

Cours N°C8 : Exemples de transformations forcées

Introduction On peut stocker l'énergie électrique dans des batteries (: accumulateurs) à l'aide d'une transformation chimique forcée. **Qu'est-ce que c'est que donc la transformation forcée ? Quelles sont les conditions de sa réalisation ? Et pourquoi s'appelle-t-elle transformation forcée.**

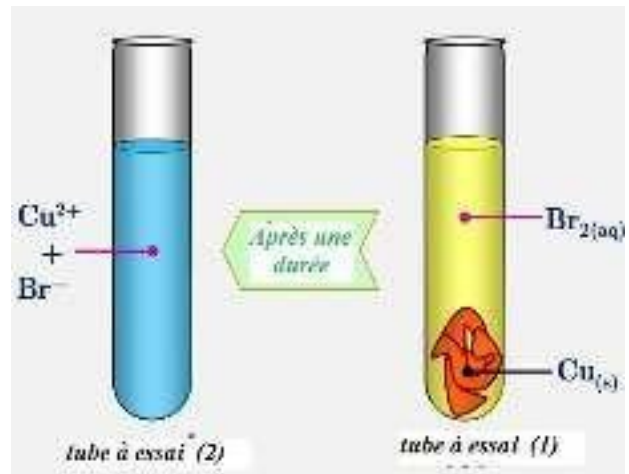


I - Transformations forcées

1- Changer le sens d'évolution d'une transformation

Rappel: « Une transformation spontanée est une transformation qui se produit sans aucune intervention extérieure ».

Activité 1 : On mélange dans un tube à essai (1) la tournure de **cuivre (Cu)** et une solution **de dibrome Br₂**, de concentration $[Br_2]_i = 0,01 \text{ mol/L}$. La solution initiale est **jaune** (couleur du dibrome en solution).



1. Décrire ce que vous observez après la durée Δt .

2. Ecrire la réaction qui s'est produit spontanément entre $Cu_{(s)}$ et $Br_{2(aq)}$.

3. En utilisant le critère d'évolution spontanée, Vérifier le sens d'évolution. sachant $K = 1,2 \times 10^{25}$ à 25°C

Activité 2 Que se passera-t-il si on mélange initialement les ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ et $Br^{-}_{(aq)}$?

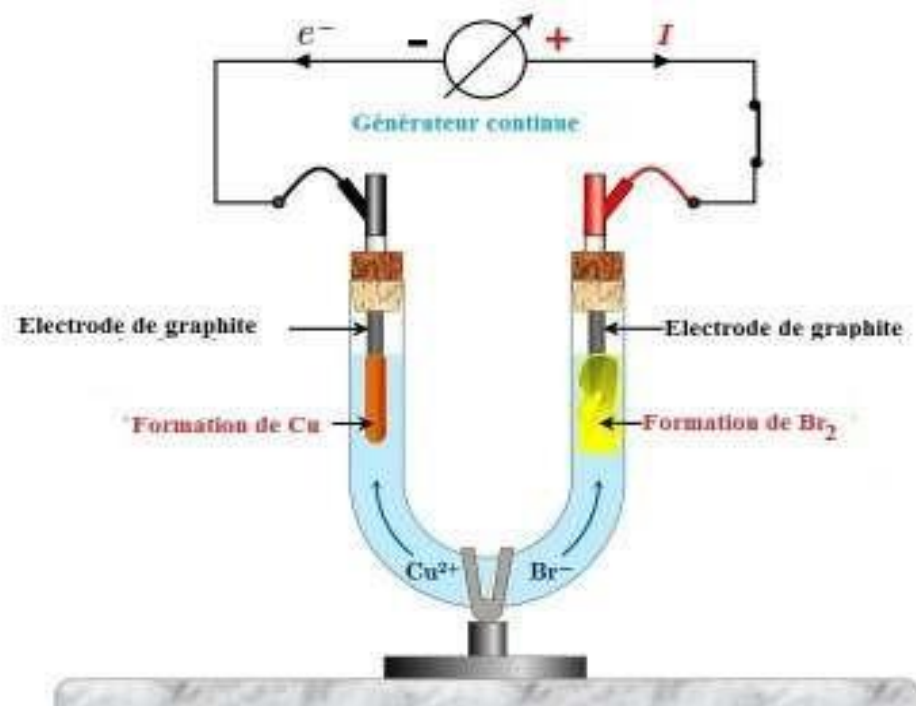
La réaction qui peut se produire: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2Br^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons Cu_{(s)} + Br_{2(aq)}$; $K' = \frac{1}{K} = 8,3 \cdot 10^{-26} \approx 0$

