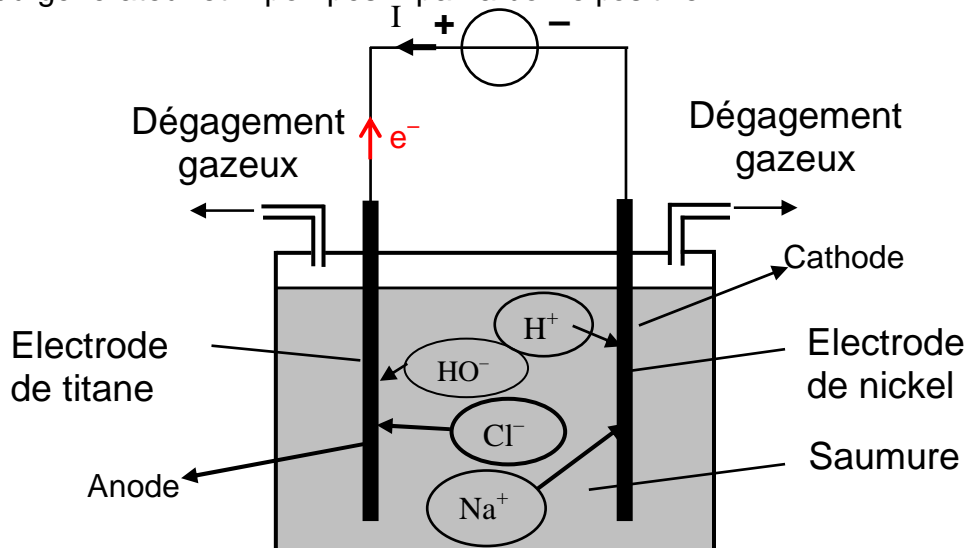


## 1. Préparation du dihydrogène par électrolyse

1.1. Dans la solution, les anions sont attirés vers l'**anode reliée au pôle positif** du générateur et les cations vers la **cathode reliée au pôle négatif**.

Les **électrons** circulent dans les parties métalliques du circuit, ils sont libérés par la borne négative du générateur et « pompés » par la borne positive.



1.2. À la cathode, réduction qui libère du dihydrogène gazeux :  $2\text{H}^+_{(\text{aq})} + 2\text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})}$   
 À l'anode, oxydation qui libère du dichlore gazeux :  $2\text{Cl}^-_{(\text{aq})} = \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\text{e}^-$

1.3. On a  $n(\text{H}_2) = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_m}$ , soit  $V_{\text{H}_2} = n(\text{H}_2) \cdot V_m$

D'après la demi-équation de réduction cathodique : 2 moles d'électrons sont consommées lorsqu'une mole de dihydrogène est formée, soit  $n(\text{H}_2) = \frac{n(\text{e}^-)}{2}$ .

Il vient  $V_{\text{H}_2} = \frac{n(\text{e}^-)}{2} \cdot V_m$

Enfin la quantité d'électricité mise en jeu est :  $Q = n(\text{e}^-) \cdot F = I \cdot \Delta t$ , donc  $n(\text{e}^-) = \frac{I \cdot \Delta t}{F} = \frac{I \cdot \Delta t}{N_A \cdot e}$

Il vient  $V_{\text{H}_2} = \frac{1}{2} \cdot \frac{I \cdot \Delta t \cdot V_m}{N_A \cdot e}$ .

1.4.  $V_{\text{H}_2} = \frac{1}{2} \times \frac{5,00 \times 10^4 \times 3600 \times 30,0}{6,02 \times 10^{23} \times 1,60 \times 10^{-19}} = 28,0 \times 10^3 \text{ L} = 28,0 \text{ m}^3$  produit en une heure (= 3600 s) de fonctionnement.

## 2. Cinétique de la dismutation de l'eau oxygénée.

2.1.1.		$2\text{H}_2\text{O}_{2(\text{aq})} = \text{O}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$		
État	Avancement	Quantités de matière en mol		
État initial	0	$c \cdot V$	0	Excès
En cours de transformation	$x$	$c \cdot V - 2 \cdot x$	$x$	Excès
État final	$x_f$	$c \cdot V - 2 \cdot x_f$	$x_f$	Excès

2.1.2. L'avancement maximal est atteint quand l'eau oxygénée est entièrement consommée :

$c \cdot V - 2 \cdot x_{\text{max}} = 0$  alors  $x_{\text{max}} = \frac{c \cdot V}{2}$  ainsi  $x_{\text{max}} = \frac{2,5 \times 24 \times 10^{-3}}{2} = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$

2.1.3. D'après la loi des gaz parfaits  $n_{O_2}(t) = \frac{P \cdot V_{O_2}(t)}{R \cdot T}$  et d'après l'équation chimique :  $x(t) =$

$$n_{O_2}(t), \text{ donc } x(t) = \frac{P \cdot V_{O_2}(t)}{R \cdot T}$$

2.1.4. À la date  $t = 30 \text{ min}$ , le tableau de résultats indique  $V_{O_2}(30) = 540 \text{ mL}$  soit  $540 \times 10^{-6} \text{ m}^3$ ,

