

**ACQUIS INDISPENSABLES**

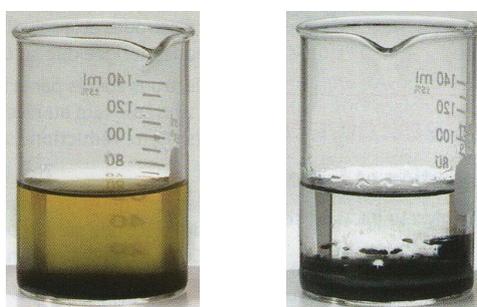
1- Lorsque de l'énergie est échangée et garde la même forme, on parle de **transfert d'énergie**. Lorsque l'énergie passe d'une forme à une autre, on parle de **conversion d'énergie**.

**COURS**

2- Pour une transformation non totale  $A + B \rightleftharpoons C + D$ , lorsque le **quotient de réaction dans l'état initial**  $Q_{r,i}$  est inférieur à la **constante d'équilibre associée à la réaction**  $K$ , le système évolue spontanément dans le **sens direct** (vers la droite). Un **générateur de tension continue** peut forcer le système chimique à évoluer dans le **sens opposé** à son sens d'évolution spontanée.

*Exemple* : si on mélange les quatre espèces chimiques des couples redox  $I_{2(aq)}/I^{-}_{(aq)}$  et  $Zn^{2+}_{(aq)}/Zn_{(s)}$  tels que

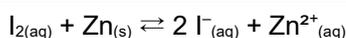
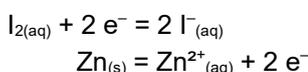
$[Zn^{2+}_{(aq)}]_i = [I_{2(aq)}]_i = [I^{-}_{(aq)}]_i = \frac{n_i}{V_{total}} = \frac{cV}{V_{total}} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  avec  $c = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  et  $V = 20 \text{ mL}$  (le  $Zn_{(s)}$  est ajouté en poudre dans la solution), au bout de quelques minutes, la solution initialement jaune-orangée devient quasiment incolore et du zinc solide disparaît ;



état initial

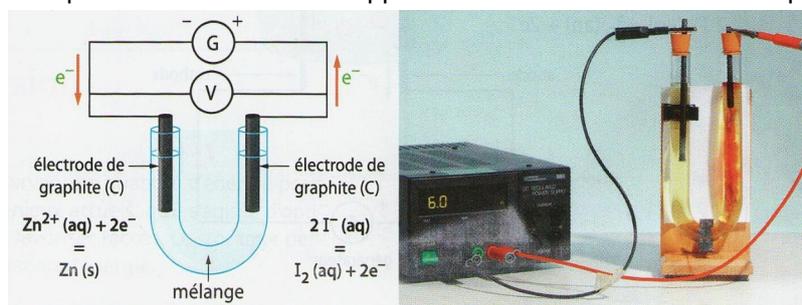
état final

on détermine alors l'équation de réactions



à 25°C, la constante d'équilibre associée est  $K = 10^{46}$  or le quotient de réaction  $Q_{r,i} = \frac{[Zn^{2+}_{(aq)}]_i [I^{-}_{(aq)}]_i^2}{[I_{2(aq)}]_i} = 2,5 \cdot 10^{-5} < K$  donc le système va évoluer spontanément dans le sens direct jusqu'à un état d'équilibre ;

si on verse le mélange précédent dans un électrolyseur en U, après quelques minutes, on observe un dépôt métallique gris de zinc sur une des électrodes et la solution au voisinage de l'autre électrode prend une teinte jaune-orangée due au diiode formé ; le générateur fournit des électrons au  $Zn^{2+}_{(aq)}$  qui se réduit et le  $2 I^{-}_{(aq)}$  compense en donnant des électrons par oxydation ; le système chimique évolue dans le sens opposé à celui de la transformation spontanée.