Conclusion

Pour **obliger cette réaction à évoluer** dans ,on doit amener de
au système contenant les ions $Cu^{2+}_{(aq)}$ et $Br^{-}_{(aq)}$, donc on doit réaliser **l'électrolyse** d'une solution de bromure
de cuivre qui est une

2) Exemple d'une transformation forcée : électrolyse d'une solution de bromure de cuivre

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



Remarque :

L'électrode liée au **pôle positif** du générateur s'appelle **l'anode** et celle liée au **pôle négatif** s'appelle **la cathode**.

Exploitation de l'activité 3

Pendant l'électrolyse, le courant électrique passe de l'anode (**pôle positif**) vers la cathode (**pôle négatif**) et les électrons circulent dans le sens contraire.

- 1) Que se passe-t-il au voisinage de l'anode et au voisinage de la cathode ?

Au voisinage de l'anode.....

.....

Au voisinage de la cathode

.....

- 2) Ecrire l'équation bilan, Que peut-on dire au sens de la réaction par rapport à celui de l'activité 1.

.....

.....

Conclusion

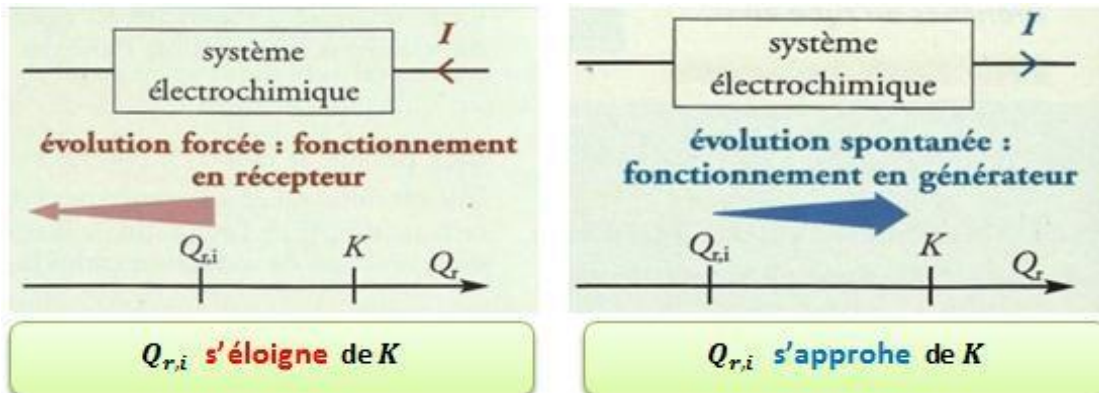
L'expérience montre que si **le générateur fournit l'énergie nécessaire**, le système peut évoluer dans le sens de celui de la **transformation** : cette **transformation forcée** s'appelle

II- L'électrolyse :

1-Définition :

