

# TP $\chi$ 01 - Suivi cinétique d'une transformation grâce à un capteur de pression

## I. Principe

Le but de cette séance est de suivre l'évolution d'une réaction chimique entre du magnésium solide et de l'acide chlorhydrique.

Pour cela, nous observerons les variations de pression au cours du temps grâce à un manomètre. Nous en déduirons la courbe représentative de la fonction  $t \rightarrow x(t)$ . Après cette séance, nous exploiterons la courbe afin de calculer la vitesse instantanée de la réaction à différents instants.

- Les couples redox qui interviennent dans la réaction sont les suivants :  $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) / \text{Mg}(\text{s})$  et  $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$   
Écrire les demi-équations rédox, puis l'équation globale de la réaction.

## II. Mode opératoire

### 1) Prélèvement des réactifs

- Nous savons qu'une longueur 2,00 m du ruban de magnésium correspond à une masse de 3,07 g de magnésium (le vérifier ensemble, si nécessaire).
- Découper un morceau de ruban de magnésium de longueur 2,0 cm (si la longueur découpée est supérieure ou inférieure à 2,0 cm, utiliser la vraie valeur par la suite, ne pas arrondir à 2,0 cm). Calculer la masse  $m_{\text{Mg}}$  de magnésium utilisée. Quelle est la quantité de matière  $n_{\text{Mg}}$  correspondante ?  
La masse molaire du magnésium est  $M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g.mol}^{-1}$ .
- Grâce à une éprouvette graduée, introduire dans un erlenmeyer de 250 mL, un volume  $V = 20 \text{ mL}$  d'acide chlorhydrique de concentration en soluté apporté  $c = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ . Calculer la quantité de matière d'ions  $\text{H}^+(\text{aq})$  correspondante, notée  $n(\text{H}^+)_{\text{ini}}$ .

### 2) Suivi de la réaction

**Attention** : ce montage demande précision, coordination, rapidité... le tout simultanément !

- Suspendre le ruban de magnésium avec de la ficelle très fine et fixer la ficelle à l'intérieur à l'erlenmeyer avec un ruban adhésif. Positionner le magnésium juste au-dessus de l'acide, sans qu'il y ait contact avec celui-ci.
- Fermer l'erlenmeyer avec le bouchon, raccorder le tuyau au manomètre.  
Apprêter le valet (sur lequel se trouve un support pour ballon).  
Se munir du chronomètre (le remonter, et vérifier son bon fonctionnement).
- Sur le compte-rendu :
  - effectuer un schéma du dispositif ;
  - construire un tableau qui contiendra les valeurs

de la pression en fonction du temps. Relever la valeur initiale de la pression. Effectuer des relevés toutes les 10 secondes, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de variation notable dans le milieu réactionnel.

- Relever la valeur de la pression  $P(0)$  avant que la réaction ait commencé.
- Déclencher le chronomètre à l'instant où l'on incline l'erlenmeyer (le ruban de magnésium se retrouve alors immergé), et positionner l'erlenmeyer sur le support pour ballon. Relever les valeurs de la pression toutes les 10 s, et ajouter les valeurs dans le tableau.
- A la fin de la transformation, relever la valeur de la température  $T$  dans la solution. On fera l'hypothèse que la température est restée constante tout au long de la transformation. Mesurer, avec de l'eau et une éprouvette graduée, le volume  $V_{\text{gaz}}$ , constant, occupé par les gaz à l'intérieur de l'erlenmeyer.

## III. Exploitation des résultats

- Tracer le graphe  $P = f(t)$  (ce qui veut dire «  $P$  en fonction de  $t$  »), c'est-à-dire la courbe représentative de la fonction  $t \rightarrow P(t)$ .
- Dresser le tableau d'avancement de la réaction. Quel est le réactif limitant ? Ce résultat est-il conforme aux observations ? Calculer l'avancement maximal.
- L'air et le dihydrogène sont assimilés à des gaz parfaits. Rappeler l'équation d'état des gaz parfaits en précisant le nom et les unités des différentes grandeurs utilisées.
- A quel gaz est due l'augmentation de pression à l'intérieur de l'erlenmeyer ? Exprimer la surpression  $\Delta P(t) = P(t) - P(0)$  en fonction de la quantité de ce gaz.
- En déduire l'expression de l'avancement  $x(t)$  en fonction de  $\Delta P(t)$ ,  $V_{\text{gaz}}$ ,  $R$  (constante des gaz parfaits), et  $T$ . Tracer la courbe représentative de la fonction  $t \rightarrow x(t)$ .

