



TP n°3 : VOLUME MOLAIRE DU DIHYDROGENE

Thème 1 : Chimie minérale / Chapitre 1 : Quantité de matière

NOM :	Prénom :	NOTE :
-------	----------	--------

CONTEXTE

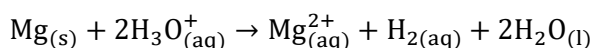
Le dihydrogène H_2 est un gaz, présent en grande quantité dans les étoiles et utilisé comme carburant dans les véhicules fonctionnant avec une pile à combustible. Il peut être produit en faisant réagir un métal comme le fer ou le magnésium avec un acide.

Le but de ce TP est de déterminer le volume molaire du dihydrogène et de vérifier que le résultat trouvé est compatible avec la valeur théorique.

DOCUMENTS A VOTRE DISPOSITION

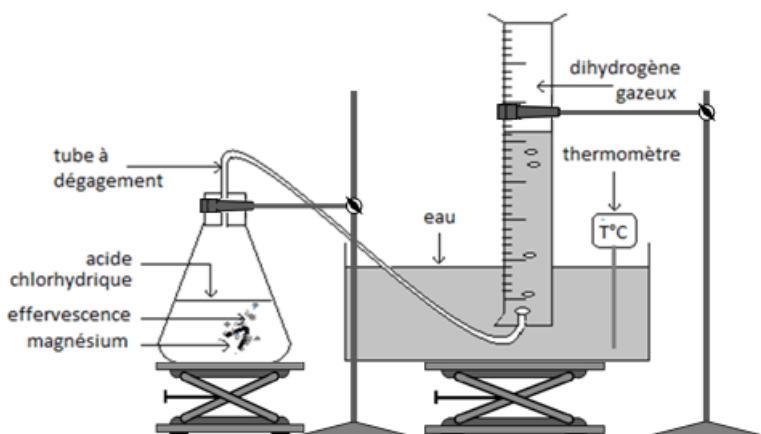
Document 1 : Réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique

Le métal magnésium $Mg(s)$ réagit avec une solution d'acide chlorhydrique ($H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$). Un des produits de cette réaction est le dihydrogène gazeux $H_2(g)$. L'équation de la réaction s'écrit :



Document 2 : Protocole de la réaction

- découper la longueur nécessaire de ruban de magnésium de masse $m(Mg) = 40 \text{ mg}$
- replier légèrement le morceau de magnésium sur lui-même
- remplir à ras bord l'éprouvette de 50 mL avec de l'eau, la boucher avec la paume de la main et la retourner dans l'eau contenue dans le cristalliseur en veillant à ce qu'aucune bulle d'air ne pénètre à l'intérieur
- fixer l'éprouvette retournée dans l'eau à l'aide de la pince et de la potence (laisser un petit espace entre le fond du cristalliseur et l'éprouvette)
- placer 100 mL de solution d'acide chlorhydrique à $0,50 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ dans l'erenmeyer



Les quatre étapes suivantes sont à exécuter le plus rapidement possible :

- o introduire le morceau de magnésium dans l'erenmeyer
 - o boucher l'erenmeyer avec le tube à dégagement
 - o introduire l'extrémité du tube sous l'éprouvette contenant l'eau
 - o déclencher le chronomètre
-
- relever les dates auxquelles 5,0 mL de gaz supplémentaire sont formés
 - noter le temps nécessaire à la disparition totale du magnésium, noté t_{final}
 - noter le volume final de gaz obtenu, noté V_{final}

L'erenmeyer est placé sur un support élévateur ; le cristalliseur l'est également afin de faciliter le positionnement du tube à dégagement dans l'éprouvette.

On suppose que le gaz présent dans l'éprouvette est à la même température que l'eau du cristalliseur.

Document 3 : Evolution du volume de dihydrogène formé au cours du temps

Voici la courbe représentant l'évolution du volume de dihydrogène formé au cours du temps durant la réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique.

