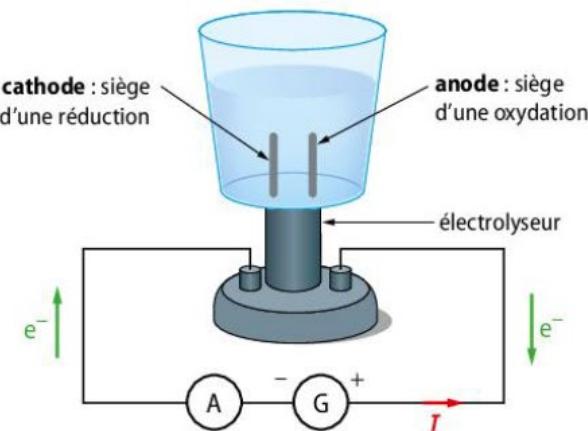


## 1 Transformations forcées

- ▶ Pour une transformation non totale  $\mathbf{A} + \mathbf{B} \rightleftharpoons \mathbf{C} + \mathbf{D}$  lorsque  $Q_{r,i} < K(T)$ , le système évolue spontanément dans le **sens direct**,  $Q_{r,i}$  étant le quotient de réaction et  $K$  la constante d'équilibre de la même réaction.
- ▶ Un générateur de tension continue peut forcer le système chimique à évoluer dans le **sens opposé** à son sens d'évolution spontanée.

## 2 L'électrolyseur

- ▶ Un **électrolyseur** est composé d'une cuve contenant deux électrodes reliées à un générateur.



### Quantité de charges électriques mise en jeu lors d'une électrolyse

$$q = I \cdot \Delta t$$

intensité du courant délivré par le générateur (en A)

durée de l'électrolyse (en s)

$$q = n(e^-) \cdot N_A \cdot e$$

quantité de charges électriques (en C)

quantité de matière d'électrons échangés durant l'électrolyse (en mol)

charge élémentaire (en C)

constante d'Avogadro

$$e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C} \quad N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

## 3 Stockage et conversion d'énergie chimique

- ▶ **Stockez de l'énergie**, c'est conserver une quantité d'énergie pour une utilisation future.
- ▶ Une **pile** convertit l'énergie chimique en énergie électrique grâce à une **réaction d'oxydoréduction** spontanée.
- ▶ Un **accumulateur** est capable de fonctionner en **pile** lors de la **décharge** en convertissant l'énergie chimique en énergie électrique ou en **électrolyseur** lors de la charge.  
Les réactions aux électrodes traduisant la charge et la décharge sont opposées.
- ▶ Le développement des **piles à combustible** ou des **accumulateurs lithium-ion** permet de réduire les émissions de gaz à effet de serre pour lutter contre le réchauffement climatique.

**1 Transformations forcées**

	A	B	C
1 Pour forcer une transformation chimique, on utilise :	un générateur de tension alternative.	une pile.	un générateur de tension continue.

**2 L'électrolyseur**

	A	B	C
2 Lors d'une électrolyse, les porteurs de charges qui se déplacent en solution aqueuse sont :	les ions.	les électrons.	les atomes.
3 Lors d'une électrolyse, les porteurs de charges qui se déplacent dans le circuit sont :	les ions.	les électrons.	les atomes.
4 Lors d'une électrolyse, l'anode :	est reliée à la borne + du générateur.	est le siège d'une réduction.	attire des cations.
5 Lors de l'électrolyse de l'eau $2 \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ la quantité de charges électriques $q$ traversant le système parcouru par une intensité $I = 250 \text{ mA}$ pendant une durée $\Delta t = 3,0 \text{ min}$ est :	$q = 750 \text{ C}$	$q = 45 \text{ C}$	$q = 0,75 \text{ C}$
6 D'après l'énoncé de la question 5, la quantité de matière d'électrons échangés $n(\text{e}^-)$ est :	$n(\text{e}^-) = 7,8 \times 10^{-6} \text{ mol}$	$n(\text{e}^-) = 7,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$	$n(\text{e}^-) = 4,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$
7 Lors de l'électrolyse de l'eau $2 \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ on peut écrire :	$n(\text{H}_2) = 2 \times n(\text{e}^-)$	$n(\text{H}_2) = n(\text{e}^-)$	$n(\text{H}_2) = \frac{1}{2} \times n(\text{e}^-)$

