


Noms :		Prénoms :	Classe :
Première Spécialité TP	Thème : Constitution et transformations de la matière Chapitre 2 : La quantité de matière		
	Détermination du volume molaire d'un gaz		

La loi d'Avogadro, énoncée par Amedeo Avogadro en 1811, spécifie que des volumes égaux de gaz différents, aux mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de molécules.

Il résulte que **le volume d'une mole de gaz différents est le même**. On cherche à déterminer le volume qu'occupe 1 mole de gaz, c'est-à-dire le **volume molaire d'un gaz**, noté V_m , qui s'exprime en $L \cdot mol^{-1}$.



On va utiliser deux réactions produisant chacune un gaz différent. La connaissance de la quantité de matière et du volume du gaz produit permet de déterminer le volume molaire dans les conditions de température et de pression de l'expérience.

I Réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique

A) Etude de la réaction chimique

- Mettre les lunettes de protection.
- Verser dans un tube à essais 5,0 mL d'acide chlorhydrique.
- Prendre le petit morceau de ruban de magnésium de 1,0 cm. L'introduire dans le tube avec l'acide et le boucher rapidement avec un bouchon. **Maintenir le bouchon avec le doigt !** Attendre que tout le magnésium ait disparu.
- Enflammer une allumette et l'approcher de l'entrée du tube.
- Vider le contenu du tube dans le bac de récupération au couvercle **BLEU**. Le rincer.

- 1) *Faire un schéma de la réaction en cours de réalisation, avec les annotations.
On ne demande pas le schéma du test avec l'allumette.*
- 2) *Décrire ce qui se passe durant l'expérience.*
- 3) *Quels sont les deux réactifs de cette réaction chimique ?*
- 4) *Quel est le réactif limitant (celui qui disparaît totalement et donc « arrête » la réaction) ?*
- 5) *Que se passe-t-il lors du test avec l'allumette ?*

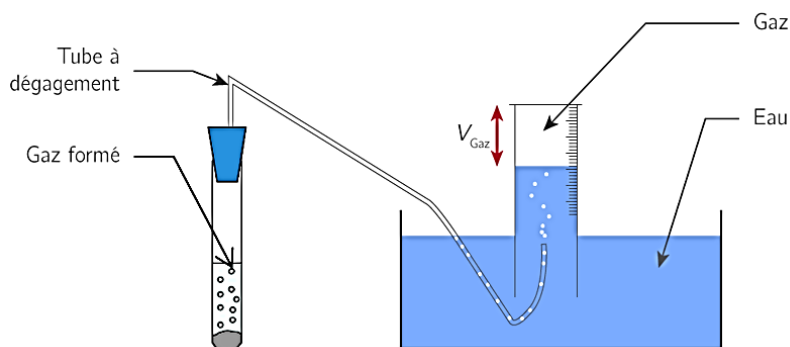
Le test avec l'allumette met en évidence la formation de **dihydrogène**, de formule H_2 , dans le tube.

L'équation qui modélise la réaction est la suivante : $Mg_{(s)} + 2 H^+_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$

B) Expérience

On recueille le dihydrogène produit par déplacement d'eau.

Manipuler près de l'évier pour ne pas mettre de l'eau partout !



- Remplir aux trois quarts la bassine d'eau du robinet.
- Remplir complètement d'eau du robinet l'éprouvette graduée de 50 mL en l'immergeant dans la bassine. Retourner l'éprouvette en laissant immerger son « entrée ». L'eau reste dans l'éprouvette. Il ne doit pas y avoir de bulles d'air dans l'éprouvette graduée !
- Fixer l'éprouvette graduée sur la potence avec la pince.
- Glisser sous l'éprouvette le tuyau en verre relié au bouchon (tube à dégagement). Le bouchon sera mis sur le tube à essais dans lequel se produira l'expérience, après avoir rempli le tube.
- Mettre les lunettes de protection et verser 10 mL d'acide chlorhydrique dans un tube à essais.
- Prendre le grand morceau de ruban de magnésium de 3,0 cm et le mettre dans le tube à essais avec l'acide. Mettre **immédiatement** le bouchon muni du tube à dégagement.
- Attendre que tout le magnésium disparaisse.

6) *Noter précisément le volume $V(H_2)$ de dihydrogène récupéré dans l'éprouvette graduée.*

- Vider le contenu du tube à essais dans le bac de récupération au couvercle **BLEU**. Le rincer.

C) Exploitation des mesures

On a besoin de connaître la masse de magnésium avec beaucoup de précision. Le morceau de magnésium utilisé est petit, la mesure de la masse avec la balance électronique n'est pas assez précise.

On va utiliser la masse linéique du magnésium, c'est-à-dire la masse d'un mètre de ruban de magnésium.

Un mètre de ruban de magnésium pèse 1,04 g (on dit que la masse linéique vaut $1,04 \text{ g.m}^{-1}$).

