



Situation-problème

On peut charger les batteries électriques (accumulateurs) à l'aide d'une transformations chimiques forcées .

- 👉 Qu'est ce qu'une transformation chimique forcée ?
- 👉 Quelles sont les conditions de sa réalisation ?

Objectifs

- 👉 Connaître la transformation forcée , en étudiant l'électrolyse d'une solution électrolytique .
- 👉 Savoir identifier les électrodes d'un électrolyseur , et les transformations chimiques qui s'y produisent .
- 👉 Connaître quelque applications courantes et industrielles de l'électrolyse .

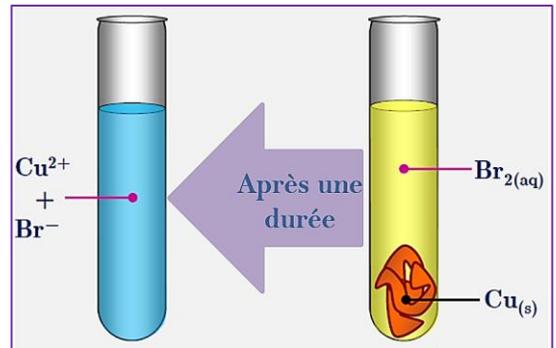
I Transformation spontanée

① Définition

Une transformation spontanée est une transformation qui se produit sans aucune intervention extérieure.

② Application

On introduit une tournure de cuivre **Cu** dans un tube à essais contenant une solution de dibrome **Br₂**, de concentration **C = 0,1 mol/L** la solution est initialement jaune (coloration de dibrome **Br₂**)

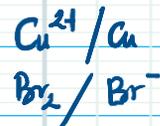


❖ Observations expérimentales

- Disparition de la tournure de cuivre (**consommation de Cu**)
- Disparition progressive de la coloration jaune (**consommation de Br₂**)
- Apparition d'une coloration bleue (**formation de Cu²⁺**)

❖ Exploitation

- ① Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction qui se produit entre le cuivre métallique **Cu** et le dibrome **Br₂**.
- ② Calculer valeur du quotient de réaction initial associé à la réaction étudiée. Ce résultat est-il cohérent avec les observations expérimentales? On donne la constante d'équilibre associée à cette réaction entre **Cu** et **Br₂** est : **k = 1,2 × 10²⁵**
- ③ Que se passera-t-il si on mélange initialement les ions **Cu²⁺** et **Br⁻** ?



Bilan,



$$\textcircled{2} \quad Q_{r,i} = \frac{[\text{Cu}^{2+}]_i \cdot [\text{Br}^-]^2}{[\text{Br}_2]} = \frac{0 \times 0}{C} \Rightarrow \boxed{Q_{r,i} = 0}$$

on a $\boxed{Q_{r,i} < K}$

Le système évolue dans le sens direct de la formation Br^- et Cu^{2+} ce qui est cohérent avec les résultats expérimentaux.

③ dans ce cas la réaction qui se produit :



Cette réaction a pour constante d'équilibre :

$$K' = \frac{1}{K} = \frac{1}{1,2 \cdot 10^{25}} = 8,3 \cdot 10^{-26}$$

$$K' \approx 0$$

Son quotient de réaction :

$$Q'_{r,i} = \frac{[\text{Br}_2]}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{Br}^{-}]^2} = \frac{0}{[\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{Br}^{-}]^2} = 0$$

$$Q'_{r,i} = 0$$

on a $Q'_{r,i} = K'$ Donc ce système n'évolue pas
il est impossible d'avoir une transformation spontanée
pour ce système.

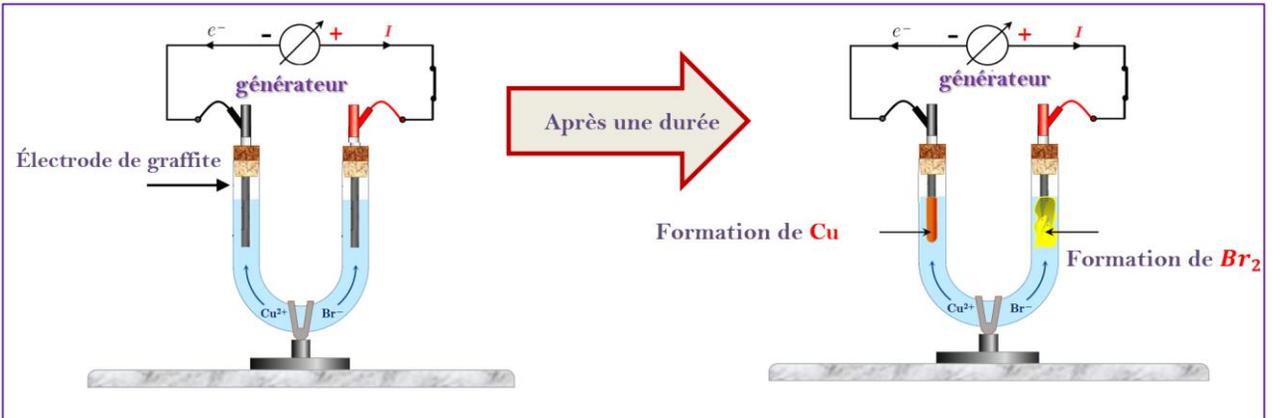
→ On doit réaliser une transformation forcée.