Conditions de l'expérience :

Température du milieu réactionnel : $T = 20\text{ }^{\circ}\text{C}$

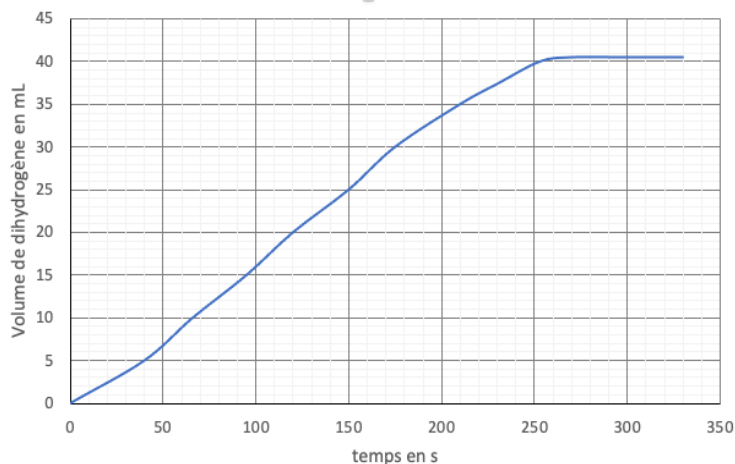
Pression atmosphérique : $P = 1013\text{ hPa}$

Masse de magnésium en ruban utilisé : $m(\text{Mg}) = 40\text{ mg}$

Volume d'acide chlorhydrique : $V_a = 100\text{ mL}$

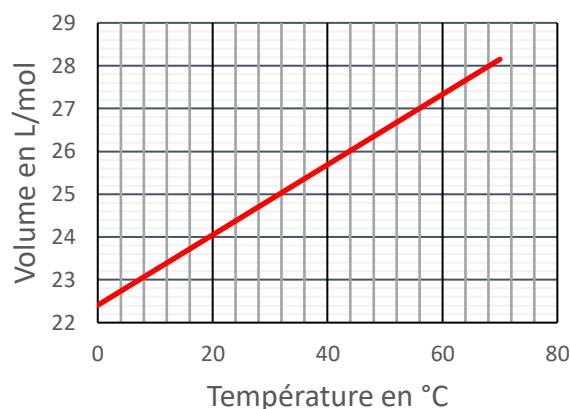
Concentration de la solution d'acide chlorhydrique : $c_a = 0,50\text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

(le magnésium est le réactif limitant)



Document 4 : Volume molaire en fonction de la température

Courbe représentant l'évolution du volume molaire d'un gaz en fonction de sa température à la pression atmosphérique normale ($P = 1013\text{ hPa}$)



Document 5 : Données utiles

Magnésium

Mg, $M = 24,3050\text{ g/mol}$



DANGER

H228 (S1): Matière solide inflammable
H251: Matière auto-échauffante, peut s'enflammer
H261 (2): Dégage au contact de l'eau des gaz inflammables

P210: Tenir à l'écart de la chaleur/des étincelles/des flammes nues/des surfaces chaudes-Ne pas fumer
P222: Ne pas laisser au contact de l'air
P223: Eviter tout contact avec l'eau, à cause du risque de réaction violente et d'inflammation spontanée.
P231+P232: Manipuler sous gaz inerte. Protéger de l'humidité
P280: Porter des gants de protection/des vêtements de protection/un équipement de protection des yeux/du visage
P370+P378: En cas d'incendie : utiliser un extincteur spécial à poudre sèche pour l'extinction. NE PAS UTILISER D'EAU, NI GAZ CARBONIQUE.

N° CAS : 7439-95-4

N° CE : 231-104-6 (tournures)

Acide chlorhydrique

Solution aqueuse de chlorure d'hydrogène, HCl(aq)
 $0,50\text{ mol/L}$



DANGER

H290: Peut être corrosif pour les métaux.
H314: Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves.
H335: Peut irriter les voies respiratoires.

P260: Ne pas respirer les gaz/brouillards/vapeurs/aérosols.
P271: Utiliser seulement en plein air ou dans un endroit bien ventilé.
P280: Porter des gants de protection/des vêtements de protection/un équipement de protection des yeux/du visage.
P303+P361+P353: EN CAS DE CONTACT AVEC LA PEAU (ou les cheveux) : Enlever immédiatement tous les vêtements contaminés. Rincer la peau à l'eau/Se doucher.
P305+P351+P338: EN CAS DE CONTACT AVEC LES YEUX : rincer avec précaution à l'eau pendant plusieurs minutes. Enlever les lentilles de contact si la victime en porte et si elles peuvent être facilement enlevées. Continuer à rincer.
P390: Absorber toute substance répandue pour éviter qu'elle n'attaque les matériaux environnants.
P403+P233: Stocker dans un endroit bien ventilé. Maintenir le récipient fermé de manière étanche.

