

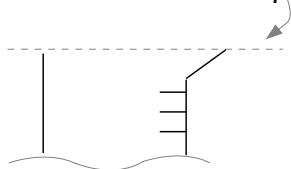
## Commentaires sur la manipulation : Détermination du volume molaire d'un gaz

Cette manipulation peut illustrer un cours sur la loi des gaz parfaits. La manipulation peut être réalisée en une séance de 1,5 h, avec des élèves travaillant en binôme.

### Liste du matériel

#### Matériel par poste

- 1 éprouvette 100 mL à bord plan



- 1 pince brucelles
- 1 cristalliseur de diamètre 12 à 15 cm
- 1 carré de Parafilm de 5 x 5 cm
- 1 support vertical + pince + noix

#### Matériel commun

- solution d'acide chlorhydrique, de concentration comprise entre 0,5 et 1 mol.L<sup>-1</sup> (environ 600 mL/poste)
- magnésium en ruban, soigneusement découpé (environ 7 cm par poste)
- 1 paire de ciseaux
- balances de précision
- un thermomètre
- un baromètre
- carrés de papier filtre de laboratoire, de 5 cm x 5 cm environ

### Sécurité

Le port des gants n'est pas indispensable, pour des solutions d'acide chlorhydrique de concentration inférieure à 1 mol.L<sup>-1</sup>.

Le port de gants peut même s'avérer gênant, au moment de la mise en place du Parafilm sur l'éprouvette, ainsi que pour manipuler fermement la pince brucelles sans laisser échapper le petit morceau de magnésium.

### Remarques d'ordre pratique

- Cette manipulation nécessite un **volume très important d'acide** (environ 0,5 L par poste). On peut réduire ce volume en utilisant une éprouvette de 50 mL au lieu de 100 mL, tout en divisant par deux 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 pas à 0 mL, mais 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  $V_m$  est proche de 24 L.mol<sup>-1</sup> et que la masse molaire du magnésium vaut 24,3 g.mol<sup>-1</sup>.

- On peut aussi **réduire la concentration** de l'acide chlorhydrique. Cependant, deux détails techniques devront être pris en compte :
  - Pour une concentration voisine de 0,5 mol.L<sup>-1</sup>, la réaction est sensiblement plus lente, ce qui allonge la durée de la séance.
  - d'autre part, toujours pour C voisin de 0,5 mol.L<sup>-1</sup>, il a été observé que 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.
- L'utilisation du parafilm pour boucher l'éprouvette sans bulles d'air permet de retourner de façon plus sûre l'éprouvette pleine, et limite le contact de la peau avec l'acide.

## Remarques concernant la technique utilisée

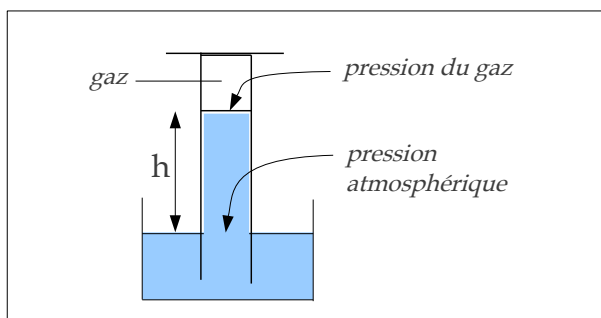
Une version plus courante du montage, avec un erlenmeyer connecté à un tube à dégagement, donnait des résultats décevants (points trop peu alignés, et valeur moyenne assez éloignée de celle attendue). Le montage proposé ici, plus simple, permet de supprimer les fuites de gaz, et donne une valeur plus juste du volume molaire.

Contrairement à une manipulation basée sur la mesure de l'élévation de pression à l'aide d'un manomètre, cette méthode offre la possibilité de réaliser plusieurs points de mesure, pour gagner en précision, et pour mettre en évidence la proportionnalité entre le volume et la quantité de matière.

## 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 faux :

A cause de la dénivellation  $h$  entre la surface du liquide dans le cristalliseur 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, déplacer verticalement l'éprouvette pour annuler la dénivellation  $h$ . C'est impossible dans cette expérience, par manque de place dans le cristalliseur.



Etant donné que la hauteur  $h$  dans l'éprouvette est de 20 cm maximum (au début de l'expérience), l'erreur peut être estimée à  $\rho \cdot g \cdot h = 1000 \cdot 10 \cdot 0,2 = 20$  hPa.

Comme la pression atmosphérique avoisine 1000 hPa, l'erreur est estimée à 2 % maximum.

