

# Détermination expérimentale du volume molaire d'un gaz

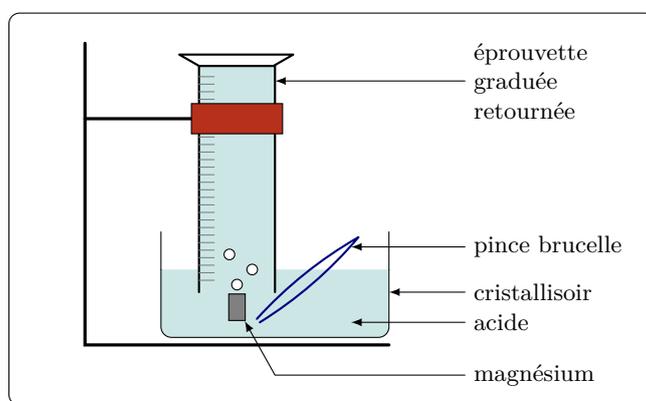
## Principe de la manipulation

Un morceau de magnésium plongé dans l'acide chlorhydrique produit du dihydrogène. Par cette réaction chimique, 1 mole de magnésium produit 1 mole de gaz.

On peut recueillir le gaz formé dans une éprouvette graduée retournée, et mesurer son volume.

La manipulation propose de faire réagir successivement plusieurs morceaux de magnésium, de masses connues, et de mesurer les volumes croissants de gaz formé.

Le graphe représentant le volume en fonction de la quantité de matière permettra de déterminer le volume molaire d'un gaz.



## Matériel par poste

- 1 éprouvette graduée 100 mL
- 6 carrés de papier filtre de laboratoire (6 x 6 cm environ)
- 1 pince brucelle
- 1 cristalliseur de diamètre 12 cm environ
- 1 carré de *parafilm* de 5 x 5 cm
- 1 support vertical + pince + noix de serrage
- solution d'acide chlorhydrique de concentration voisine de  $0,8 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  (environ 500 mL par poste)
- magnésium en ruban décapé, environ 7 cm
- 1 balance de précision
- 1 paire de ciseaux (magnésium, *parafilm*)
- pour la salle : 1 baromètre, 1 thermomètre

## Mode opératoire

### 1). Pesée du magnésium

- Découper un ruban de magnésium de 6 - 7 cm environ.
- Découper le ruban en 6 morceaux à peu près égaux, et les placer dans 6 carrés de papier pliés en 4.
- Peser précisément chaque morceau (au milligramme près, voire mieux), en notant sa masse exacte sur le carré de papier qui lui correspond.

### 2). Mise en place de l'éprouvette

- Verser dans le cristalliseur environ 3 - 4 cm de hauteur d'acide chlorhydrique.
- Remplir l'éprouvette graduée d'acide chlorhydrique. À la pissette d'eau distillée, compléter l'éprouvette jusqu'à ras bord.
- Appliquer le *parafilm* sur l'éprouvette, en évitant de piéger des bulles d'air.

- Retourner l'éprouvette sur le cristalliseur, et la fixer sur le support vertical.
- À l'aide de la pince, décoller le *parafilm*.

### 3). Mesures

- Saisir un ruban de magnésium avec la pince, le plonger rapidement dans l'acide, sous l'ouverture de l'éprouvette, et le libérer : il doit remonter jusqu'en haut de l'éprouvette, emporté par le dégagement de dihydrogène.
- À la fin de l'effervescence, noter le volume de gaz produit.
- Dissoudre ainsi un par un tous les rubans, en complétant au fur et à mesure le tableau de valeurs.

masse totale dissoute (mg)						
volume de gaz (mL)						
quantité de matière (mmol)						

