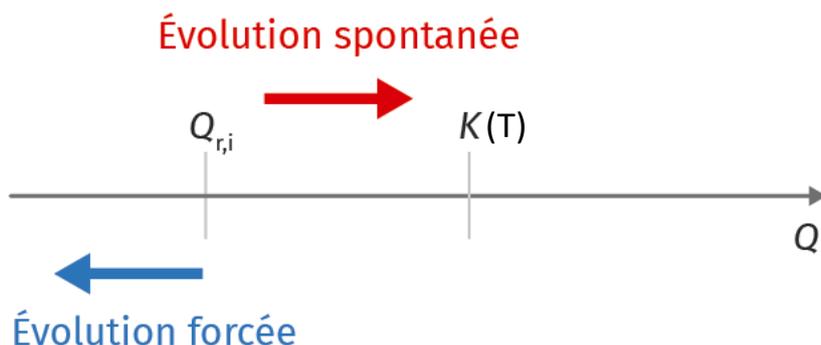


Chapitre 19 : Transformations forcées

1. Définitions

Spontanément, une réaction d'oxydo-réduction se déroule dans un sens bien déterminé : entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple d'oxydo-réduction. Cette réaction va évoluer vers un état d'équilibre défini par une constante d'équilibre $K(T)$ (voir chapitre « *Évolution d'un système chimique* »). On parle de **transformation spontanée**.

Néanmoins, il est possible de forcer la réaction à se dérouler dans le sens contraire grâce à un générateur : les échanges d'électrons se font dans le sens contraire et le système va alors convertir de l'énergie électrique en énergie chimique. On parle de **transformation forcée**.

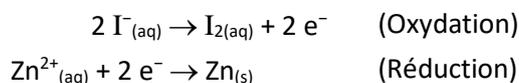


Exemple : réaction entre les couples $I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$ et $Zn^{2+}_{(aq)} / Zn_{(s)}$

① Réaction spontanée : $Zn_{(s)} + I_{2(aq)} \rightarrow 2 I^-_{(aq)} + Zn_{(s)}$

② Réaction forcée : $2 I^-_{(aq)} + Zn^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn_{(s)} + I_{2(aq)}$

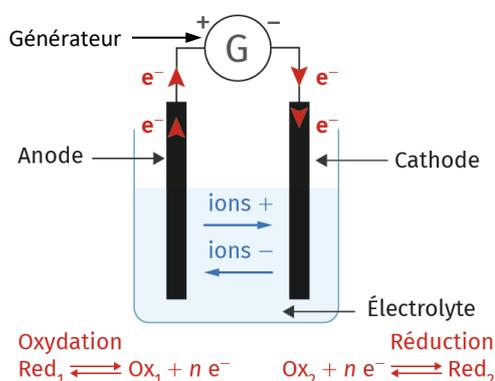
→ Ce qui implique les réactions (forcée) aux électrodes :



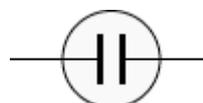
2. L'électrolyseur

2.1. Définition

L'électrolyseur permet de réaliser une transformation **forcée**, appelée **une électrolyse** : il s'agit d'un récepteur électrique constitué de deux **électrodes** plongeant dans une solution appelée **électrolyte** et reliées à un **générateur**, qui impose le sens de circulation des électrons.



Symbole électrique de l'électrolyseur :



- La borne **négative** du générateur est reliée à l'électrode de l'électrolyseur sur laquelle a toujours lieu la **réduction** de l'oxydant. Cette électrode est la **cathode**.
- La borne **positive** du générateur est reliée à l'électrode de l'électrolyseur sur laquelle a toujours lieu l'**oxydation** du réducteur. Cette électrode est l'**anode**.

2.2. Fonctionnement

L'électrolyseur convertit de l'énergie électrique en énergie chimique, en utilisant les électrons fournis par le générateur de courant continu.

- La quantité d'électricité Q débitée par le générateur délivrant un courant d'intensité I à l'électrolyseur, pendant une durée Δt est :

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

en C
en mol
← Constante de Faraday
 $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

($n(e^-)$ = quantité d'électrons échangée entre les deux électrodes pendant la durée Δt)

- Par définition, la quantité d'électricité Q mise en jeu par un courant d'intensité I pendant une durée Δt est :

$$Q = I \times \Delta t$$

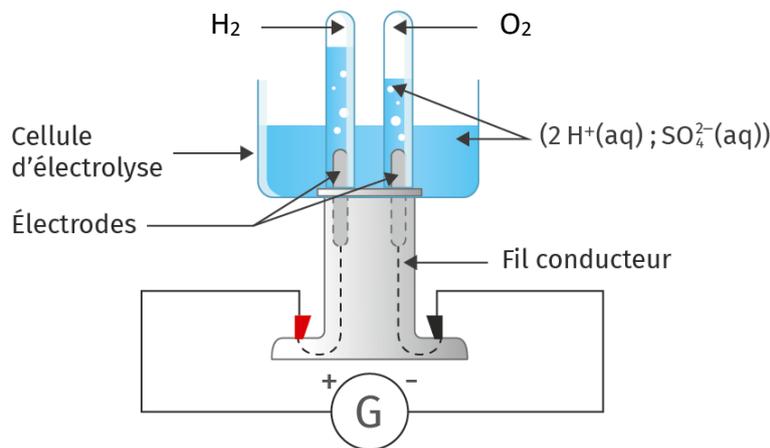
en C
en A
← en s

En combinant les deux expressions, on obtient :

