

# Forcer une réaction chimique

## Electrolyse

Classe de Terminale – Spécialité SPC

- 1 Introduction
- 2 Electrolyse

- 1 Introduction
- 2 Electrolyse

Une réaction chimique est une réorganisation de la matière, on casse des liaisons chimiques et on en reforme :

- casser une liaison chimique nécessite de disposer d'énergie
- former une liaison libère de l'énergie

Energies de liaison ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

- $\text{C}-\text{C}$  : 347
- $\text{C}=\text{C}$  : 619
- $\text{C}\equiv\text{C}$  : 812
- $\text{C}-\text{H}$  : 414

Donc, si pas d'énergie disponible dans le système, la réaction ne peut pas se faire puisqu'il faut commencer par casser une liaison !

Si on apporte l'énergie nécessaire, la réaction devient possible !

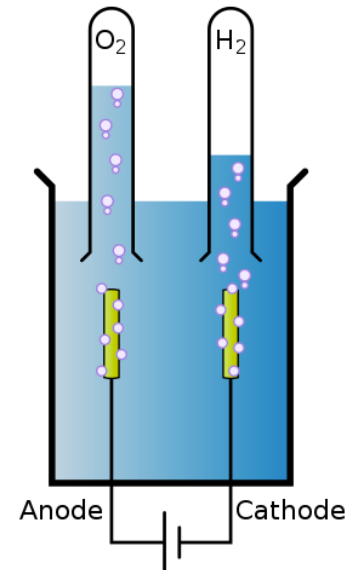
**Forcer** une réaction chimique, c'est apporter l'énergie qu'il faut pour permettre la réaction d'un point de vue énergétique.

- ma pile est chargée : la réaction chimique se fait spontanément dans le sens direct
- je recharge ma pile : je force la réaction chimique en sens indirect

Dans le cas d'une pile, stockage de l'énergie sous forme de liaison chimique.

1 Introduction

2 Electrolyse



1 générateur électrique  
qui apporte de l'énergie  
→ réaction d'oxydoréduction

2 électrodes  
(métallique ou carbone)  
cathode = lieu de la réduction  
anode = lieu de l'oxydation

Intensité moyenne  $I_{\text{moy}}$  associée à une charge électrique  $Q$  pendant une durée  $\Delta t$  :

$$I_{\text{moy}} = \frac{Q}{\Delta t}$$

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

$n(e^-)$  est la quantité d'électron qui a réagi (en mol)

$$1 F = 1 \text{ faraday} = \mathcal{N}_A \times e = 6.02 \times 10^{23} \times 1.6 \times 10^{-19} = 96500 \text{ C}$$

(représente la valeur absolue de la charge électrique transportée par une mole d'électron)

Un électrolyseur convertit de l'énergie électrique en énergie chimique, à l'inverse d'une pile.