### Exploitation des résultats

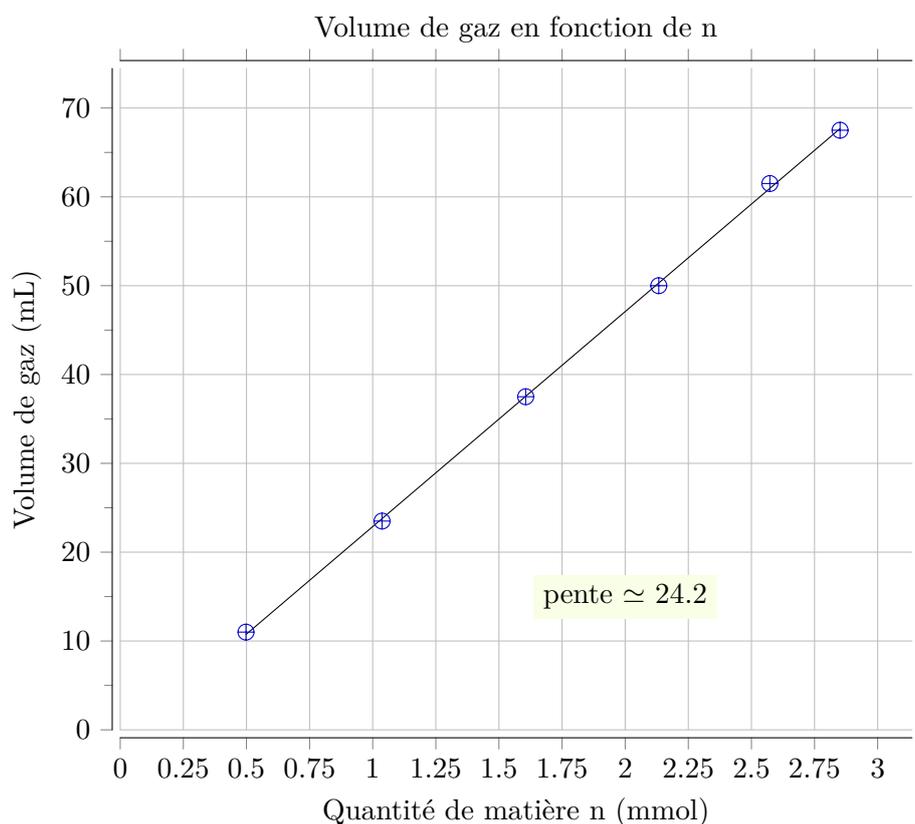
- 1). Calculer les quantités de matière de magnésium dissous, et noter les valeurs dans la dernière ligne du tableau.
- 2). Tracer sur papier millimétré le graphe  $V = f(n)$ , représentant le volume en fonction de la quantité de matière.  
*Echelle : en abscisses, 1 cm pour 0,20 mmol. en ordonnées, 1 cm pour 5,0 mL*
- 3). Déterminer le coefficient directeur  $V_m$  de la droite formée par les points de mesure. Donner le résultat en  $L \cdot \text{mol}^{-1}$ .
- 4). Comparer la valeur obtenue avec celle donnée par la loi des gaz parfaits :  $V_m = \frac{R \cdot T}{P}$   
On utilisera les valeurs de pression et de température mesurées dans le laboratoire.

### DONNÉES

Masse molaire du magnésium :	$M_{(Mg)} = 24,30 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Constante des gaz parfaits :	$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
Conversion de température :	$T_K = t_{\text{C}} + 273$
Conversion de pression :	$1 \text{ hPa} = 100 \text{ Pa}$

**Exemple de résultats obtenus**

masse totale dissoute (mg)	12,0	25,0	38,7	51,4	62,0	68,7
volume de gaz (mL)	11,0	23,5	37,5	50,0	61,5	67,5
quantité de matière (mmol)	0,498	1,037	1,606	2,133	2,573	2,851



La régression linéaire a pour pente  $V_m \simeq 24,2 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

La loi des gaz parfaits donne :

$$V_m = \frac{R \cdot T}{P} = \frac{8,31 \cdot (273 + 20)}{1013 \times 10^2} \simeq 0,0240 \text{ m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \quad \text{soit } 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

**Commentaires pour le professeur**

- Cette manipulation s'inspire d'une version plus classique utilisant un tube à dégagement qui fait passer le gaz depuis le récipient de la réaction chimique (erlen, tube à essais) à l'éprouvette de mesure du volume.