# TP $\chi$ 01 - Suivi cinétique d'une transformation grâce à un capteur de pression – éléments de correction –

Suite à cette séance de travaux pratiques, voici ce qu'il faut savoir / savoir faire :

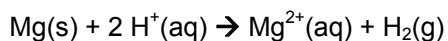
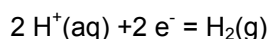
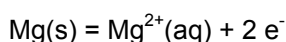
- Savoir écrire les demi-équations correspondant à deux couples rédox, et les combiner pour écrire l'équation globale entre l'oxydant et le réducteur
- À partir de la masse de magnésium, du volume d'acide chlorhydrique et sa concentration en soluté apporté, savoir dresser un tableau d'avancement et prévoir la composition finale du système chimique.
- Connaître les noms des instruments employés dans cette séance (verrerie, manomètre...)
- Savoir utiliser la loi des gaz parfaits afin de faire le lien entre une quantité de gaz produit et la surpression causée par cette quantité.
- Savoir établir le lien entre la pression mesurée de gaz produit et l'avancement volumique de la réaction, et savoir tracer la courbe de l'avancement volumique en fonction du temps.
- Savoir nettoyer convenablement la verrerie, avant et après les manipulations.

## I. Principe

- Les couples redox qui interviennent dans la réaction sont les suivants :



Les demi-équations rédox, et l'équation globale de la réaction, sont les suivantes :



## II. Mode opératoire

### 1) Prélèvement des réactifs

- Nous découpons une longueur  $L = 2,0$  cm d'un ruban de magnésium. Nous savons qu'une longueur de 2,00 mètre de ce ruban correspond à 3,07 g de magnésium Mg. Ainsi, nous pouvons déterminer la masse  $m_{\text{Mg}}$  de notre longueur  $L$  de

$$\text{ruban. Nous avons : } m_{\text{Mg}} = \frac{3,07}{2,00} \times L.$$

La quantité  $n_{\text{Mg}}$  de magnésium est :

$$n_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} = \frac{3,07 \times L}{2,00 \times M_{\text{Mg}}}$$

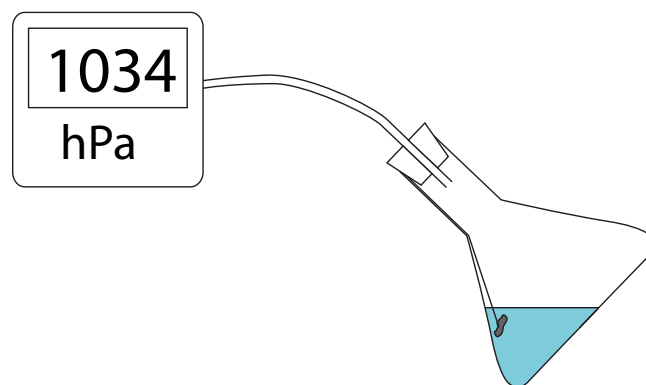
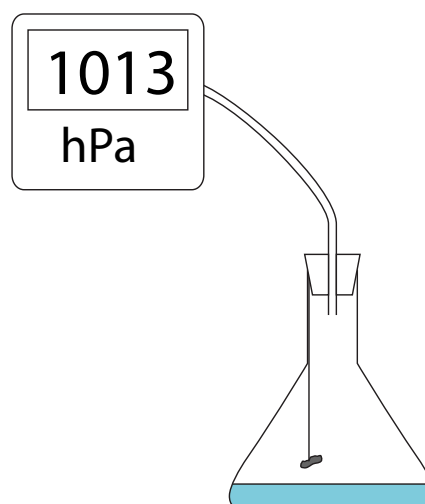
$$\text{A.N. : } n_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} = \frac{3,07 \times 2,0 \cdot 10^{-2}}{2,00 \times 24,3} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

- Nous introduisons dans un erlenmeyer de 100 mL, un volume  $V = 20$  mL d'acide chlorhydrique de concentration en soluté apporté  $c = 1,0$  mol.L<sup>-1</sup>. La quantité de matière d'ions  $\text{H}^+(\text{aq})$  correspondante est  $n(\text{H}^+)_{\text{ini}} = c \times V$ .

$$\text{A.N. : } n(\text{H}^+)_{\text{ini}} = 1,0 \times 20 \cdot 10^{-3} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

## 2) Suivi de la réaction

Schéma du dispositif :



- La valeur de la pression avant que la réaction ait commencé est  $P(0) = 1013 \text{ hPa}$ .

