

Paracelse, Cavendish, Lavoisier sont quelques-uns des scientifiques rattachés à l'histoire du dihydrogène, gaz inodore et incolore, découvert depuis plus de trois siècles. On le produisait à l'époque en faisant réagir de l'acide sulfurique ou de l'acide chlorhydrique sur différents métaux comme le fer, le zinc ou encore l'étain.

Les frères Montgolfier, Jacques Charles et Nicolas Robert qui avaient construit le premier ballon à air chaud, mirent au point le premier ballon à gaz, rempli de dihydrogène. Le 27 août 1783, ce ballon s'éleva dans les airs depuis le Champ-de-Mars à Paris. Plus tard, d'autres ballons ont été construits et équipés de moteurs, ouvrant au début du 20^{ème} siècle, une nouvelle technique de navigation aérienne avec les dirigeables, comme ceux construits par la société allemande Zeppelin.

Cet exercice a pour objectif, l'étude d'une transformation chimique permettant de produire du dihydrogène.

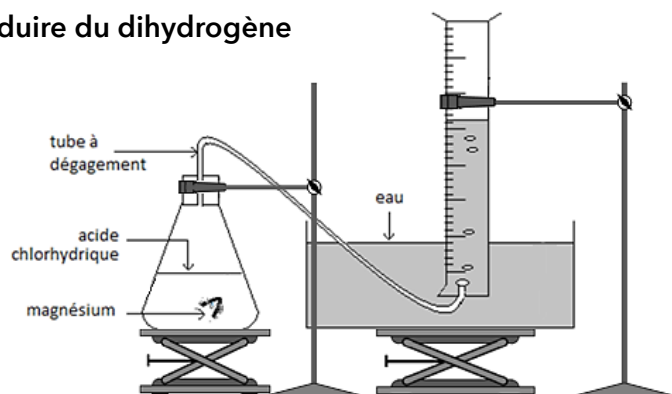


Étude d'une transformation chimique permettant de produire du dihydrogène

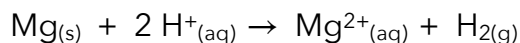
Pour observer cette transformation, on réalise le montage représenté ci-contre.

On introduit dans un erlenmeyer un morceau de ruban de magnésium $Mg_{(s)}$, de masse $m = 40 \text{ mg}$, et un volume $V_a = 100 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique ($H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$), solution aqueuse S_a de concentration en ions $H^+_{(aq)}$ égale à $C_a = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

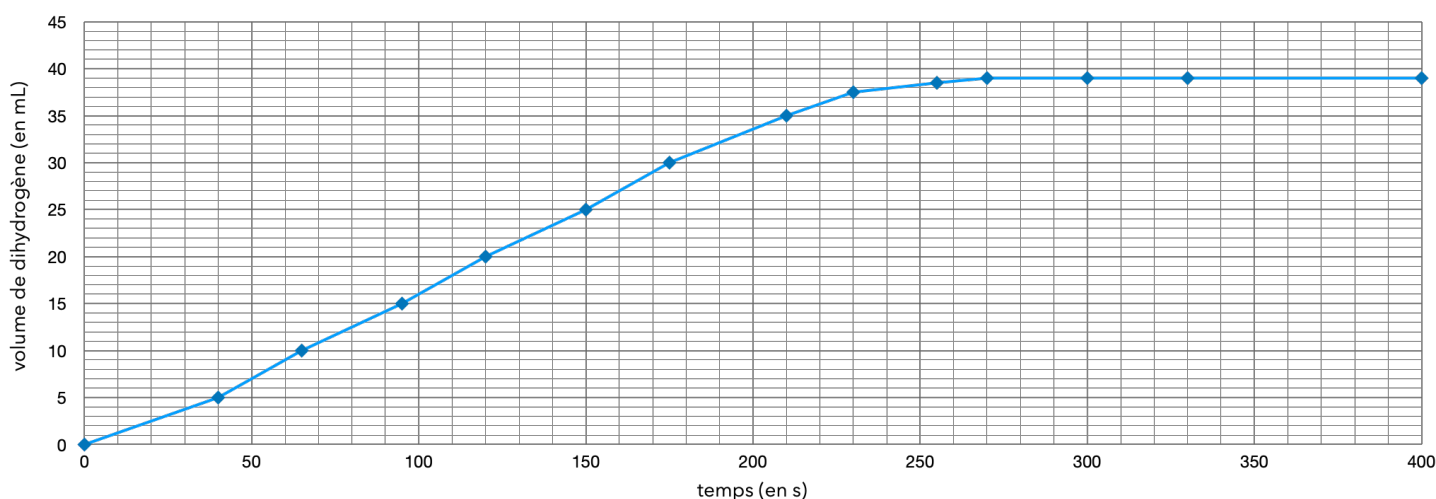
En réalisant l'expérience à $20 \text{ }^\circ\text{C}$, on recueille, par déplacement d'eau, un gaz que l'on peut identifier à du dihydrogène dont on relève à intervalle de temps réguliers le volume dégagé et l'on obtient le graphique représenté ci-après.



