4|}{96500} = 0,016 = 1,6 \%$$

Les sources d'incertitude les plus importantes se situent a priori sur la mesure de l'intensité  $I$  (notamment au regard de sa stabilité pendant l'expérience). La mesure de la durée de l'électrolyse, la précision des masses, le défaut de séchage de la plaque, sont également des sources d'incertitudes.

## 25. Préparation de l'eau de Javel

1. Demi-équation de formation du dichlore :  $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$

2. Cette transformation est une oxydation, c'est donc à l'anode qu'elle a lieu.

3. Il faut obtenir  $V(\text{Cl}_2) = 15 \text{ L}$ , soit :

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{V}{V_m} \quad \text{AN : } n(\text{Cl}_2) = \frac{15}{24,0} = 0,63 \text{ mol}$$

Lors de l'électrolyse, la charge électrique est :

$$Q = I \cdot \Delta t \quad Q = n_e \cdot F$$

Soit :  $I \cdot \Delta t = n_e \cdot F \quad I = \frac{n_e \cdot F}{\Delta t}$

On cherche la quantité d'électrons échangés :

$$n_e = 2 n(Cl_2)$$

On a donc :

$$I = \frac{2 n(Cl_2) \cdot F}{\Delta t} \quad \text{AN :} \quad I = \frac{2 \times 0,63 \times 9,65 \times 10^4}{2,0 \times 60 \times 60} = 17 \text{ A}$$

## 26. Étamage d'une canette

1. Une couche d'étain doit être déposée sur la plaque d'acier selon la transformation  $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \rightarrow \text{Sn}(s)$ . C'est une réduction, donc la plaque joue le rôle de cathode.

2. La surface à étamer vaut l'aire du rectangle d'acier multipliée par 2, car il y a deux faces.

On ne considère pas la tranche de la plaque en raison de sa faible épaisseur :

$$S = 2 l \cdot L \quad \text{AN :} \quad S = 2 \times 11,0 \times 21,0 = 462 \text{ cm}^2$$

3. La couche d'étain devra avoir une épaisseur de  $e$ . Le volume à déposer est :

$$V = e \cdot S$$

On a donc :

$$m(\text{Sn}) = \rho_{\text{Sn}} \cdot V \quad m(\text{Sn}) = \rho_{\text{Sn}} \cdot S \cdot e$$

$$\text{AN :} \quad m(\text{Sn}) = 7,3 \times 462 \times 30 \times 10^{-4} = 10 \text{ g}$$

4. La charge électrique débitée durant l'électrolyse peut s'exprimer selon :

$$Q = I \cdot \Delta t \quad Q = n_e \cdot F$$

On a donc :

$$I \cdot \Delta t = n_e \cdot F \quad \Delta t = \frac{n_e \cdot F}{I}$$

Compte-tenu de la stœchiométrie de la demi-équation :

$$n_e = 2 n(\text{Sn})$$

$$\text{Donc :} \quad \Delta t = \frac{2 n(\text{Sn}) \cdot F}{I} \quad \Delta t = \frac{2 m(\text{Sn}) \cdot F}{I \cdot M(\text{Sn})}$$

$$\text{AN :} \quad \Delta t = \frac{2 \times 10 \times 96500}{5,0 \times 118,7} = 3300 \text{ s} = 0,90 \text{ h}$$

La valeur trouvée est cohérente avec l'information indiquée dans l'énoncé.

## 27. Copie d'élève à commenter

1. Une couche de chrome doit être déposée sur l'objet selon la transformation suivante :  $\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3 e^- \rightarrow \text{Cr}(s)$ . C'est une réduction, donc la plaque joue le rôle de cathode.

2. Le volume de chrome à déposer vaut :

$$V = S \cdot e$$

AN :  $V = 30 \times 50 \times 10^{-4} = 0,15 \text{ cm}^3$

Il y a une erreur dans l'unité, le volume s'exprime en ( $\text{cm}^3$ ) ou en ( $\text{m}^3$ ).

3. Calcul de la quantité de matière de chrome :

$$n(\text{Cr}) = \frac{m(\text{Cr})}{M(\text{Cr})} \quad \text{AN :} \quad n(\text{Cr}) = \frac{1,1}{52,0} = 2,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Ici, il s'agit d'une erreur sur le nombre de chiffres significatifs.