**3 Stockage et conversion d'énergie chimique**

	A	B	C
8 Une pile convertit l'énergie chimique en énergie électrique grâce à :	une réaction acide-base.	une réaction d'oxydoréduction.	une dilution.
9 Lors de la charge d'un accumulateur, il y a conversion :	d'énergie chimique en énergie électrique.	d'énergie électrique en énergie chimique.	d'énergie lumineuse en énergie électrique.
10 La photosynthèse se déroule :	le jour.	la nuit.	toute la journée.

## 11 Forcer une transformation

- Dans un bêcher, on mélange 25 mL d'une solution aqueuse de thiosulfate de sodium ( $2 \text{Na}^+ (\text{aq}), \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$ ) de concentration en quantité de matière  $c_1 = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et 25 mL d'une solution aqueuse jaune-orangée de diiode  $\text{I}_2 (\text{aq})$  de concentration en quantité de matière  $c_2 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . La solution devient incolore.

**Données :**

- Couples oxydant-réducteur :  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$  ;  $\text{I}_2 (\text{aq}) / \text{I}^- (\text{aq})$  ;  $\text{H}_2\text{O} (\ell) / \text{H}_2 (\text{g})$  ;  $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O} (\ell)$ .
- Seul le diiode est coloré.

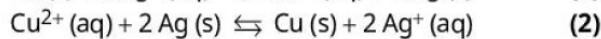
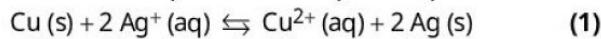
- Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation.

- On verse le mélange dans un tube en U et on place une électrode de graphite à chaque ouverture que l'on relie à un générateur délivrant une tension continue de 12 V. On observe des bulles de gaz à une électrode et la solution redevient jaune-orangée.

- Écrire les demi-équations modélisant les transformations à chaque électrode.
- Quel est le rôle du générateur ?

## 12 Dans quel sens ?

On considère deux équilibres chimiques d'équations :



- On verse dans un bêcher un même volume  $V = 50 \text{ mL}$  de solutions aqueuses de sulfate de cuivre ( $\text{Cu}^{2+} (\text{aq}), \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$ ) et de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+ (\text{aq}), \text{NO}_3^- (\text{aq})$ ). La solution de sulfate de cuivre est bleue, celle de nitrate d'argent, incolore.
- On plonge ensuite une lame d'argent et une lame de cuivre dans le bêcher. Après mélange, on observe un dépôt gris et une coloration bleue plus intense.



- Parmi les deux réactions proposées, quelle est celle associée à la transformation chimique observée ?
- On verse la solution dans un électrolyseur que l'on branche à un générateur délivrant une tension continue.
  - Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation.
  - Qu'observera-t-on dans l'électrolyseur ?

### DONNÉES

$$\text{N}_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} ; e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C.}$$

## 13 Électrolyse

On introduit une solution de chlorure de nickel ( $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}), 2 \text{Cl}^- (\text{aq})$ ) dans un électrolyseur dont la cathode est en graphite et l'anode en platine.

**Données :**

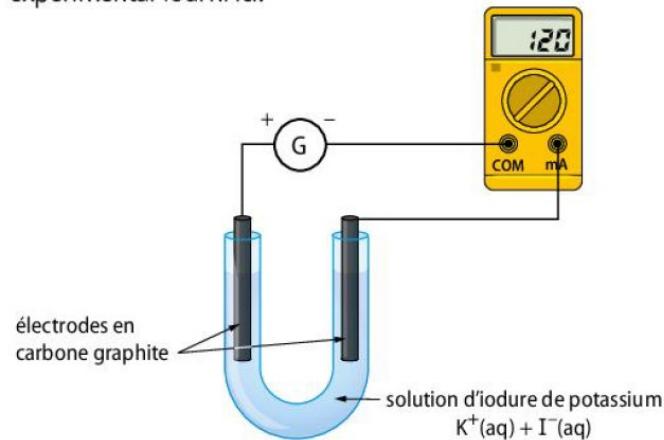
- Couples oxydant-réducteur :  $\text{Ni}^{2+} (\text{aq}) / \text{Ni} (\text{s})$  ;  $\text{Cl}_2 (\text{g}) / \text{Cl}^- (\text{aq})$ .
- Écrire les demi-équations se produisant à chaque électrode et préciser le type de transformation.

