

### 1. Electrolyse :

Une réaction qui se déroule dans le sens opposé à l'évolution spontanée est une évolution forcée. Cette réaction s'appelle électrolyse et s'arrête dès que l'on stoppe le générateur qui apporte l'énergie nécessaire

#### NB :

- Le courant imposé est inverse à celui qui serait observé lorsque le système évolue spontanément.
- Dans une électrolyse :
  - L'électrode reliée au pôle - du générateur électrique est le siège d'une **réduction** ; il s'agit de la **cathode** :
  - L'électrode reliée au pôle + du générateur électrique est le siège d'une **oxydation** ; il s'agit de l'**anode** :
- Pour une transformation forcée, le **quotient de réaction du système chimique s'éloigne de la constante d'équilibre.**

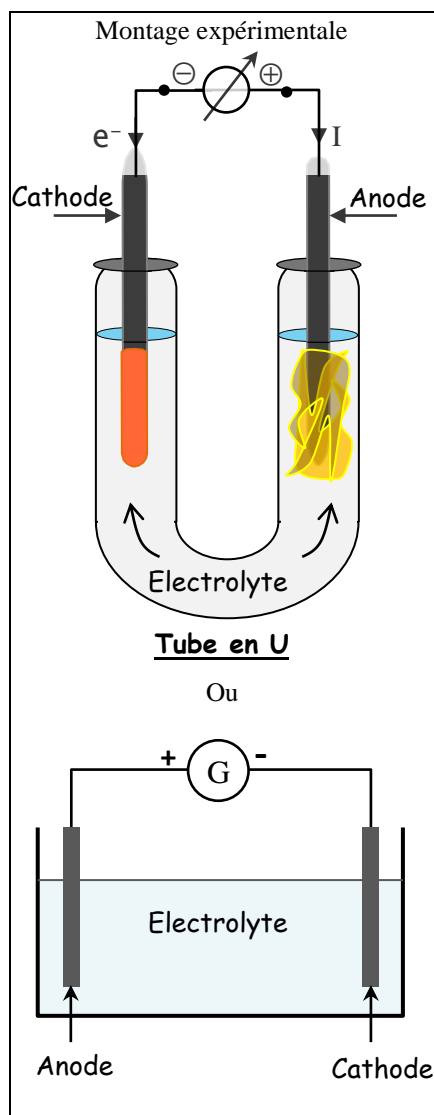
#### A retenir: on doit savoir :

- Les espèces chimiques en solution (soluté, solvant et électrodes)
- Les couples redox intervenants
- Toutes les réactions possibles au niveau des électrodes :
  - A l'anode (**pole +**) se produit une oxydation de tout réducteur à l'exception des ions positifs
  - A la cathode (**pole -**) se produit une réduction de tout oxydant à l'exception des ions négatifs
- Les réactions qui se produisent au niveau des électrodes

### 2. Exemple:

#### Electrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium NaCl

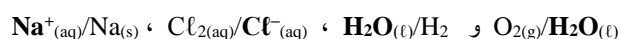
On introduit dans un tube en U une solution aqueuse de chlorure de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ ) . Deux électrodes en graphite plongées dans la solutions et reliées chacune à l'une des bornes (positive ou négative) d'un générateur de tension continue G .



#### Les espèces chimiques en solutions :

Soluté	Solvant	Electrodes
$\text{Na}^+ \cdot \text{Cl}^-$	$\text{H}_2\text{O} \cdot \text{H}_3\text{O}^+ \text{ et } \text{OH}^-$	Graphite

#### Les couples redox intervenant :



#### Toutes les réactions possibles au niveau des électrodes :

- A l'anode se produit oxydation d'un réducteur :
 
$$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$$
 Ou
 
$$2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$$
- A la cathode se produit réduction d'un oxydant :
 
$$\text{Na}^+(\text{aq}) + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Na}(\text{s})$$
 ou
 
$$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq})$$

Après plusieurs minutes de fonctionnement, on constate :

- À l'anode, il s'est formé un dégagement gazeux de dichlore  $\text{Cl}_2$  (Décoloration de l'indigo initialement bleu).
- À la cathode, il s'est formé un dégagement de dihydrogène  $\text{H}_2$  (détonation en présence d'une flamme) et il est apparu des ions hydroxyde  $\text{OH}^-$  (Phénolphtaléine prends une coloration rose).

#### Les réactions qui se produisent au niveau des électrodes :

- A l'anode se produit oxydation des ions chlorure  $\text{Cl}^-$  :
 
$$2 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$$
- A la cathode se produit réduction de l'eau  $\text{H}_2\text{O}$  :
 
$$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq})$$

Equation bilan de l'électrolyse d'une solution aqueuse de NaCl

