

Chap 3 : Exemples de transformations forcées.

I) Des transformations spontanées aux transformations forcées :

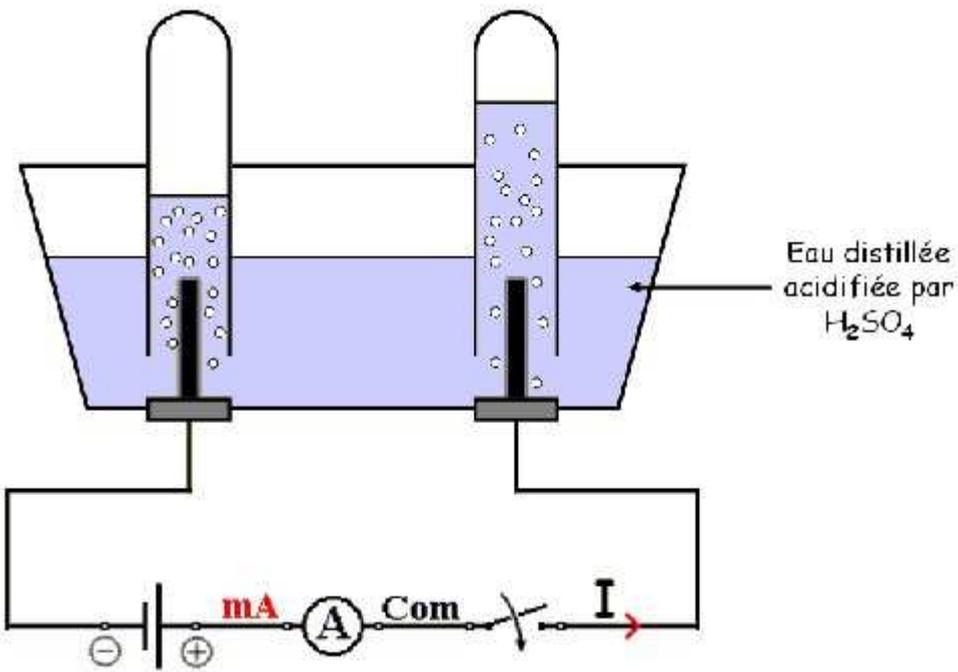
1) Transformation spontanée :

Dans la pile à combustible étudiée au chapitre précédent, l'équation de la réaction est :

Le système évolue spontanément dans le sens en libérant de l'énergie sous forme

Est-il possible d'inverser le sens d'évolution du système chimique? Comment?

2) Transformation forcée :

<p>On verse dans un électrolyseur, de l'eau rendue plus conductrice par l'ajout d'acide sulfurique.</p> <p><u>Observations :</u></p> <p>- sur l'électrode négative :</p> <p>- sur l'électrode positive :</p>	
---	--

Interprétation : écrire l'équation de la réaction :

La comparer à l'équation de la réaction dans la pile à combustible :

Conclusion :

Remarque : Cette possibilité de transformation spontanée ou forcée, selon les conditions, se retrouve dans de nombreux domaines. Ainsi, le système constitué de glucose, de dioxygène, de dioxyde de carbone et d'eau peut réagir selon la réaction d'équation :

Lors de la respiration des plantes, la nuit le système évolue dans le sens;
Le jour le système évolue dans le sens

II) L'électrolyse :

Étymologiquement, électrolyse signifie

Définition :

L'expérience précédente est **l'électrolyse de l'eau**. Ecrire les réactions aux électrodes :

