❶ COMMENT FORCER UNE TRANSFORMATION CHIMIQUE ?

➢ *Rappels sur l'évolution spontanée d'une transformation chimique*

Lorsqu'on plonge un morceau de cuivre métallique Cu (s) dans une solution de diiode I_2(aq) (orange), on observe que :

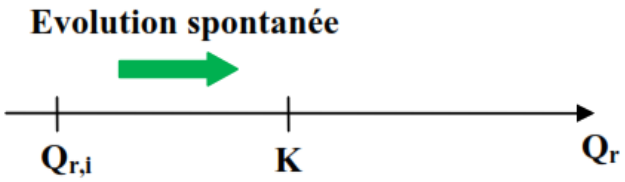
- la solution devient verte pour se colorer de plus en plus vers le bleu ciel ;
- la masse de la plaque de cuivre a diminué.

Une réaction d'oxydoréduction s'est produit spontanément entre Cu(s) et I_2(aq) , des ions Cu^{2+}(aq) sont formés (solution bleu clair au final).
L'équation de la transformation est la suivante :

La constante d'équilibre de cette transformation dans le sens de l'écriture de la réaction vaut K = 1,2 x 10^{25}.

Le quotient de réaction initial de cette transformation vaut :

On remarque que Qr,i …….. K et d'après le critère d'évolution spontanée, le système doit évoluer dans le sens …… de l'écriture de l'équation – bilan. C'est le cas !

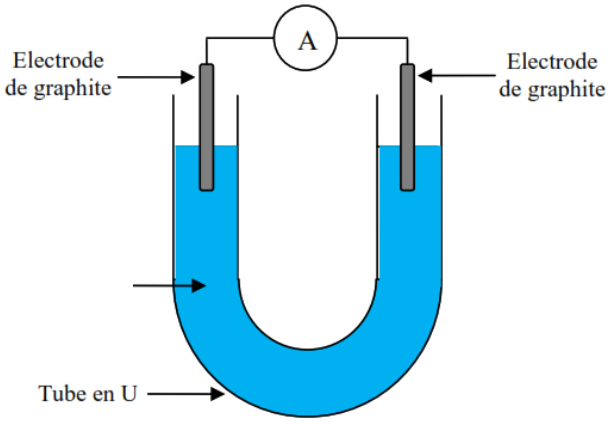


La réaction est également totale (K est très grand).

➢ *Evolution forcée : l'électrolyse*

Intéressons-nous à la transformation inverse :
La constante de cette réaction vaut : K ' = 1 / K = 8,3 x 10^{-26}

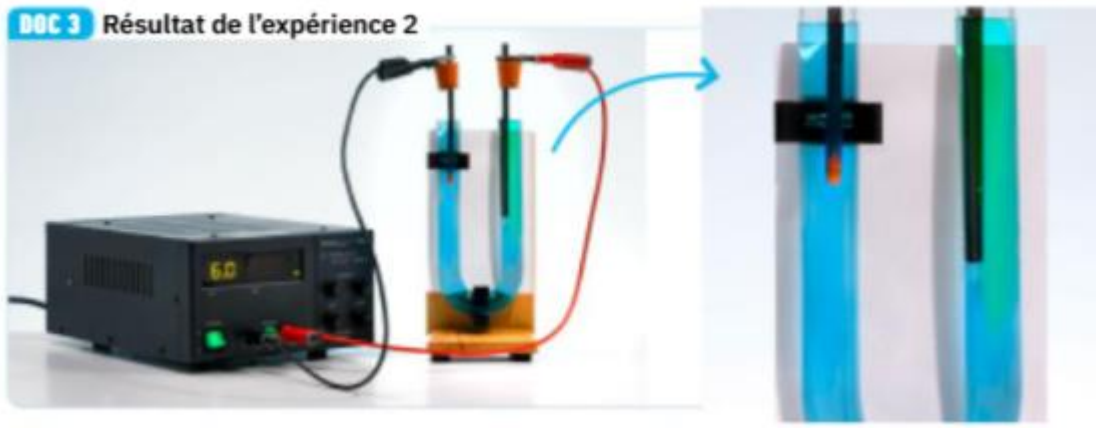
Dans un tube en U, on introduit la solution finale de l'expérience précédente. À chaque extrémité du tube on trempe une électrode de graphite. On n'observe aucune évolution visible du système et il n'y a pas de courant qui circule entre les deux électrodes !
Le quotient de réaction initial de cette transformation vaut :



On remarque que Q'r,i < K' et d'après le critère d'évolution spontanée, le système doit évoluer dans le sens direct de l'écriture de l'équation bilan. Cependant la valeur de K' est tellement faible qu'on peut la considérer comme nulle donc K' ≈ 0 = Q'r,i : il est donc logique que le système n'évolue pas (car il est déjà à l'équilibre).