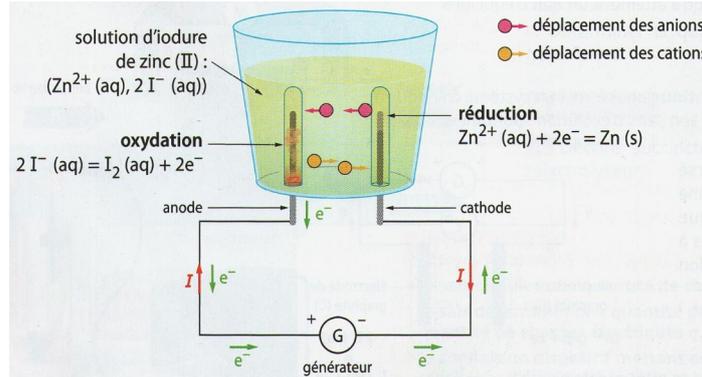
**COURS**

3- Dans un **électrolyseur** relié à un générateur de tension continue se produit une transformation d'oxydoréduction forcée appelée **électrolyse**. Ainsi, au cours de cette transformation forcée, le système évolue dans le **sens opposé** à celui qui serait spontanément observé.

L'électrode où se trouve l'**oxydation** est l'**anode**. Elle est reliée à la **borne positive du générateur** qui capte les électrons produits lors de l'oxydation d'une espèce chimique.

L'électrode où se produit la **réduction** est la **cathode**. Elle est reliée à la **borne négative du générateur** qui fournit les électrons nécessaires à la réduction.

*Exemple* : Schéma d'un électrolyseur dans le cas de la réaction étudiée plus haut.



4- La **quantité de charges électriques q** (en C) mise en jeu lors d'une électrolyse est égale au produit de l'**intensité du courant I** (en A) délivré par la générateur et de la **durée Δt** (en s) de l'électrolyse.

$$q = I \Delta t$$

Elle est également égale au produit de la **quantité de matière d'électrons n(e⁻)** (en mol.) échangés durant l'électrolyse, de la **constante d'Avogadro N<sub>A</sub>** = 6,02.10<sup>23</sup> mol.<sup>-1</sup> et de la **charge élémentaire e** = 1,6.10<sup>-19</sup> C.

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

*Exemples* : dans le cas de la réaction étudiée plus haut si un courant d'intensité I = 500 mA circule pendant une durée

$$\Delta t = 10 \text{ min}, n(I_2)_{\text{formé}} = \frac{1}{2} n(I^-)_{\text{consommé}} = n(Zn)_{\text{formé}} = n(Zn^{2+})_{\text{consommé}} = \frac{1}{2} n(e^-) = \frac{1}{2} \frac{q}{N_A e} = \frac{I \Delta t}{2 N_A e}$$

$$= \frac{0,500 \times 10 \times 60}{2 \times 6,02 \cdot 10^{23} \times 1,6 \cdot 10^{-19}} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol. et } n(I^-)_{\text{consommé}} = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

5- Une **pile** convertit l'énergie chimique en énergie électrique grâce à une réaction d'oxydoréduction spontanée.

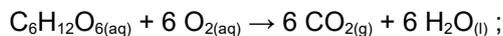
*Exemple* : la pile dite "à combustible" fait réagir le dihydrogène H<sub>2(g)</sub> avec le dioxygène O<sub>2(g)</sub> pour produire de l'électricité en rejetant uniquement de l'eau ; le problème étant de produire et de stocker le dihydrogène.

6- Un **accumulateur** est une pile pouvant être rechargée grâce à une **électrolyse**. Il fonctionne en pile lors de la décharge et en électrolyseur lors de la charge. Les réactions aux électrodes traduisant la charge et la décharge sont opposées.

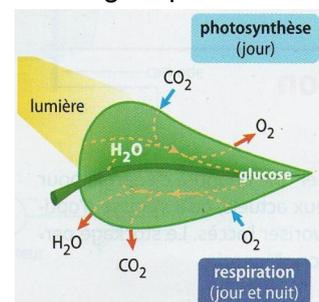
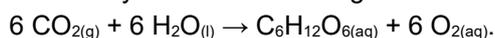
*Exemple* : les accumulateurs lithium-ion sont très utilisés car il peuvent être très petits tout en gardant des bonnes performances mais l'extraction du lithium et la fabrication des batteries a un coup environnemental non nul.

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

*Exemple* : lors de la respiration, le glucose C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> contenu dans la plante subit une transformation spontanée avec le dioxygène de l'air pour former du dioxyde de carbone et de l'eau,



dans la journée, grâce à la chlorophylle et à l'énergie lumineuse, la plante force la transformation de l'eau et du dioxyde de carbone en glucose et en dioxygène,



8- On parle de **stocker de l'énergie** lorsque l'on conserve une quantité d'énergie pour une utilisation future.