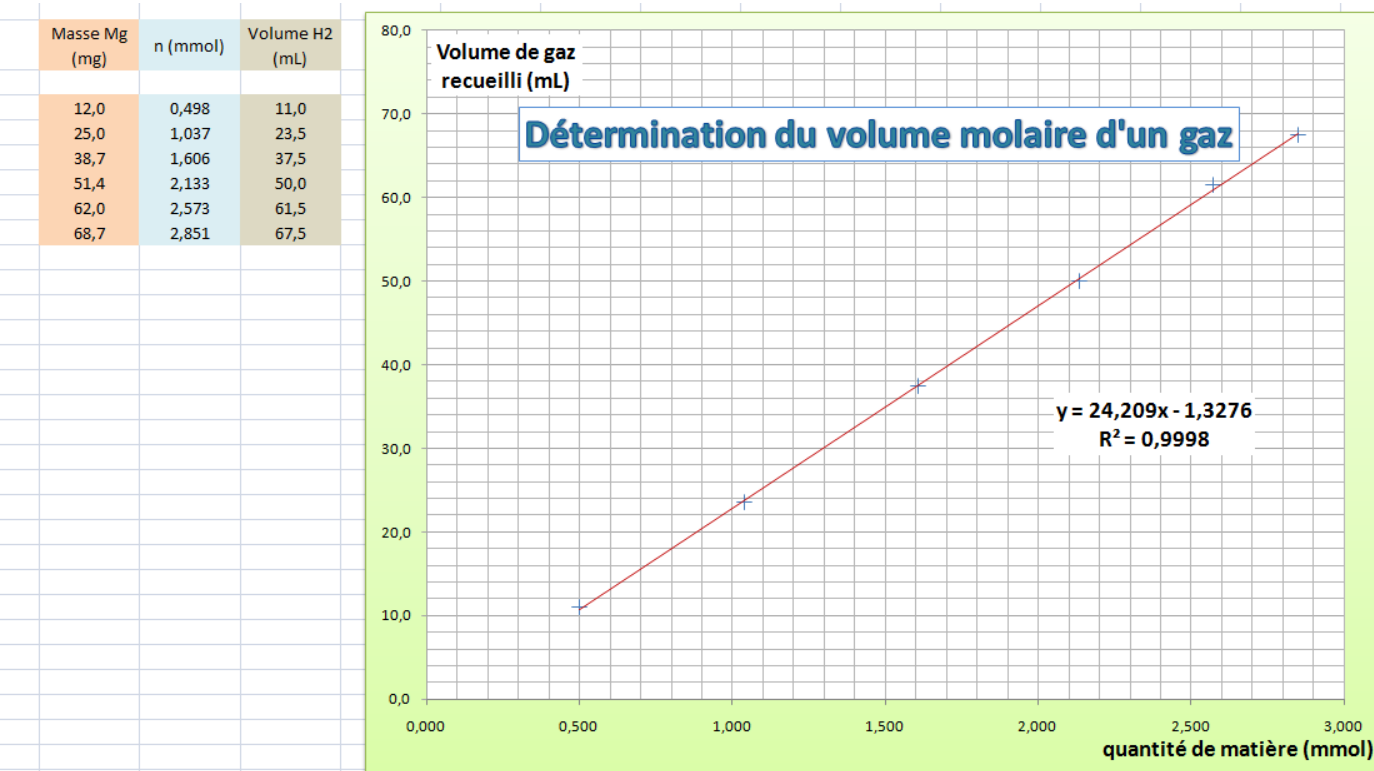
## Résultats obtenus

Si le volume est en mL et la quantité de matière en mmol, la pente de la droite correspond au volume molaire du gaz :  $V_m = 24,2 \text{ mL}\cdot\text{mmol}^{-1}$ , soit  $24,2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Dans les conditions normales de température et de pression, la valeur attendue d'après la loi des gaz parfaits est :

$$V_m = \frac{R \cdot T}{P} = \frac{8,31 \cdot 293}{1,01 \cdot 10^5} = 24,1 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$$

La valeur attendue peut être déterminée par les élèves en mesurant la température et la pression dans le laboratoire.



Les résultats élèves donnent des points alignés raisonnablement (coefficients de corrélation voisins de 0,999), et un écart relatif autour de 5 %. Si les mesures de volume sont soignées, les résultats des élèves peuvent donner un écart inférieur à 0,5 %, et un coefficient de corrélation de 0,9999.

*david.alberto@ac-rouen.fr*