Pour forcer cette transformation à se réaliser, on introduit un générateur de tension qui délivre un courant constant d'intensité I.

DOC 3 Résultat de l'expérience 2



Le générateur impose la polarité des électrodes et la circulation des électrons !

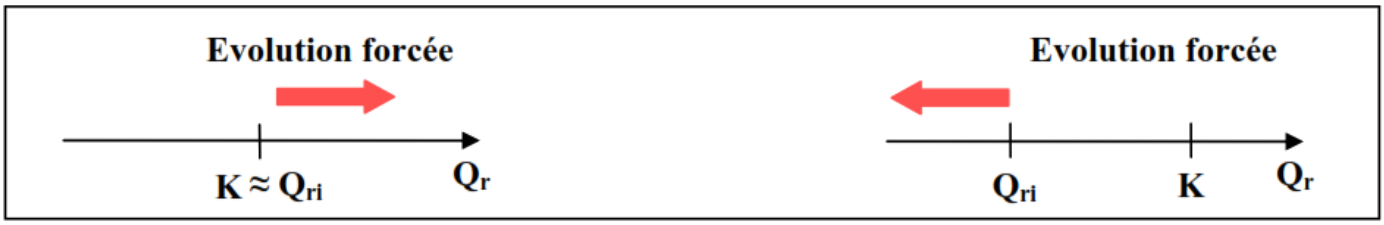
Le montage ainsi réalisé correspond à un montage d'électrolyse. L'électrolyse correspond ainsi à une transformation forcée.

Autour de l'électrode reliée à la borne positive du générateur on observe l'apparition d'une coloration verte qui correspond à la formation de diiode $I_{2(aq)}$.

Autour de l'électrode reliée à la borne négative du générateur on observe un dépôt orangé de cuivre métallique $Cu_{(s)}$.

Au cours de la transformation, les ions $Cu^{2+}(aq)$ et $I^-(aq)$ disparaissent de plus en plus donc Q'r augmente. Tant que le générateur fonctionne, le système évolue alors que le critère d'évolution spontanée ne le prévoyait pas. De l'énergie électrique est ainsi transformée en énergie chimique (voir plus loin).

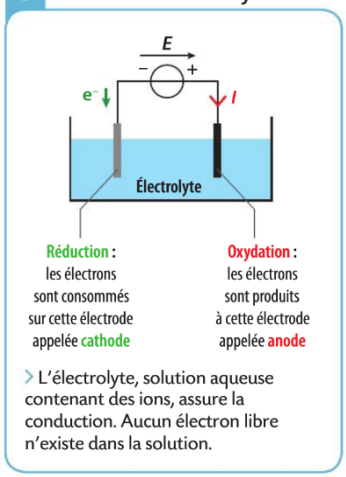
De manière générale, voici l'évolution du quotient de réaction dans une évolution forcée :



❷ L'ELECTROLYSEUR

➢ *Constitution d'un électrolyseur*

B Schéma d'un électrolyseur



› L'électrolyte, solution aqueuse contenant des ions, assure la conduction. Aucun électron libre n'existe dans la solution.

Un **électrolyseur** est un récepteur électrique constitué de deux tiges conductrices appelées _____ plongeant dans une solution appelée _____. Un générateur impose un transfert d'électrons forçant une transformation limitée à poursuivre son évolution.