4. Vue l'équation de la question 1, on a :

$$n(\text{Cr}) = \frac{n_e}{3}$$

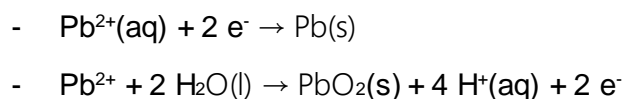
Par conséquent, on a :

$$I = \frac{Q}{\Delta t} \quad I = \frac{n_e \times F}{\Delta t}$$
$$I = \frac{3 n(\text{Cr}) \times F}{\Delta t} \quad \text{AN :} \quad I = \frac{3 \times 2,1 \times 10^{-2} \times 9,65 \times 10^4}{8,0 \times 3600} = 0,21 \text{ A}$$

## 29. Accumulateur au plomb

1. Au démarrage, l'accumulateur fournit du courant électrique, c'est de l'énergie chimique qui est transformée en énergie électrique.

2. Lors de la charge de l'accumulateur, la réaction a lieu en sens inverse, donc les demi-équations sont :



3. On peut établir la relation suivante :

$$n(\text{Pb})_{\text{formé}} = \frac{n_e}{2} \quad n(\text{Pb})_{\text{formé}} = \frac{Q}{2 F}$$
$$n(\text{Pb})_{\text{formé}} = \frac{I \cdot \Delta t}{2 F} \quad \text{AN :} \quad n(\text{Pb})_{\text{formé}} = \frac{7,8 \times 6 \times 3600}{2 \times 96500} = 0,9 \text{ mol}$$

La masse de plomb formé est :

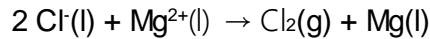
$$m(\text{Pb})_{\text{formé}} = n(\text{Pb})_{\text{formé}} \cdot M(\text{Pb}) \quad \text{AN.} \quad m(\text{Pb})_{\text{formé}} = 0,9 \times 207,2 = 200 \text{ g}$$

## 30. Électrolyse du chlorure de magnésium

1. Demi-équations aux électrodes :



2. L'équation de la réaction d'électrolyse s'écrit :



3. La charge électrique est liée à la durée de l'électrolyse selon :

$$Q = I \cdot \Delta t \quad \Delta t = \frac{Q}{I} \quad \Delta t = \frac{n_e \cdot F}{I}$$

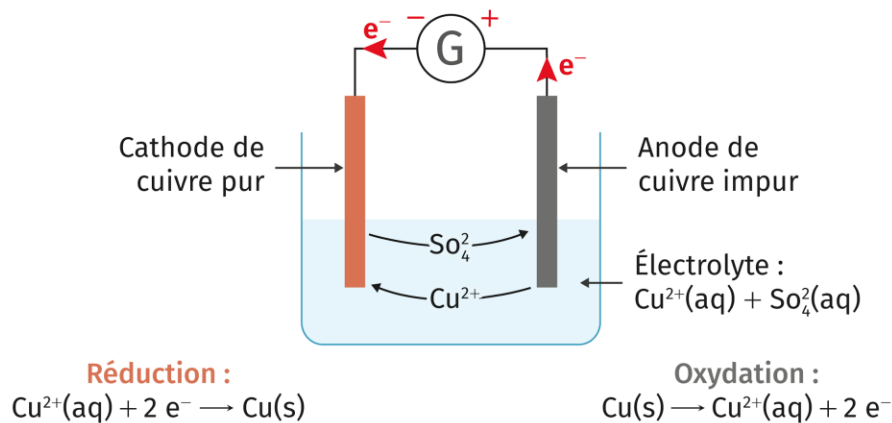
$$\Delta t = \frac{2 n(\text{Mg}) \cdot F}{I} \quad \Delta t = \frac{2 m(\text{Mg}) \cdot F}{I \cdot M(\text{Mg})}$$

AN : 
$$\Delta t = \frac{2 \times 1,00 \times 10^3 \times 9,65 \times 10^4}{150 \times 24,3} = 52900 \quad \text{s} = 14,7 \text{ h}$$

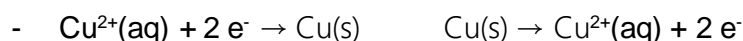
4. Avec un rendement de 60 %, la masse de magnésium produite serait de 600 g.