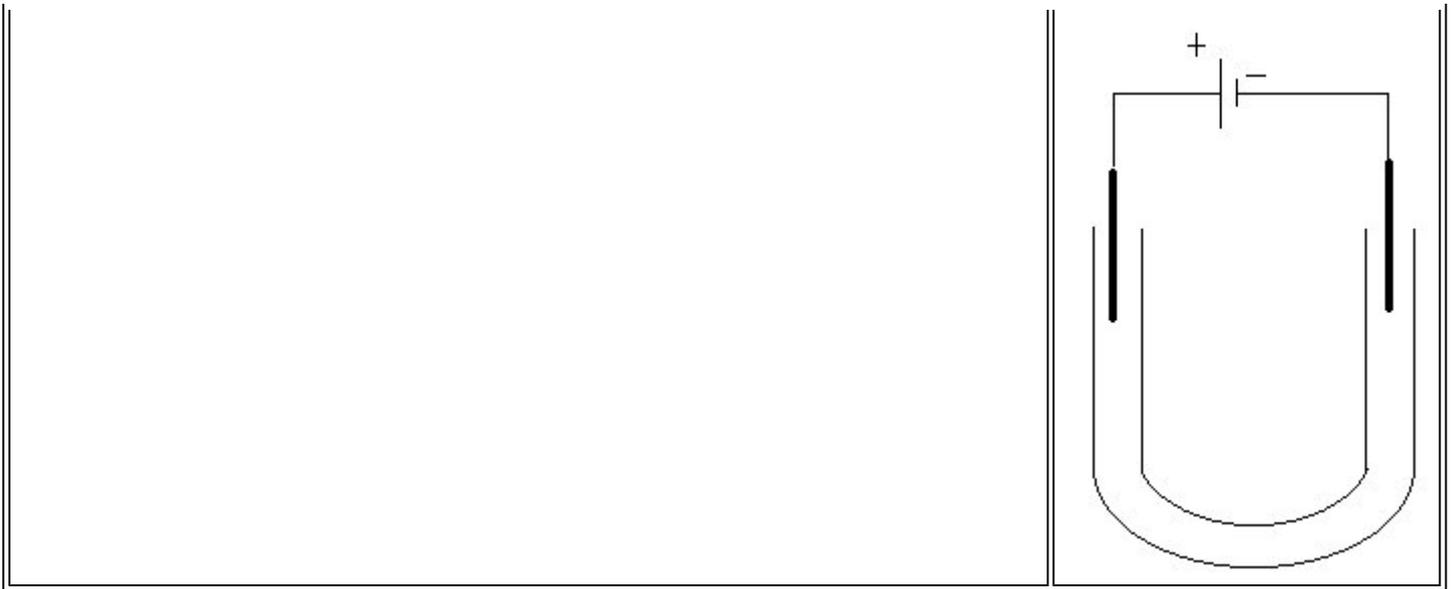
L'électrode à laquelle se produit la réduction est appelée

L'électrode à laquelle se produit l'oxydation est appelée

Si l'anode participe à la réaction elle est dite Sinon on dit qu'elle est(exemple :)

Lors d'une électrolyse les cations (ions chargés) se déplacent vers l'électrode

Lors d'une électrolyse les anions (ions chargés) se déplacent vers l'électrode



Exemple d'électrolyse :

On réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de cuivre dans un tube en U, avec deux électrodes en graphite.

Faire le schéma ci-contre.

Observations :

* à l'anode :

* A la cathode :

Bilan :

Calculer dans cet exemple la masse de cuivre déposée au bout de 20 minutes d'électrolyse par un courant constant d'intensité $I = 1,2 \text{ A}$.

Masse molaire du cuivre : $63,5 \text{ g/mol}$. $1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$.

Applications de l'électrolyse :

* Le dépôt d'un métal à la surface de la cathode est utilisé dans l'industrie pour recouvrir des objets ou purifier des métaux. L'objet à recouvrir doit être conducteur du courant pour pouvoir servir d'électrode. On peut ainsi recouvrir des métaux d'étain, d'argent, de chrome, d'or ...

* Le chlorure de sodium est très abondant sur Terre et peu coûteux. Son électrolyse permet d'obtenir entre autre du dichlore (très utilisé dans l'industrie : fabrication du PVC, traitement des eaux potables...) et du dihydrogène (pour les piles à combustible ...).

Faire le bilan des espèces chimiques présentes lors de l'électrolyse du chlorure de sodium :

Ecrire les demi-équations et l'équation de la réaction :

* Les accumulateurs : cf. activité documentaire.