$$I \times \Delta t = n(e^-) \times F$$

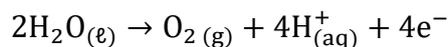
2.3. Application : électrolyse de l'eau

Dispositif expérimental :

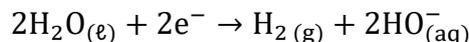


Réactions aux électrodes :

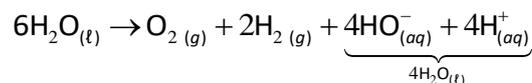
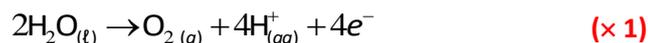
- Anode (borne positive) :



- Cathode (borne négative) :



L'équation de la réaction qui décrit le fonctionnement global de l'électrolyseur est donc :

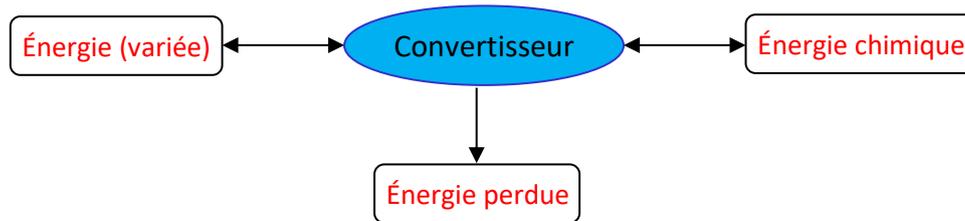


L'équation de la réaction globale de fonctionnement de l'électrolyseur sera donc : $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{O}_2(g) + 2\text{H}_2(g)$

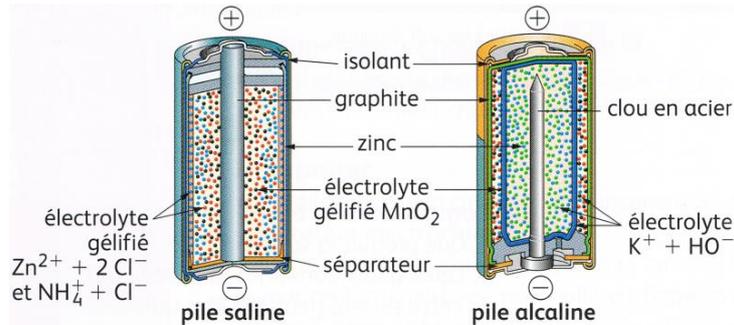
⇒ La quantité de matière de dihydrogène formé est égale au double de la quantité de matière de dioxygène formé donc le volume de gaz dihydrogène formé est approximativement égal au **double** du volume de gaz dioxygène formé.

3. Stockage et conversion d'énergie chimique

Un **convertisseur** assure la conversion d'une forme d'énergie en une ou plusieurs autres formes :



3.1. Les piles salines et alcalines

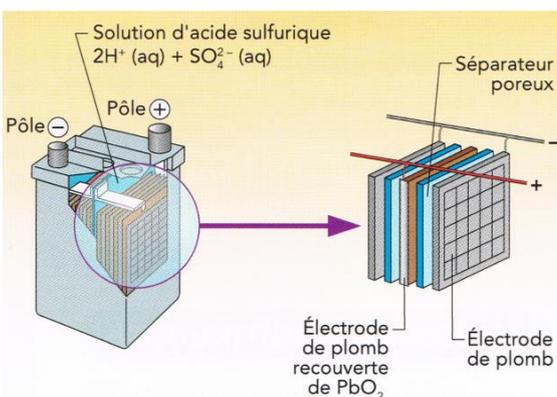


	Pile saline	Pile alcaline
Électrolyte	Chlorure d'ammonium (NH ₄ Cl) (composé ionique appelé autrefois <i>sel</i> d'où le nom de Saline)	Potasse (KOH) (le potassium étant un <i>Métal Alcalin</i> d'où le nom d'Alcaline)
Tension Maximale (f.e.m.)	1,5 V	1,5 V
Temps de décharge	20 à 25 heures Se décharge de manière régulière de 1,5 V à 0 V	50 à 60 heures Se décharge de 1,5 V et 1,2 V au bout d'une dizaine d'heures, puis sa tension reste constante à 1,2 V une quarantaine d'heures, avant de décroître régulièrement de 1,2 V à 0 V
Rapport qualité/prix	Moins chère qu'une pile alcaline mais moins performante	Plus chère qu'une pile saline mais plus performante