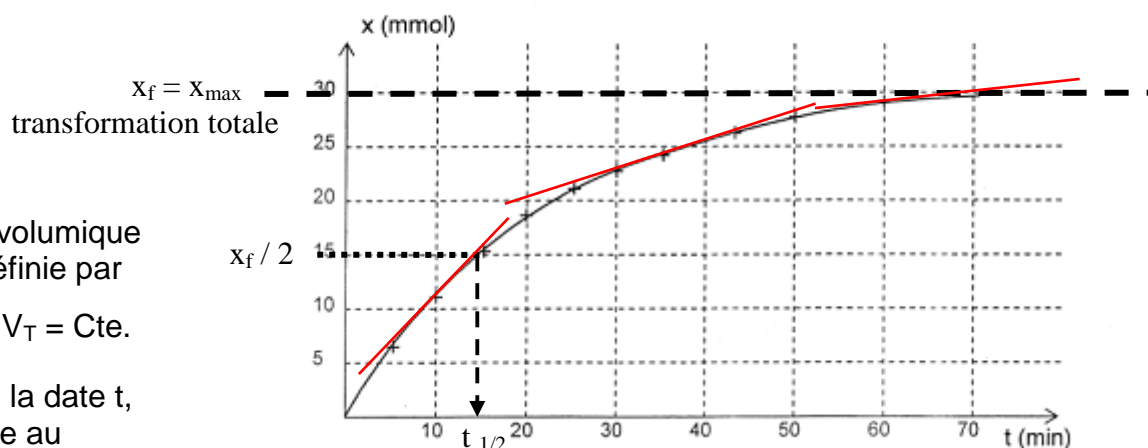
$$\text{donc } x(t = 30) = \frac{1,013 \times 10^5 \times 540 \times 10^{-6}}{8,31 \times (273,15 + 25)} = 2,21 \times 10^{-2} \text{ mol} \text{ (22,1 mmol donc cohérent avec la}$$

*courbe  $x = f(t)$ ).*

## 2.2. Analyse du graphe $x(t)$

2.2.1. Le temps de demi-réaction est la durée au bout de laquelle l'avancement a atteint la moitié de sa valeur finale. Graphiquement, on détermine  $t_{1/2} = 15 \text{ min}$ .

Avancement  $x$  en fonction du temps  $t$



2.2.2. La vitesse volumique de réaction est définie par

$$v = \frac{1}{V_T} \cdot \frac{dx}{dt} \text{ avec } V_T = \text{Cte.}$$

Ainsi la vitesse, à la date  $t$ , est proportionnelle au

coefficient directeur de la tangente à la courbe à cette date. Or les pentes **des tangentes** diminuent quand  $t$  augmente, la vitesse diminue au cours du temps.

## 2.3. Facteurs cinétiques

2.3.1. La concentration de la solution en eau oxygénée diminue au cours du temps, donc la vitesse de réaction va diminuer.

Les chocs entre les molécules deviennent moins nombreux, il se forme de moins en moins de molécules de dioxygène au cours du temps.

2.3.2. La température est un facteur cinétique : si la température augmente, l'état final est atteint plus rapidement.

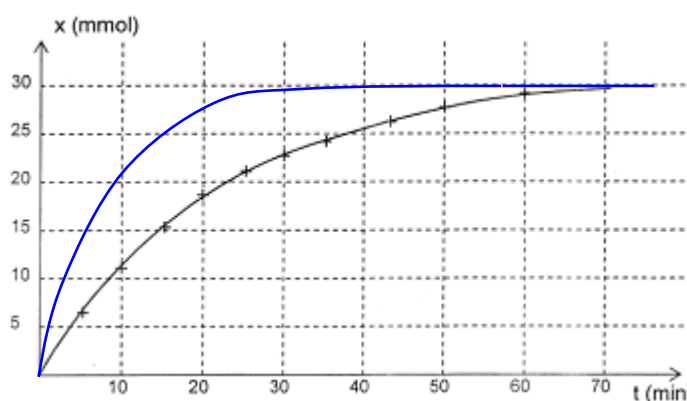
2.3.3. **Proposition 1** : L'avancement final est divisé par deux. **FAUX**

La quantité de matière d'eau oxygénée introduite initialement n'étant pas modifiée, l'état final sera inchangé.

**Proposition 2** : L'état final est atteint plus rapidement. **VRAI**

On ajoute moins d'eau distillée que précédemment (seulement 0,50 L au lieu de 1,0 L), la concentration de la solution en eau oxygénée (facteur cinétique) est plus grande, l'état

d'équilibre sera atteint plus rapidement.



2.4.1. Un catalyseur est une espèce chimique qui permet d'atteindre plus rapidement l'état final d'équilibre d'un système chimique, sans apparaître dans l'équation de cette réaction (il augmente la vitesse moyenne de réaction).

2.4.2. Le catalyseur est en solution aqueuse comme les réactifs, le mélange réactionnel est constitué d'une seule phase, il s'agit d'une catalyse **homogène**.