

1 Transformations forcées

- Pour une transformation non totale $A + B \rightleftharpoons C + D$

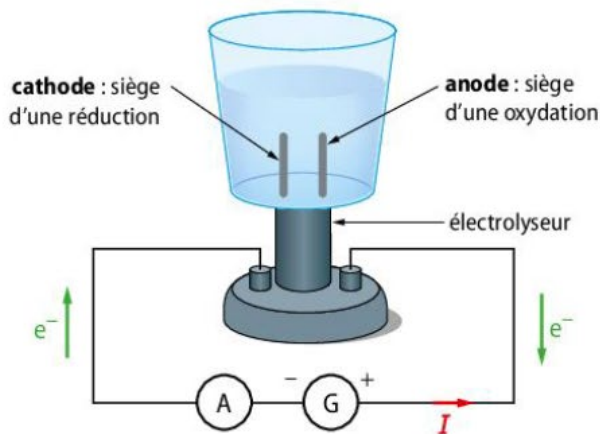
lorsque $Q_{r,i} < K(T)$, le système évolue spontanément dans le **sens direct**,

$Q_{r,i}$ étant le quotient de réaction et K la constante d'équilibre de la même réaction.

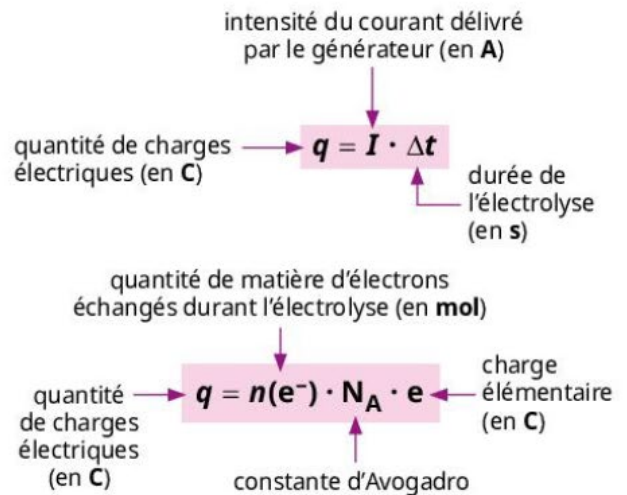
- Un générateur de tension continue peut forcer le système chimique à évoluer dans le **sens opposé** à son sens d'évolution spontanée.

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**



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

3 Stockage et conversion d'énergie chimique

- **Stocker 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 bécher, 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.

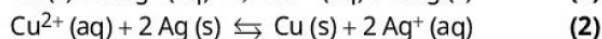
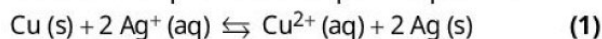
- Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation.

- 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 bécher 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 bécher. 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

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

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.

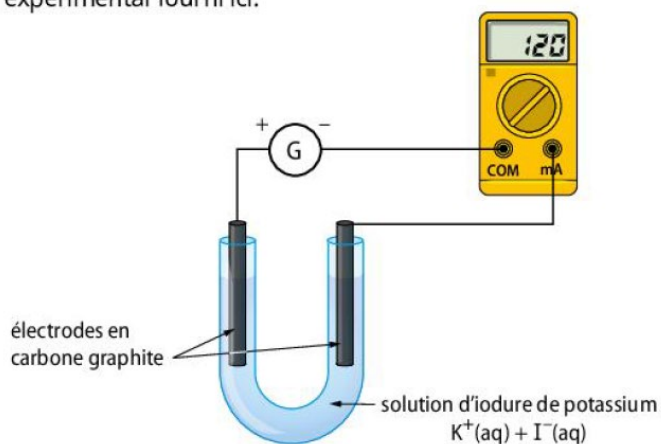
Données :

- 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.



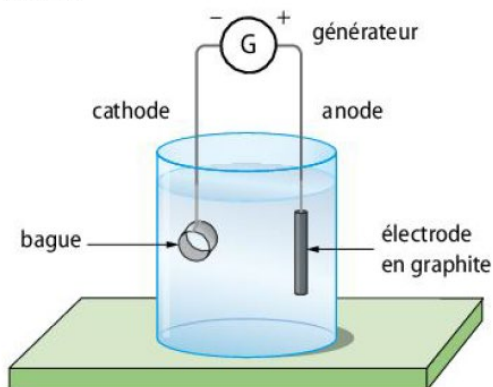
Données :

- 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.
 - a. Calculer la quantité de matière d'or à déposer sur la bague.
 - b. Calculer la quantité de matière d'électrons nécessaire pour réaliser ce dépôt.
 - c. Déterminer la durée Δt de l'électrolyse sachant qu'elle est réalisée avec un courant d'intensité constante $I = 20\ \text{mA}$.

16 Production de dichlore 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 :

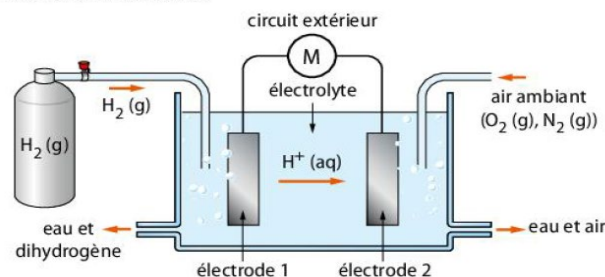
- Couple oxydant-réducteur : $\text{Ti}^{4+}(\text{aq}) / \text{Ti}(\text{s})$.
- $M_{\text{Ti}} = 47,9\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$; $e = 1,6 \times 10^{-19}\ \text{C}$.

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.

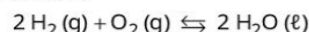
Les réactions chimiques d'oxydoréduction ont lieu à la surface des électrodes.



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 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 $n_1(\text{H}_2)$.
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 Δt . Déterminer l'expression littérale de la quantité de matière $n_1(\text{H}_2)$ du réactif limitant en fonction de l'intensité I du courant, de la durée Δt , 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 ?