Source : www.Jeulin.fr

3.2. Les accumulateurs au plomb

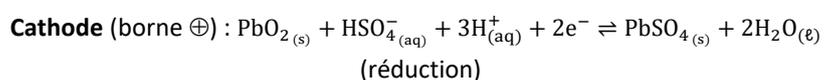
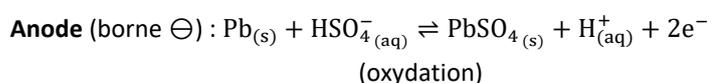
Un accumulateur est un **convertisseur** qui peut se comporter comme une **pile** (transformation spontanée, lors de son utilisation comme source de courant) ou comme un **électrolyseur** (transformation forcée, lors de sa recharge).



Une batterie au plomb se caractérise essentiellement par :

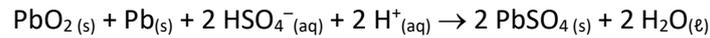
- La **tension nominale U** qui dépend du nombre d'éléments ;
- La **capacité de stockage**, notée **Q** : quantité d'énergie disponible. Elle s'exprime en ampère-heure ;
- Le **courant maximal** qu'elle peut fournir pendant quelques instants, ou **courant de crête**.

Les réactions électrochimiques aux électrodes (lors de la décharge) sont les suivantes :



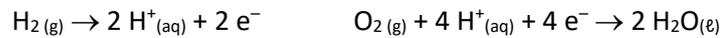
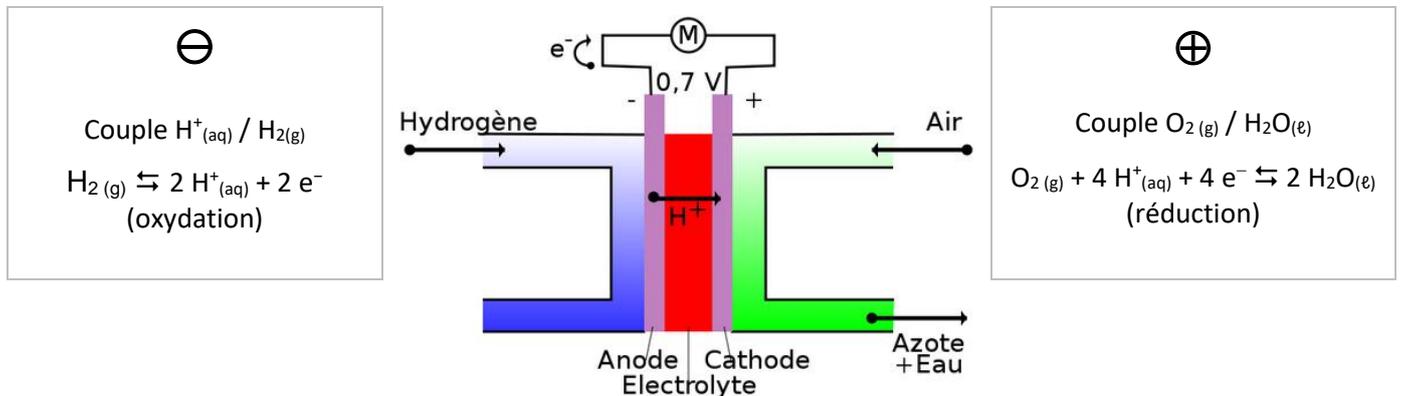
→ Une **batterie** est un ensemble d'**accumulateurs** raccordés **en série**, afin d'obtenir la tension désirée et réunis dans un même boîtier.

La réaction globale d'oxydoréduction peut s'écrire (lors de la décharge) :

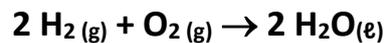


3.3. Les piles à combustible

La **pile à combustible** convertit de l'énergie chimique ($\text{H}_2 + \text{O}_2$) en énergie électrique grâce à une transformation chimique spontanée :



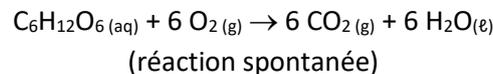
L'équation de la réaction globale d'oxydoréduction s'écrit alors :



3.4. Les organismes chlorophylliens

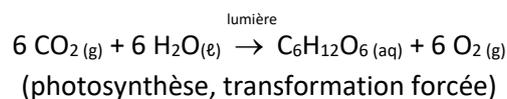
La **photosynthèse** est le processus bioénergétique qui permet à ces organismes de synthétiser de la matière organique en utilisant l'énergie lumineuse, l'eau et le dioxyde de carbone.

❶ Durant la nuit (de manière très simplifiée) :



→ Durant la nuit, ces organismes récupèrent de l'énergie en oxydant la molécule de glucose (réaction inverse de la photosynthèse).

❷ Durant la journée (de manière très simplifiée) :



→ Ces organismes (végétaux) stockent de l'énergie transportée par la lumière du Soleil sous forme d'énergie chimique (glucose).