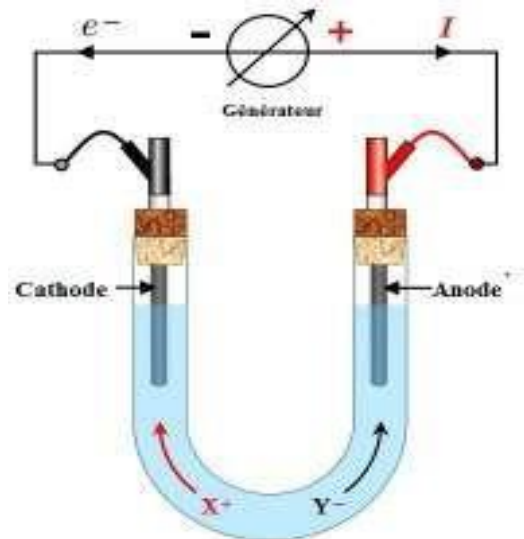
L'**électrolyse** est une transformation **forcée** due à la circulation d'un courant électrique **imposé** par un générateur. Le générateur fournit l'énergie électrique nécessaire pour imposer au système d'évoluer dans le **sens inverse** de son sens d'évolution spontanée.

Remarque



2-Mouvement des porteurs des charges

- **Par convention**, le courant électrique de la borne **positive** à la borne **négative** du générateur.
- Dans les électrodes et dans les parties des conducteurs métalliques du circuit, ce sont **les électrons e^-** qui sont les porteurs de charges. Ils se déplacent dans le **sens inverse** du courant électrique. Comme dans le cas des piles.
- **Les ions X^+ et Y^-** sont les porteurs de charges dans la solution. Les cations, chargés positivement, se déplacent dans **le sens du courant**, alors que les anions, chargés négativement, se déplacent dans **le sens inverse du courant**.



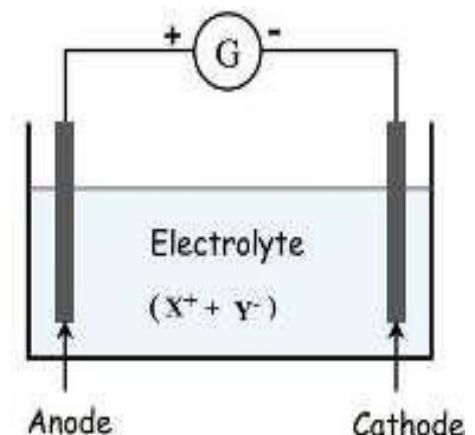
3-Réactions qui se produisent aux électrodes

Les **électrons** libérés par la borne **négative** du générateur sont captés par une **espèce chimique** en solution au contact de l'électrode reliée à cette borne. Au niveau de cette électrode, l'espèce chimique subit une **réduction**.

- L'électrode où se produit **la réduction** est appelée **cathode**.

Les électrons qui pénètrent dans la borne **positive** du générateur ont été libérés par une espèce chimique en solution au contact de l'électrode reliée à cette borne. Il se produit une réaction **d'oxydation** de l'espèce chimique au niveau de cette électrode.

- L'électrode où se produit **l'oxydation** est appelée **anode**



4-Quantité d'électricité Q fournie à l'électrolyseur

Soit un générateur fournissant un courant d'intensité I constant à un électrolyseur, pendant une durée Δt . La quantité d'électricité Q débitée est :

.....

Avec :

Q : Quantité d'électricité en coulomb (C). I : Intensité en ampère (A) Δt : Durée en seconde (s)
 $n(e^-)$: Quantité de matière d'électrons fournis par le générateur en mole (mol).
 F : Charge par mole d'électron égale à un Faraday : $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$

III- Applications de l'électrolyse :

1-Electrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium ($\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$)

ACTIVITE 3 On introduit dans un tube en U une solution aqueuse de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$). Deux

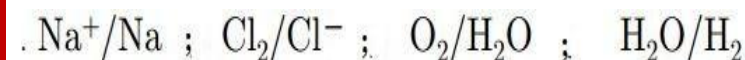
électrodes en graphite plongées dans la solution et reliées chacune à l'une des bornes (positive ou négative) d'un générateur de tension continue G. -Au début on ajoute le **phénolphtaléine** et **L'indigo initialement bleu**, le premier prend la couleur rose lorsque la solution contient des ions HO^- . Le deuxième se décolore en présence de dichlore