N° CAS : 7647-01-0

N° CE : 231-595-7



QUESTIONS PRELIMINAIRES

A réaliser pendant le TD précédent

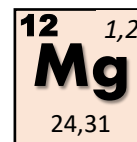
1. Calculer la quantité de matière du morceau de magnésium de masse $m(\text{Mg}) = 40 \text{ mg}$.

Par définition de la quantité de matière :

$$n(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{M(\text{Mg})}$$

$$\text{AN : } n(\text{Mg}) = \frac{40 \cdot 10^{-3}}{24,31}$$

$$n(\text{Mg}) = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



La quantité de matière du morceau de magnésium prélevé est donc de $1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

2. Calculer la quantité de matière d'ions oxonium présent dans l'erenmeyer.

Par définition de la quantité de matière :

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = c_a \cdot V_a$$

$$\text{AN : } n(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,50 \times 100 \cdot 10^{-3}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

La quantité de matière d'ions oxonium présent dans l'erenmeyer (venant de l'acide chlorhydrique) est donc de $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$.

3. Etablir le tableau d'avancement de la réaction entre le magnésium et l'ion oxonium présent dans l'acide chlorhydrique.

Equation de la réaction :		$\text{Mg}_{(s)} + 2\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$				
Etat du système	Avancement de la réaction	Quantités de matière présentes dans le système				
Initial	$x = 0$	$n_i(\text{Mg}) = 1,6 \cdot 10^{-3}$	$n_i(\text{H}_3\text{O}^+) = 5,0 \cdot 10^{-2}$	$n_i(\text{Mg}^{2+}) = 0$	$n_i(\text{H}_2) = 0$	solvant
En cours	x	$n(\text{Mg}) = 1,6 \cdot 10^{-3} - x$	$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 5,0 \cdot 10^{-2} - 2x$	$n(\text{Mg}^{2+}) = x$	$n(\text{H}_2) = x$	solvant
Final	x_{max}	$n_f(\text{Mg}) = 1,6 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$	$n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = 5,0 \cdot 10^{-2} - 2x_{\text{max}}$	$n_f(\text{Mg}^{2+}) = x_{\text{max}}$	$n_f(\text{H}_2) = x_{\text{max}}$	solvant

4. Quel rôle joue l'ion chlorure dans la réaction entre le magnésium et l'acide chlorhydrique ?

L'ion chlorure présent dans l'acide chlorhydrique joue ne joue aucun rôle dans la réaction. On dit que c'est une espèce spectatrice. Ces ions sont présents dans l'acide chlorhydrique car une solution est nécessairement neutre. Si elle contient des cations (ici les ions oxonium qui joueront un rôle dans la réaction), elle doit nécessairement contenir aussi des anions (ici, les ions chlorure).

5. Quelle est la quantité de matière de dihydrogène produite par la réaction ?

Le magnésium étant le **réactif limitant** (voir document 3), on a :

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

Donc, la quantité de matière de dihydrogène théoriquement formé en fin de réaction est de :

$$n_f(\text{H}_2) = x_{\text{max}} \Rightarrow \boxed{n_f(\text{H}_2) = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

6. A quel volume cela doit-il correspondre si la température du laboratoire est de 20°C ? (Répondre de deux manières différentes : à l'aide du document 4, puis en utilisant la loi des gaz parfaits)

1^{ère} méthode : le volume molaire

Par définition de la quantité de matière d'un gaz (le dihydrogène) :

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} \Rightarrow \boxed{V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_m} \text{ avec } V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ à } 20^\circ\text{C} \text{ (voir document 4)}$$

$$\text{AN : } V(\text{H}_2) = 1,6 \cdot 10^{-3} \times 24$$

$$\Rightarrow \boxed{V(\text{H}_2) = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ L ou } 38 \text{ mL}}$$