• La **borne positive** du générateur est reliée à l'électrode où se produit l'oxydation. Cette électrode est appelée _____

• La **borne négative** du générateur est reliée à l'électrode où se produit la **réduction**. Cette électrode est appelée _____

➢ ***Fonctionnement d'un électrolyseur***

L'intensité I du courant qui circule dans l'électrolyseur pendant une durée Δt est :

$$I = \frac{Q}{\Delta t}$$

(I en A ; Q en C ; Δt en s)

Q est la quantité d'électricité mise en jeu au cours de l'électrolyse pendant la durée Δt :

$$Q = n(e^-) \times F$$

(Q en C ; $n(e^-)$ en mol ; Constante de Faraday $F = 96\,500\ C \cdot mol^{-1}$)

$n(e^-)$: quantité d'électrons échangés entre les deux électrodes pendant une durée Δt.

ATTENTION !

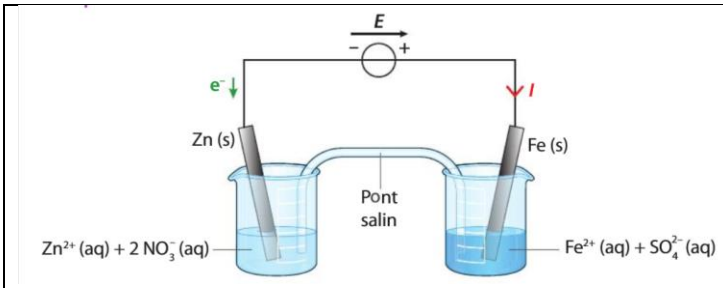
Il ne faut pas confondre la quantité d'électricité Q et le quotient de réaction Q_r.

INFO

La constante de Faraday représente la valeur absolue de la charge d'une mole d'électrons :

$1\ F = |N_A \times (-e)|$
$= 6{,}0221 \times 10^{23} \times 1{,}6022 \times 10^{-19}$
$= 96\,485\ C \cdot mol^{-1}$
$\approx 96\,500\ C \cdot mol^{-1}$

Application sur un exemple : (remarque : le pont salin permet d'éviter certaines réactions secondaires éventuelles).



L'électrolyseur est alimenté par un courant d'intensité I = 400 mA pendant 30 minutes.

Quantité d'électricité :

Quantité de matière d'électrons :

Réaction à l'anode :

Réaction à la cathode :

Quantité de matière de Zinc formé

Equation globale :

❸ CONVERSION ET STOCKAGE D'ENERGIE

Le stockage de l'énergie consiste à préserver une quantité d'énergie pour une utilisation future. Il est au cœur des enjeux actuels, qu'il s'agisse d'optimiser les ressources d'énergétiques ou d'en favoriser l'accès. Le stockage permet d'ajuster la production et la consommation d'énergie.

FIG. 6 Voiture électrique fonctionnant avec des batteries lithium-ion.

➢ ***Les accumulateurs***

Rappel : une pile est un dispositif chimique qui convertit l'énergie chimique en énergie électrique grâce à une réaction d'oxydoréduction spontanée

EXEMPLE

• Le type de pile qui présente le plus d'intérêt pour les chercheurs est la pile à combustible dans laquelle le dihydrogène H_2 (g) réagit avec le dioxygène O_2 (g) de l'air pour produire de l'électricité en ne rejetant que de l'eau. Cette pile ne produit pas de gaz à effet de serre lors de son fonctionnement.

Un accumulateur est une pile qui peut être rechargée grâce à une électrolyse.

Un accumulateur permet de transformer de l'énergie chimique en énergie électrique lors de son utilisation, puis l'inverse lors de sa recharge.

EXEMPLE

Les accumulateurs lithium-ion sont les plus utilisés de nos jours. Ils peuvent être de très petite taille dans un téléphone portable ou assemblés par dizaines dans une voiture électrique (FIG. 6).

L'autonomie et la réduction de la taille de ces accumulateurs ne cessent de s'améliorer.

Capsule vidéo : Electrolyse et application

➢ *Les organismes chlorophylliens*

■ Lors de la **respiration**, le glucose $C_6H_{12}O_6$ que contient une plante subit en présence du dioxygène de l'air une **transformation chimique spontanée** modélisée par la réaction d'équation :

$$C_6H_{12}O_6\,(aq) + 6\,O_2\,(g) \rightarrow 6\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O\,(\ell)$$

■ Dans la **journée**, grâce à la **chlorophylle** et à l'**énergie lumineuse**, la plante transforme l'eau qu'elle puise dans le sol et le dioxyde de carbone se trouvant dans l'atmosphère et capté par ses feuilles en glucose et en dioxygène selon la réaction d'équation :

$$6\,CO_2\,(g) + 6\,H_2O\,(\ell) \rightarrow C_6H_{12}O_6\,(aq) + 6\,O_2\,(g)$$

Cette transformation, inverse de la précédente, n'est pas spontanée.