En déduire l'équation de réaction de la transformation.

- Faire un schéma du montage en indiquant les bornes du générateur, le sens de circulation des électrons et le sens du mouvement des ions en solution.

## 14 Électrolyse d'une solution d'iodure de potassium

On réalise l'électrolyse d'une solution aqueuse d'iodure de potassium ( $\text{K}^+ (\text{aq}), \text{I}^- (\text{aq})$ ) dans un tube en U dans lequel on place des électrodes de graphite reliées à un générateur de tension continue et un ampèremètre selon le dispositif expérimental fourni ici.



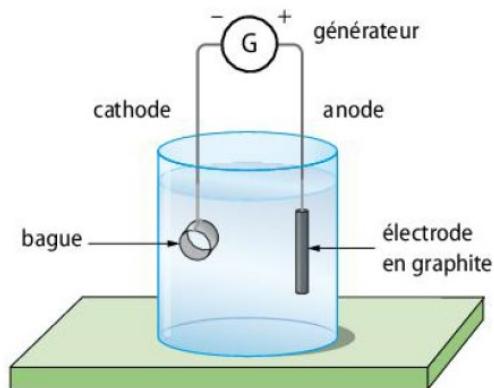
**Données :**

- Couples oxydant-réducteur :  $\text{K}^+ (\text{aq}) / \text{K} (\text{s})$  ;  $\text{I}_2 (\text{aq}) / \text{I}^- (\text{aq})$  ;  $\text{H}_2\text{O} (\ell) / \text{H}_2 (\text{g})$  ;  $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O} (\ell)$ .

- Préciser le sens du courant et le sens de circulation des électrons.
- Quelles sont les demi-équations d'oxydoréduction susceptibles de se produire :
  - à la cathode ?
  - à l'anode ?
- On observe un dégagement gazeux à la cathode, mais pas à l'anode. En déduire la réaction se déroulant effectivement à chaque électrode.

## 15 Bague plaquée or

Pour fabriquer les bijoux plaqués or, on dépose par électrolyse une fine couche d'or, de l'ordre de  $10 \mu\text{m}$ , sur un bijou en bronze. Par exemple, on plonge une bague dans un bain de cyanure d'or ( $\text{Au}^{3+}(\text{aq})$ ,  $3 \text{CN}^-(\text{aq})$ ) où la bague sert de cathode et une électrode de graphite sera utilisée comme anode.



### Données :

- Couple oxydant-réducteur :  $\text{Au}^{3+}(\text{aq}) / \text{Au}(\text{s})$ .
- Masse molaire atomique  $M_{\text{Au}} = 197 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

1. Quel est l'intérêt d'utiliser la bague comme cathode ?
2. Écrire l'équation de la réaction se produisant à cette électrode. De quel type de transformation s'agit-il ?
3. On souhaite déposer une masse  $m = 59 \mu\text{g}$  d'or sur la bague.
  - Calculer la quantité de matière d'or à déposer sur la bague.
  - Calculer la quantité de matière d'électrons nécessaire pour réaliser ce dépôt.
  - Déterminer la durée  $\Delta t$  de l'électrolyse sachant qu'elle est réalisée avec un courant d'intensité constante  $I = 20 \text{ mA}$ .

## 16 Production de dichlore $\text{Cl}_2$

Pour produire industriellement le dichlore, on réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq})$ ,  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ ) concentrée sous une tension continue  $U = 3,8 \text{ V}$  et un courant d'intensité constante  $I = 45 \text{ kA}$ .