II Transformation forcée

① Activité : mise en évidence la transformation forcée

On remplit un tube en U avec une solution de bromure de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{Br}^{-}_{(aq)}$) et on réalise le montage suivant, en utilisant deux électrodes de graphite.

À l'instant $t = 0$, on ferme l'interrupteur.



❖ Observations expérimentales

- Formation d'un dépôt de cuivre sur l'électrode reliée au pôle négatif du générateur (cathode)
- Apparition d'une coloration jaune au voisinage de l'électrode reliée au pôle positif du générateur (anode)

❖ Exploitation

- ① en se basant sur les observations expérimentales, écrire l'équation de la demi-réaction qui se produit près de chaque électrode, et déduire l'équation bilan.
- ② Cette transformation chimique étudiée est-elle spontanée ?

①

Près du pôle négatif du générateur



Près du pôle positif du générateur



Bilan :

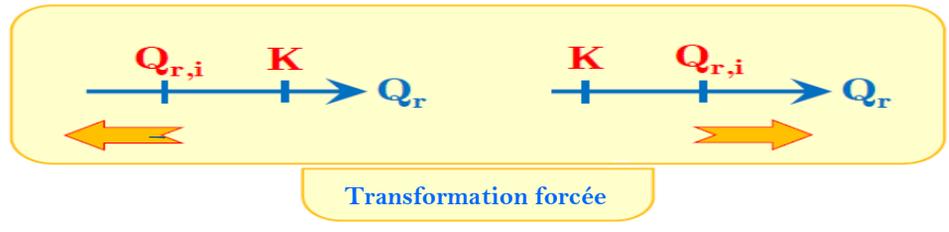


② Cette transformation est provoquée (forcée) car le courant électrique est généré grâce à un générateur.

① Conclusion

Pour **obliger** un **système chimique** à **évolue** dans le **sens indirect** (sens opposé à celui de l'évolution spontanée), on doit **amener** de **l'énergie électrique** au système chimique. Ce **processus** est appelé **électrolyse**, et la **transformation** est **dite forcée**.

- **La transformation forcée** est une transformation qui se déroule dans le sens opposé à celui de la transformation spontanée.
- **L'électrolyse** est une transformation due à la circulation d'un courant électrique imposé par un générateur.
- Lors d'une **transformation forcée** le **quotient de réaction Q_r** s'éloigne de la **constante d'équilibre K**



III Applications de l'électrolyse

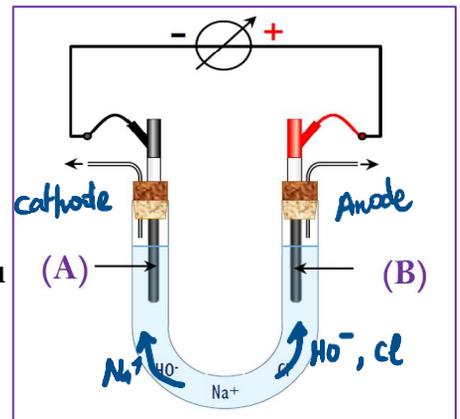
$$Q = n(e^-) \cdot F = I \cdot \Delta t$$

① Électrolyse d'une solution de chlorure de sodium

On introduit dans un tube en U une solution aqueuse de chlorure de sodium ($Na^+ + Cl^-$) deux électrodes de graphite plongées dans la solution et reliées chacune à l'une des bornes (positive ou négative) d'un générateur de tension continue G .

❖ Observations expérimentales

- Les espèces chimiques en solution : H_2O , Na^+ , Cl^-
- Pendant l'électrolyse il y a l'apparition des ions HO^- qui rend le milieu basique
- L'expérience montre qu'il y a dégagement du dichlore Cl_2 au voisinage de l'une des électrodes et H_2 au voisinage de l'autre
- Les électrodes de graphite (A) et (B) ne réagissent pas,
- Les couples mises en jeu sont : Na^+/Na ; Cl_2/Cl^- ; O_2/H_2O ; H_2O/H_2



❖ Exploitation

- ① Identifier les électrodes anode et cathode parmi les électrodes (A) et (B). Justifier votre réponse.
- ② Indiquer sur le schéma les sens du mouvement des ions dans la solution. Justifier votre réponse.