Ces variantes présentent chacune ses avantages et inconvénients. La variante « classique » consomme beaucoup moins d'acide chlorhydrique que la présente manipulation, mais les résultats obtenus sont moins satisfaisants (fuites de gaz?). D'autre part, en opérant la réaction chimique dans l'éprouvette de mesure, il devient facile d'ajouter plusieurs morceaux de magnésium pour obtenir une série de valeurs dont les erreurs aléatoires se compensent.

- On peut réduire le volume très important d'acide en réduisant la taille de la verrerie (éprouvette de 50 mL au lieu de 100 mL, cristalliseur plus petit) et en réduisant la quantité de magnésium dissous. La perte de précision occasionnée reste faible pour la mesure des masses, mais peut s'avérer plus sensible concernant l'imprécision sur les volumes.

Sur la plupart des éprouvettes, les graduations ne commencent qu'à 5 ou 10 mL. Il faut s'assurer que le volume de gaz produit par le premier morceau de magnésium soit supérieur à la première graduation, pour être mesurable. L'estimation grossière peut se faire facilement, en comptant que 1 mL de gaz nécessite la dissolution d'environ 1 mg de magnésium, puisque le volume molaire de  $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  est très proche de la masse molaire du magnésium ( $24,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).

- On peut envisager de réduire la concentration de l'acide chlorhydrique. Cependant, deux contraintes devront être prises en compte, si la concentration est trop faible :
  - la réaction est sensiblement plus lente, ce qui allonge la durée de la séance.
  - les morceaux de magnésium ont tendance à se déplacer de haut en bas de l'éprouvette, pendant la réaction, parfois jusqu'à sortir de l'éprouvette. Avec une concentration plus élevée, l'effervescence abondante maintient le magnésium au sommet de l'éprouvette.

C ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )	réaction du magnésium
0,9	disparition après 20-30 secondes
0,8	disparition après environ 1 minute
0,7	disparition après environ 3 min
0,6	le morceau tend à s'échapper

### Sources d'imprécision

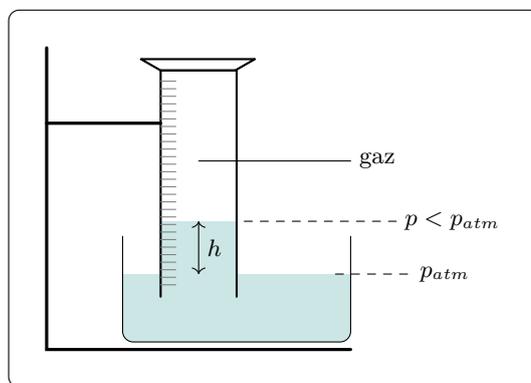
Une cause d'imprécision réside dans la lecture du volume de gaz.

D'une part, l'éprouvette ne donne que deux chiffres significatifs, et d'autre part, la lecture du volume se fait avec un ménisque « inversé » qui ne correspond pas à l'utilisation de l'éprouvette prévue par le fabricant.

De plus, le principe de la manipulation suppose que les volumes successifs de gaz sont tous mesurés à la même pression, la pression atmosphérique du jour. C'est inexact (voir figure) :

A cause de la dénivellation  $h$  entre la surface du liquide dans le cristallisoir et celle dans l'éprouvette, il existe un écart entre la pression du gaz et celle de l'atmosphère :  $p_{\text{gaz}} = p_{\text{atm}} - \rho \cdot g \cdot h$

Il faudrait, pour supprimer cet écart, soulever l'éprouvette à chaque mesure, de façon à abaisser le niveau dans l'éprouvette et annuler la dénivellation  $h$ . C'est impossible dans cette expérience, par manque de place dans le cristallisoir.



On peut estimer l'erreur induite par cet écart de pression :

Étant donné que la hauteur  $h$  dans l'éprouvette est de 20 cm maximum (au début de l'expérience), l'erreur peut être estimée à :

$$\Delta p = \rho \cdot g \cdot h \simeq 10^3 \cdot 10 \cdot 0,2 \simeq 2 \times 10^3 \text{ Pa}$$

Comme la pression atmosphérique avoisine  $10^5 \text{ Pa}$ , l'écart est estimé à 2 % maximum.