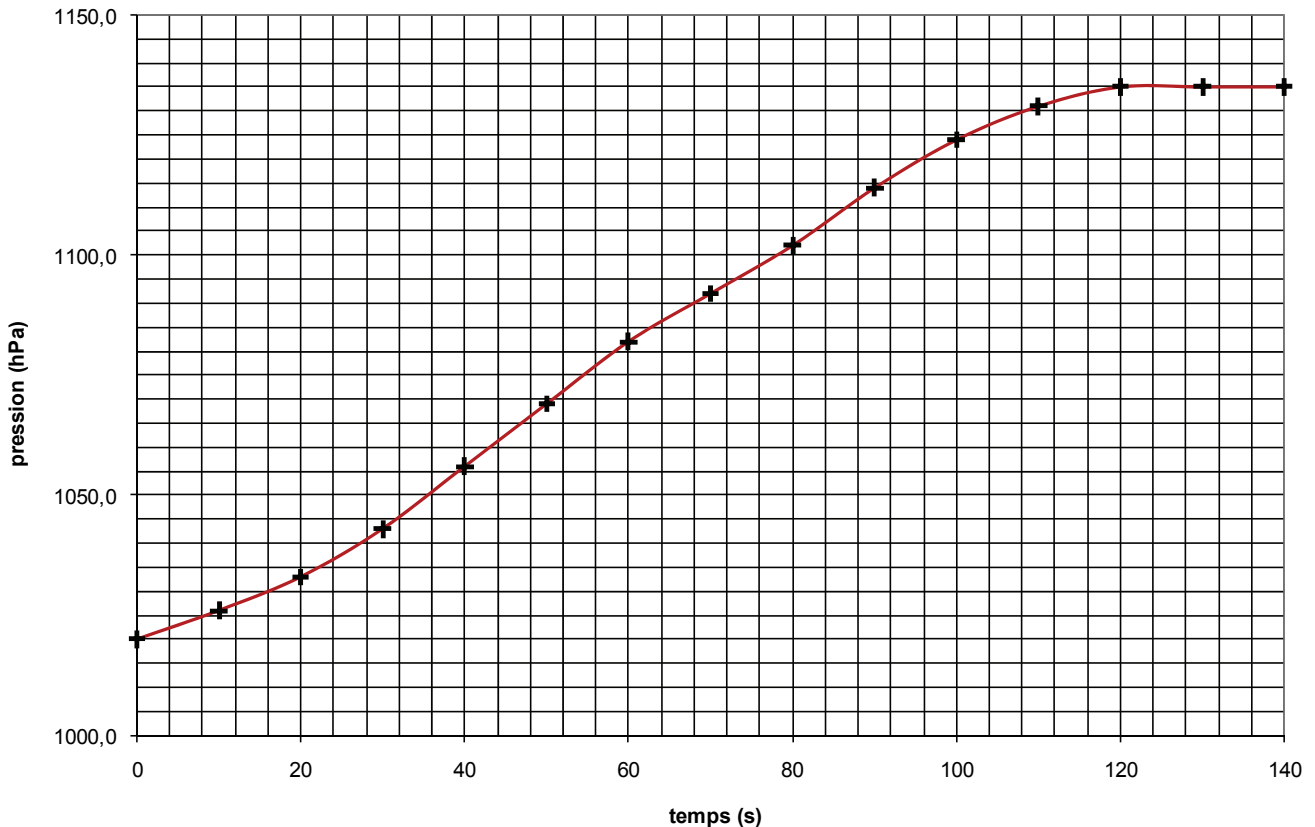
Tableau des valeurs :

t (s)	P (hPa)	t (s)	P (hPa)
0	1020,0	80	1102,0
10	1026,0	90	1114,0
20	1033,0	100	1124,0
30	1043,0	110	1131,0
40	1056,0	120	1135,0
50	1069,0	130	1135,0
60	1082,0	140	1135,0
70	1092,0		

- A la fin de la transformation, la température  $T$  dans la solution est  $T = 302 \text{ K}$ . Nous supposons que la température est restée constante tout au long de la transformation.
- Le volume constant, occupé par les gaz à l'intérieur de l'erenmeyer est  $V_{\text{gaz}} = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$  (environ 300 mL).