- ③ Ecrire les équations de réaction possibles au voisinage de chaque électrode
- ④ À partir des observations expérimentales ; Déduire l'équation bilan de la réaction
- ⑤ Le générateur **G** fournit un courant d'intensité $I = 2,5A$, pendant une durée $\Delta t = 60\text{min}$
- a - Calculer la quantité d'électricité fournie pendant la durée Δt
- b - Calculer le volume de dichlore $V(\text{Cl}_2)$ formé pendant la durée Δt sachant que le volume molaire est : $V_m = 24\text{L/mol}$

① la cathode est l'électrode reliée au pôle négative du générateur (A)
l'Anode est l'électrode reliée au pôle positive du générateur (B)

② les cations migrent vers le pôle négative du générateur
Les anions migrent vers le pôle positive du générateur

③ Na^+/Na ; Cl_2/Cl^- ; $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$

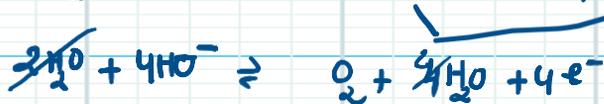
④ au voisinage de (A) cathode : réductions



④ au voisinage de (B) Anode : oxydation



milieu basique



④ à partir des observations expérimentales ; on a une formation de Cl_2 et H_2 ; on va utiliser les deux demi équations (1) et (3)



⑤ a - $Q = I \cdot \Delta t = 2,5 \times 60 \times 60 \Rightarrow Q = 9000 \text{ C}$

b - T.A :

Equation		$2\text{HO}_2(\text{l}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2\text{HO}^-(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g})$					
Etat	Avanc.	Qte de matière (mol).					$n(e^-)$
initial	0	n_1	$n_2 = C \cdot V$	0	0	0	0
inter Δt	x	$n_1 - 2x$	$CV - 2x$	x	2x	(x)	2x
final	x_f	$n_1 - 2x_f$	$CV - 2x_f$	x_f	$2x_f$	x_f	$2x_f$

d'après T.A : $n(\text{Cl}_2) = x$ et $V(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot V_M$

$\Rightarrow V(\text{Cl}_2) = x \cdot V_M$ et $n(e^-) = 2x \Rightarrow x = \frac{n(e^-)}{2}$

$\Rightarrow V(\text{Cl}_2) = \frac{n(e^-)}{2} \cdot V_M$

on sait que $Q = n(e^-) \cdot F \Rightarrow n(e^-) = \frac{Q}{F}$

$\Rightarrow V(\text{Cl}_2) = \frac{Q \cdot V_M}{2F}$

AN :

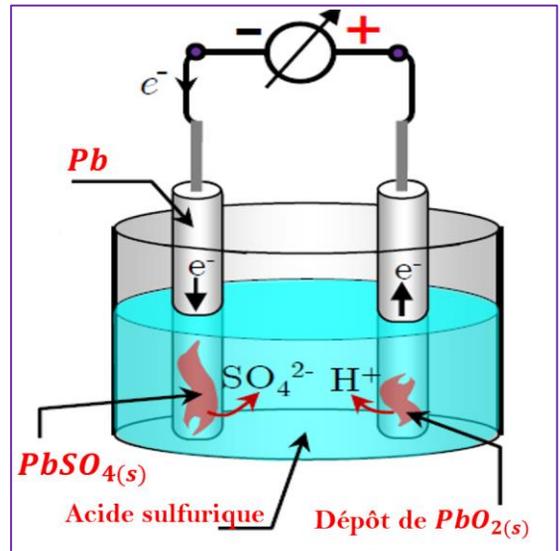
$V(\text{Cl}_2) = \frac{9000 \times 24}{2 \times 96500}$

$V(\text{Cl}_2) = 1,12 \text{ L}$

② Accumulateur au plomb

La recharge des accumulateurs des voitures ou de téléphone sont des applications courantes de l'électrolyse . Un accumulateur peut fonctionner spontanément comme un générateur (pile) et aussi en sens inverse pour se recharger lorsqu'il est branché aux bornes d'un générateur qui lui impose un courant de sens opposé à celui fournit par l'accumulateur .

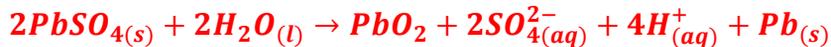
Prenons comme exemple l'accumulateur de plomb (batterie d'automobile), il est constitué de deux électrodes en plomb Pb dont l'un est recouverte de dioxyde de plomb PbO_2 plongeant dans une solution d'acide sulfurique et sulfate du plomb II



- L'équation bilan lors du fonctionnement spontané de l'accumulateur du plomb



- L'équation bilan lors du fonctionnement forcée (charge de l'accumulateur)



③ Autres applications de l'électrolyse

Malgré le cout élevé de l'énergie consommée , l'électrolyse a de nombreuses applications industrielles

- La préparation et la purification de nombreux métaux comme le zinc , le cuivre , l'argent
- La préparation de l'eau oxygénée ou du dichlore ou du dihydrogène ,.....
- La protection métallique : l'électrolyse est utilisée pour recouvrir les métaux avec une couche mince d'un autre métal , comme le zingage ou l'argenture ,.....,pour les protéger de la corrosion ou pour améliorer sont aspect .