L'équation de la réaction modélisant la transformation chimique s'écrit :







Représentation graphique de l'évolution du volume de dihydrogène formé au cours du temps



Données :

- Volume molaire des gaz dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Couples oxydant-réducteur : $\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Mg}_{(\text{s})}$ et $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}/\text{H}_{2(\text{g})}$
- Masse molaire atomique du magnésium : $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Pictogrammes de sécurité :

Magnésium en ruban 	Acide chlorhydrique 	Dihydrogène  
---	--	--

1. Quelle(s) précaution(s) faut-il prendre pour manipuler de l'acide chlorhydrique ?

Gants + lunettes + blouse

2. Proposer un test pour montrer que le gaz formé au cours de cette transformation chimique est bien du dihydrogène.

Détonation à l'approche d'une flamme (rappels cours seconde)

3. Identifier parmi les réactifs (en justifiant) celui qui joue le rôle d'oxydant et celui qui joue le rôle de le réducteur.

L'ion hydrogène H^+ est l'oxydant car il capte des électrons.

Le magnésium Mg est le réducteur car il cède des électrons.

4. Déterminer les quantités de matière initiales des réactifs.

$$n_i(\text{Mg}) = \frac{m}{M(\text{Mg})} = \frac{40 \cdot 10^{-3}}{24,3} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{H}^+) = C_a \times V_a = 5,0 \cdot 10^{-1} \times 100 \cdot 10^{-3} = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

5. Compléter le tableau d'avancement et identifier le réactif limitant de cette transformation chimique.

Équation de la réaction		$\text{Mg}_{(\text{s})}$	+	$2 \text{H}^{+}_{(\text{aq})}$	\rightarrow	$\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$	+	$\text{H}_{2(\text{g})}$
État du système	Avancement (mol)	$n(\text{Mg})$		$n(\text{H}^+)$		$n(\text{Mg}^{2+})$		$n(\text{H}_2)$
État initial	0	$n_i(\text{Mg})$		$n_i(\text{H}^+)$		0		0
État en cours de transformation	x	$n_i(\text{Mg}) - x$		$n_i(\text{H}^+) - 2x$		x		x
État final	x_{max}	$n_i(\text{Mg}) - x_{\text{max}}$		$n_i(\text{H}^+) - 2x_{\text{max}}$		x_{max}		x_{max}

Détermination du réactif limitant dans l'hypothèse où la transformation serait totale :

• Si Mg est limitant :

$$n_i(\text{Mg}) - x_{\text{max}1} = 0 \Rightarrow x_{\text{max}1} = n_i(\text{Mg}) = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

• Si H^+ est limitant :

$$n_i(\text{H}^+) - 2x_{\text{max}2} = 0 \Rightarrow x_{\text{max}2} = n_i(\text{H}^+)/2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$x_{\text{max}1} < x_{\text{max}2}$ donc Mg est le réactif limitant et $x_{\text{max}} = x_{\text{max}1} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

6. Montrer qu'en fin de transformation une quantité $n_{H_2} = 1,6 \cdot 10^{-3}$ mol de dihydrogène pourrait être formé si la transformation est totale.

D'après le tableau d'avancement, si la transformation était totale, l'état final de $n(H_2)$ serait x_{max} .

Donc on formerait bien $n_{H_2} = 1,6 \cdot 10^{-3}$ mol.

7. À partir des mesures expérimentales effectuées :

- déterminer quand la transformation peut être considérée comme terminée ;
- relever la valeur du volume $V_{exp H_2}$ de dihydrogène obtenu à la fin de l'expérience.
- À partir de 270 s, le volume de dihydrogène produit n'évolue plus. La transformation peut alors être considérée comme terminée (l'avancement final est atteint).
- On lit sur le graphique $V_{exp H_2} = 39$ mL.

8. Peut-on considérer que la transformation étudiée est une transformation totale ? Justifier.

Cherchons la quantité de dihydrogène formé expérimentalement :

$$n_{exp H_2} = \frac{V_{exp H_2}}{V_m} = \frac{39 \cdot 10^{-3}}{22,4} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Cette quantité de matière formée expérimentalement correspond ici à l'avancement final x_f de la réaction. Or la valeur obtenue est la même que la valeur théorique calculée de l'avancement maximal. **L'avancement final est donc maximal** ($x_f = x_{max}$), ce qui signifie que la **transformation est totale**.