### III. Exploitation des résultats

- Voici le graphe  $P = f(t)$ , c'est-à-dire la courbe représentative de la fonction  $t \rightarrow P(t)$  :



Voici le tableau d'avancement volumique de la réaction :

(mol)	Mg(s)	+	2 H <sup>+</sup> (aq)	→	Mg <sup>2+</sup> (aq)	+	H <sub>2</sub> (g)
0	$1,3 \cdot 10^{-3}$		$2,0 \cdot 10^{-2}$		0		0
x	$1,3 \cdot 10^{-3} - x$		$2,0 \cdot 10^{-2} - 2x$		x		x
$x_{\text{max}}$	$1,3 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0$		$2,0 \cdot 10^{-2} - 2x_{\text{max}} = 1,7 \cdot 10^{-2}$		$x_{\text{max}} = 1,3 \cdot 10^{-3}$		$x_{\text{max}} = 1,3 \cdot 10^{-3}$

- si Mg est le réactif limitant, alors nous avons  $1,3 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}} = 0$ , c'est-à-dire  $x_{\text{max}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  ;
  - si H<sup>+</sup> est le réactif limitant, alors nous avons  $2,0 \cdot 10^{-2} - 2x_{\text{max}} = 0$ , c'est-à-dire  $x_{\text{max}} = \frac{2,0 \cdot 10^{-2}}{2} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ .
- $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol} < 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$  donc le magnésium Mg est

limitant, et nous obtenons  $x_{\text{max}} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

Ce résultat est conforme aux observations : à la fin de la réaction, il ne semblait en effet plus rester de magnésium métallique Mg(s).

- L'air et le dihydrogène sont assimilés à des gaz parfaits.  $P$  étant la pression du gaz enfermé dans l'erenmeyer, (en Pa),  $V_{\text{gaz}}$  son volume (en m<sup>3</sup>),  $T$

sa température (en K), n sa quantité (en mol), et  $R = 8,314$  SI la constante des gaz parfaits, alors nous avons :  $P \times V_{\text{gaz}} = n \times R \times T$ .

- À  $t = 0$ , il n'y a, au dessus de la solution, que de l'air dans l'erlenmeyer, et pas de dihydrogène  $H_2$ . En appelant  $n_{\text{air}}$  cette quantité d'air, nous avons :

$$P(0) = \frac{n_{\text{air}} \times R \times T}{V_{\text{gaz}}} \quad (1)$$

À un instant  $t$  quelconque, il y a de l'air ET du dihydrogène dans l'erlenmeyer. En appelant  $n_{H_2}$  la quantité de dihydrogène produite à l'instant  $t$ , nous

$$\text{obtenons : } P(t) = \frac{(n_{\text{air}} + n_{H_2}) \times R \times T}{V_{\text{gaz}}} \quad (2).$$

En soustrayant les relations (2) et (1), il vient :

$$\begin{aligned} \Delta P(t) = P(t) - P(0) &= \frac{(n_{\text{air}} + n_{H_2}) \times R \times T}{V_{\text{gaz}}} - \frac{n_{\text{air}} \times R \times T}{V_{\text{gaz}}} \\ &= \frac{(\cancel{n_{\text{air}}} + n_{H_2} - \cancel{n_{\text{air}}}) \times R \times T}{V_{\text{gaz}}} \\ &= \frac{n_{H_2} \times R \times T}{V_{\text{gaz}}} \end{aligned}$$

Cela semble cohérent : la surpression

$\Delta P(t) = P(t) - P(0)$  est due à l'apparition des molécules de dihydrogène ; elle ne dépend pas de la quantité initiale d'air.

- Puisque nous avons  $n_{H_2}(t) = x(t)$ , il vient :

$$\Delta P(t) = \frac{x(t) \times R \times T}{V_{\text{gaz}}}, \text{ c'est-à-dire}$$

$$x(t) = \frac{\Delta P(t) \times V_{\text{gaz}}}{R \times T}.$$

Il est donc possible de calculer les valeurs de  $x$  au cours du temps à partir des valeurs précédentes. Voici ce que nous obtenons :

t (s)	x (mol)
0	0,00E+00
10	7,17E-05
20	1,55E-04
30	2,75E-04
40	4,30E-04
50	5,85E-04
60	7,40E-04
70	8,60E-04
80	9,79E-04
90	1,12E-03
100	1,24E-03
110	1,33E-03
120	1,37E-03
130	1,37E-03
140	1,37E-03

À partir de ces valeurs, nous construisons la courbe représentative de la fonction  $t \rightarrow x(t)$  :