Les **végétaux chlorophylliens** sont capables de fabriquer eux-mêmes de la matière organique et de consommer du dioxyde de carbone (FIG. 7).

■ Ce phénomène est un élément essentiel pour limiter les émissions croissantes de dioxyde de carbone dues à l'activité humaine, donc pour lutter contre le réchauffement climatique.

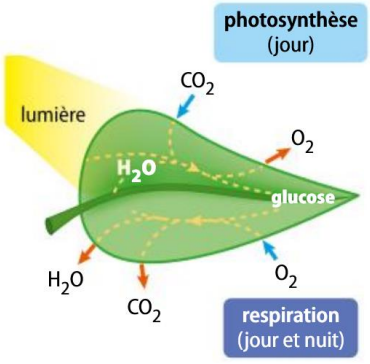


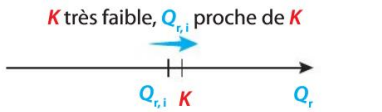
FIG. 7 La forêt amazonienne, le « poumon » de la Terre.

Capsule bilan

L'ESSENTIEL

1 La transformation forcée

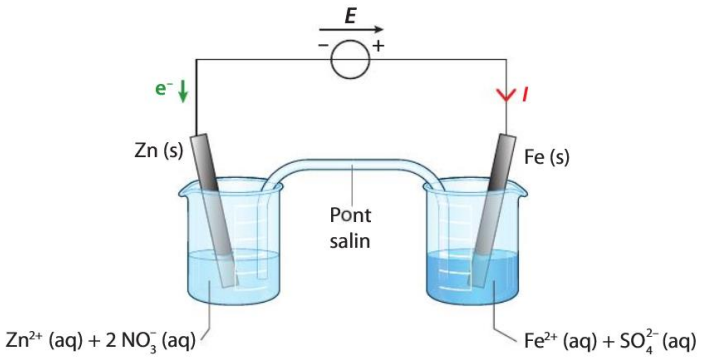
Évolution peu avancée d'un système



Transformation limitée

$$Fe(s) + Zn^{2+}(aq) \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq) + Zn(s)$$

Évolution forcée d'un système

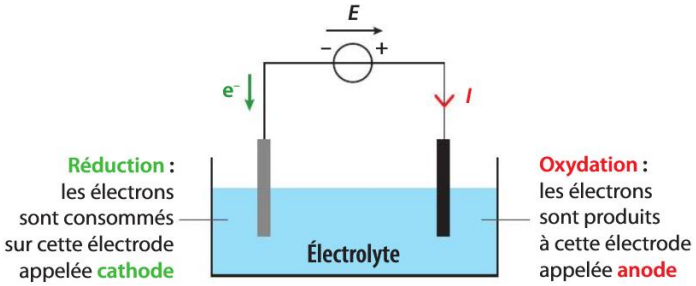


Transformation forcée

$$Fe(s) + Zn^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + Zn(s)$$

2 Le fonctionnement d'un électrolyseur

Électrolyseur



Réduction : les électrons sont consommés sur cette électrode appelée **cathode**

Oxydation : les électrons sont produits à cette électrode appelée **anode**

Courant circulant dans l'électrolyseur

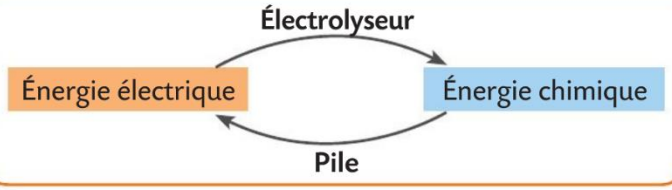
$$I = \frac{Q}{\Delta t}$$

I en A ; Q en C ; Δt en s

Quantité d'électricité mise en jeu

$$Q = n(e^-) \times F$$

Q en C ; $n(e^-)$ en mol ; Constante de Faraday $F = 96\,500\ C \cdot mol^{-1}$

3 La conversion et le stockage d'énergie

Conversion et stockage de l'énergie