### 31. Affinage du cuivre dans l'industrie

1.



2. Les demi-équations sont (comme indiquées sur le schéma) :



3. À l'anode, il y a transformation du  $\text{Cu}(\text{s})$  en ion cuivre  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  qui se solubilisent dans l'électrolyte, donc l'élément chimique constituant l'anode se solubilise.

4. La concentration des ions cuivre (II)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  est stable, car les ions formés à l'anode sont consommés dans les mêmes proportions à la cathode.

5. Pour une électrolyse complète :

$$Q = I \cdot \Delta t \quad \text{AN : } Q = 5000 \times 14 \times 24 \times 3600 = 6,0 \times 10^9 \text{ C}$$

6. Avec la demi-équation, on trouve :

$$n(\text{Cu}) = \frac{n_e}{2} \quad \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{Q}{2 F}$$

$$m(\text{Cu}) = \frac{Q \cdot M(\text{Cu})}{2 F} \quad \text{AN :} \quad m(\text{Cu}) = \frac{6,0 \times 10^9 \times 63,5}{2 \times 9,65 \times 10^4} = 2,0 \times 10^6 \quad \text{g} = 2,0 \text{ t}$$

7. Le rendement étant de 83 %, la masse de cuivre réelle est :

$$m(\text{Cu})' = m(\text{Cu}) \cdot \eta$$

AN :  $m(\text{Cu})' = 2,0 \times 0,83 = 2,00,83 = 1,7 \text{ t}$

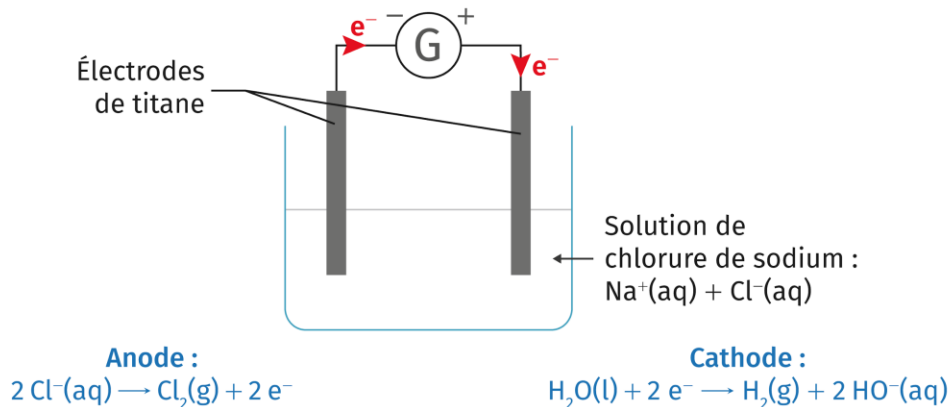
Il y a des pertes par énergie thermique dans les électrodes et dans l'ensemble du système.

### 33. Traitement de l'eau d'une piscine

1. Les demi-équations aux électrodes sont :

- À l'anode :  $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^-$
- À la cathode :  $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq})$

2.



3. On cherche la quantité d'électrons échangés :

$$n_e = 2 n(\text{Cl}_2)$$

Lors de l'électrolyse la charge électrique correspond à :

$$Q = n_e \cdot F \quad n_e = \frac{Q}{F} \quad n_e = \frac{I \cdot \Delta t}{F} \quad 2 n(\text{Cl}_2) = \frac{I \cdot \Delta t}{F}$$

AN :  $n(\text{Cl}_2) = \frac{22 \times 1,0 \times 3600}{2 \times 9,65 \times 10^4} = 0,41 \text{ mol}$

On en déduit la masse de dichlore  $\text{Cl}_2(\text{g})$  :

$$m(\text{Cl}_2) = 2 n(\text{Cl}_2) \cdot M(\text{Cl}) \quad \text{AN :} \quad m(\text{Cl}_2) = 2 \times 0,41 \times 35,5 = 29 \text{ g}$$

On retrouve les 30 g par heure annoncés par le constructeur.