Observations

- Les espèces chimiques en solutions : H_2O , graphite, Na^+ et 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 l'un des électrodes et dégagement du dihydrogène H_2 et formation des ions hydroxydes HO^- au voisinage l'un des électrodes
- **Les électrodes de graphites (A) et (B) ne réagissent pas**

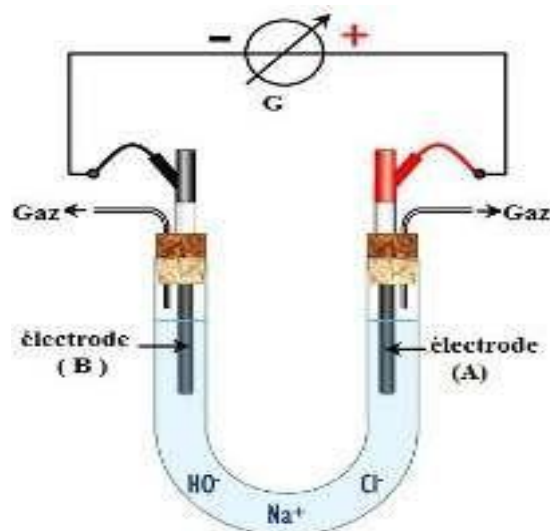
Données :

- Les couples mis en jeu sont



- La constante de Faraday : $F = 9,65.10^4 \text{ C.mol}^{-1}$

- Le volume molaire du gaz dans les conditions de l'expérience $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$



Exploitations

1- Identifier les électrodes anode et cathode parmi les électrodes (A) et (B). Justifier votre réponse.

.....

.....

2- Déterminer le sens du mouvement des ions dans la solution. Justifier votre réponse.

.....

.....

3- Ecrire les réactions possibles au voisinage d'anode.

.....

.....

4- Ecrire les réactions possibles au voisinage de cathode.

5- A partir des observations expérimentaux ; Déduire l'équation bilan.

6- Le générateur G fournit un courant d'intensité $I = 3A$, pendant une durée $\Delta t = 30 \text{ min}$.

a- Calculer la quantité d'électricité Q débitée pendant Δt .

b- Calculer le volume de dichlore $V(\text{Cl}_2)$ formé pendant Δt .

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 générateur (tout en jouant le rôle d'une pile) et aussi en **sens inverse** pour se recharger, car quand on le branche aux bornes d'un générateur qui impose un sens de courant inverse il se charge.

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



Au niveau de l'anode : $\text{Pb}_{(s)} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_{4(s)} + 2e^-$

Au niveau de la cathode : $\text{PbO}_{2(s)} + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- \rightarrow \text{PbSO}_{4(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Equation globale dans le cas transformation spontanée:



Equation globale dans le cas transformation forcée:



Remarque : La force électromotrice est de l'ordre de 2V , dans une batterie de voiture elle est égale à 12 V car on en associe six en serie.



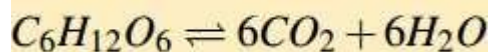
3- Applications industrielles

Malgré le coût élevé de l'énergie électrique consommée, **l'électrolyse** a de nombreuses applications industrielles comme:

- ✚ La **préparation** et la **purification** de nombreux métaux comme l'aluminium, le zinc, le cuivre, l'argent et d'autres métaux.
- ✚ La **préparation d'eau** oxygénée ou **du dichlore** ou du dihydrogène,...
- ✚ La **protection avec une couche** d'or ou d'argent ou par d'autres métaux qui se déposent à la surface de divers objets pour améliorer leurs aspects.

4- Transformations forcées dans les systèmes biochimiques

Par exemple , l'énergie nécessaire aux réactions de biosynthèse dans le corps humain est fournie par la dégradation de molécules organiques . Dans le processus de respiration cellulaire, il y a oxydation du glucose et réduction du dioxygène , selon l'équation suivante :



C'est une transformation spontanée



Pour les plantes l'énergie est apportée par la lumière du soleil et elle produit du glucose et le dioxygène à partir du dioxyde de carbone et l'eau qui existent dans l'atmosphère selon la réaction suivante :