### Données :

- Couple oxydant-réducteur :  $\text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Cl}^-(\text{aq})$ .
- Volume molaire dans les conditions de l'expérience :  $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

1. Écrire la demi-équation électronique d'oxydoréduction permettant d'obtenir du dichlore. À quelle électrode cette réaction se produit-elle ?
2. Quelle est la quantité de charges électriques  $q$  mise en jeu en une journée ?
3. À quelle quantité de matière d'électrons cette quantité de charges correspond-elle ?
4. En déduire la quantité de matière de dichlore  $n(\text{Cl}_2)$  produite en une journée.
5. Quel volume de dichlore est obtenu par jour ?

## 19 Électrolyse du titane

On réalise l'électrolyse pendant  $1,0 \text{ h}$  sous un courant d'intensité constante  $I = 200 \text{ mA}$  d'une solution contenant des ions titane  $\text{Ti}^{4+}(\text{aq})$ . Il se forme  $179 \text{ mg}$  de titane sur une des deux électrodes.



### Données :

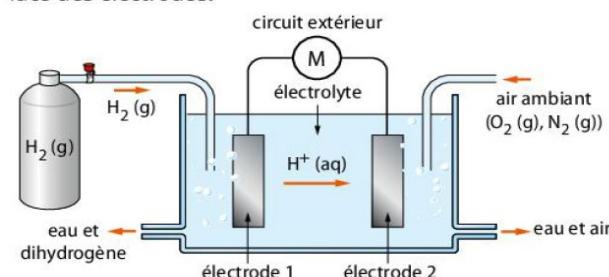
- Couple oxydant-réducteur :  $\text{Ti}^{4+}(\text{aq}) / \text{Ti}(\text{s})$ .
- $M_{\text{Ti}} = 47,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ;  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

1. À quelle électrode le titane s'est-il formé ? Justifier la réponse.
2. Quelle est la quantité de matière d'électrons échangés ?
3. Calculer la quantité de matière de titane formé.
4. Écrire la demi-équation modélisant la transformation des ions titane. En déduire la charge des ions titane.

## 24 Principe de la pile à hydrogène

La pile à hydrogène est constituée de deux électrodes et d'un électrolyte dans lequel se déplacent les ions.

Les réactions chimiques d'oxydoréduction ont lieu à la surface des électrodes.



Au niveau de l'électrode 1, les molécules de dihydrogène  $\text{H}_2(\text{g})$ , provenant d'un réservoir, sont oxydées en ions  $\text{H}^+(\text{aq})$  qui se déplacent dans la solution électrolytique.

Au niveau de l'électrode 2, des électrons, des ions hydrogène  $\text{H}^+(\text{aq})$  de l'électrolyte et des molécules de dioxygène  $\text{O}_2$ , provenant de l'air ambiant, se combinent pour donner de l'eau.

On écrira l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique qui a lieu au sein de la pile lors de son fonctionnement ainsi :



### Données :

- Couples oxydant-réducteur :  $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$ ;  $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$ .
- $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  (volume molaire d'un gaz dans les conditions d'utilisation de la pile à hydrogène).

1. Quel intérêt la pile à hydrogène présente-t-elle pour l'environnement ?
2. Écrire la demi-équation électronique se produisant à chaque électrode.
3. Donner l'expression de la quantité de matière d'électrons échangés  $n(e^-)$  en fonction de la quantité de matière de dihydrogène initial  $n_i(\text{H}_2)$ .
4. Expliquer pourquoi le dihydrogène est le réactif limitant.
5. On suppose que la pile s'arrête de fonctionner lorsque le réactif limitant est épuisé au bout d'une durée notée  $\Delta t$ . Déterminer l'expression littérale de la quantité de matière  $n_i(\text{H}_2)$  du réactif limitant en fonction de l'intensité  $I$  du courant, de la durée  $\Delta t$ , de la constante d'Avogadro  $N_A$  et de la charge élémentaire  $e$ .
6. Calculer le volume de dihydrogène consommé pendant une durée de fonctionnement de  $200 \text{ h}$  et pour une intensité moyenne du courant électrique débité par la pile  $I = 200 \text{ A}$ .
7. Au regard de ce résultat, quel inconvénient peut présenter l'utilisation de la pile à hydrogène dans les conditions usuelles de pression et de température ?