7) *Par proportionnalité, calculer la masse $m(\text{Mg})$ correspondant aux 3,0 cm de ruban.*

8) *En déduire la quantité de matière $n(\text{Mg})$ de magnésium contenu dans le ruban.*

Rappel : quantité de matière n en mol : $n = \frac{m}{M}$ m : masse en g M : masse molaire en g.mol^{-1}

Donnée : Masse molaire du magnésium : $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g.mol}^{-1}$

On observe sur l'équation de la réaction que le nombre stœchiométrique devant le magnésium Mg dans les réactifs est le même que celui devant le dihydrogène H_2 dans les produits.

Il y a donc la même quantité de matière de magnésium qui disparaît que celle de dihydrogène qui se forme.

9) *Déduire de la question 8 la quantité de matière $n(H_2)$ de dihydrogène formé au cours de la réaction.*

10) *Cette quantité de matière correspond au volume de dihydrogène égal à $V(H_2)$ mesuré. Par proportionnalité, calculer alors le volume V_m qui serait occupé par une mole de dihydrogène.*

*Il s'agit du **volume molaire** de dihydrogène, en L.mol^{-1} .*

Le volume molaire d'un gaz dépend de la température. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire officiel vaut $V_{m,\text{officiel}} = 24,5 \text{ L.mol}^{-1}$.

11) *Calculer l'écart relatif avec le volume molaire officiel.*

Barres : Valeur absolue, retire le signe moins si le résultat est négatif

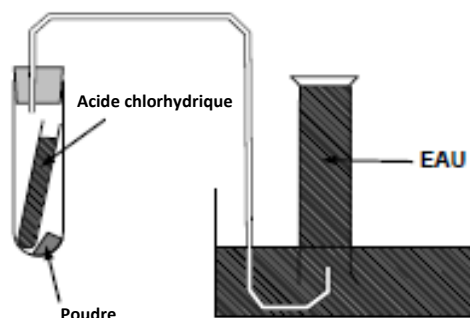
$$\text{Ecart relatif (en \%)} = \frac{|\text{Valeur officielle} - \text{Valeur mesurée}|}{\text{Valeur officielle}} \times 100$$

II Réaction entre l'hydrogénocarbonate de sodium et l'acide chlorhydrique

Cette réaction produit du **dioxyde de carbone**, de formule CO_2 . L'équation qui modélise la réaction est la suivante :



A) Expérience



- Remplir à nouveau d'eau du robinet l'éprouvette graduée. La replacer sur la potence comme dans l'expérience précédente. Il ne doit pas y avoir de bulles d'air dans l'éprouvette graduée !
- Replacer le tube à dégagement sous l'éprouvette graduée.
- Placer sur la balance un tube à essais **sec** dans le béccher en plastique comme porte-tube. Avec l'entonnoir, introduire précisément 0,15 g d'hydrogénocarbonate de sodium dans le tube à essais.
- Placer le « mini » tube à essais dans le petit béccher comme porte-tube. Il s'agit d'un tube à hémolyse.
- Mettre les lunettes de protection et introduire dans le mini tube 3,0 mL d'acide chlorhydrique avec la pipette Pasteur.
- Faire glisser le mini tube dans le grand tube, sans renverser l'acide !
- Placer le bouchon muni du tube à dégagement sur le grand tube à essais.
- Pencher **délicatement** le grand tube pour faire couler l'acide chlorhydrique sur la poudre d'hydrogénocarbonate de sodium.

Attention : l'acide chlorhydrique ne doit pas aller dans le tube à dégagement.

12) *Noter précisément le volume $V(\text{CO}_2)$ de dioxyde de carbone récupéré dans l'éprouvette graduée.*

- Vider le contenu du tube à essais à l'évier. Le rincer. Vider la bassine. Ranger le matériel.

B) Exploitation des mesures

13) *Calculer la masse molaire $M(\text{NaHCO}_3)$ de l'hydrogénocarbonate de sodium.*

Données : $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(\text{H}) = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(\text{C}) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

14) *Calculer la quantité de matière $n(\text{NaHCO}_3)$ d'hydrogénocarbonate de sodium.*

On observe sur l'équation de la réaction que le nombre stœchiométrique devant l'hydrogénocarbonate de sodium NaHCO_3 dans les réactifs est le même que celui devant le dioxyde de carbone CO_2 dans les produits. Il y a donc la même quantité de matière d'hydrogénocarbonate de sodium qui disparaît que celle de dioxyde de carbone qui se forme.

15) *Calculer le volume V_m qui serait occupé par une mole de dioxyde de carbone.*

Il s'agit du volume molaire du dioxyde de carbone.

16) *Calculer l'écart relatif avec le volume molaire officiel ($V_{m,\text{officiel}} = 24,5 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$).*