Le volume de dihydrogène devrait donc théoriquement être de 38 mL

2^{ème} méthode : la loi des gaz parfaits

Par définition de la loi des gaz parfaits : $P_{\text{atm}} \cdot V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot R \cdot T$ si on considère que la pression finale est sensiblement la même que la pression atmosphérique.

$$\boxed{V(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2) \cdot R \cdot T}{P_{\text{atm}}}}$$

$$\text{AN : } V(\text{H}_2) = \frac{1,6 \cdot 10^{-3} \times 8,314 \times (273 + 20)}{1,013 \cdot 10^5}$$

$$\boxed{V(\text{H}_2) = 3,8 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 \text{ ou } 38 \text{ mL}}$$

Le volume de dihydrogène devrait donc théoriquement aussi être de 38 mL

Rappel :

Loi des gaz parfaits : $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ (voir cours)

TRAVAIL A EFFECTUER

1. Mise en œuvre du protocole (35 minutes conseillées)

La masse linéique du magnésium en ruban vaut **1,05 g·m⁻¹**. Elle correspond à la masse d'une longueur d'un mètre de ce ruban.

Évaluer la longueur du ruban de magnésium à prélever pour obtenir une masse $m = 40 \text{ mg}$ de magnésium. Noter le calcul et la valeur ci-dessous.

Par définition, la masse linéique du magnésium s'écrit :

$$m_l(\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg})}{L} \quad \text{où} \quad \begin{cases} m_l(\text{Mg}) : \text{masse linéique du magnésium en g} \cdot \text{m}^{-1} \\ m(\text{Mg}) : \text{masse de l'échantillon de magnésium (en g)} \\ L : \text{longueur de l'échantillon de magnésium (en m)} \end{cases}$$

$$\Rightarrow \boxed{L = \frac{m(\text{Mg})}{m_l(\text{Mg})}}$$

$$\text{AN : } L = \frac{40 \cdot 10^{-3}}{1,05}$$

$$\Rightarrow \boxed{L = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ m ou } 3,8 \text{ mm}}$$

Il faut donc découper 3,8 mm du ruban de magnésium si sa masse linéique est bien de 1,05 g/m.

Mettre en œuvre le protocole expérimental détaillé dans le document 2 et noter le volume final obtenu :

$$V_{\text{final}} = 35 \text{ mL}$$

APPEL n°1		
	Appeler le professeur pour lui présenter les résultats expérimentaux ou en cas de difficulté	

2. Détermination du volume molaire (20 minutes conseillées).

Remplir le tableau d'avancement ci-dessous :

Equation de la réaction :		$\text{Mg}_{(s)} + 2\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$				
Etat du système	Avancement de la réaction	Quantités de matière présentes dans le système				
Initial	$x = 0$	$n_i(\text{Mg}) = 1,6 \cdot 10^{-3}$	$n_i(\text{H}_3\text{O}^+) = 5,0 \cdot 10^{-2}$	$n_i(\text{Mg}^{2+}) = 0$	$n_i(\text{H}_2) = 0$	solvant
En cours	x	$n(\text{Mg}) = 1,6 \cdot 10^{-3} - x$	$n(\text{H}_3\text{O}^+) = 5,0 \cdot 10^{-2} - 2x$	$n(\text{Mg}^{2+}) = x$	$n(\text{H}_2) = x$	solvant
Final	x_{max}	$n_f(\text{Mg}) = 1,6 \cdot 10^{-3} - x_{\text{max}}$	$n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = 5,0 \cdot 10^{-2} - 2x_{\text{max}}$	$n_f(\text{Mg}^{2+}) = x_{\text{max}}$	$n_f(\text{H}_2) = x_{\text{max}}$	solvant

Comparer le volume de dihydrogène formé par la réaction au volume théorique attendu dans les conditions de l'expérience.
Conclure

Volume théorique :

Le magnésium étant le **réactif limitant** (voir document 3), on a :

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

$$\Rightarrow x_{\text{max}} = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Donc, la quantité de matière de dihydrogène théoriquement formé en fin de réaction est de :

$$n_f(\text{H}_2) = x_{\text{max}} \Rightarrow n_f(\text{H}_2) = 1,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Or, par définition de la quantité de matière d'un gaz (le dihydrogène) :

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} \Rightarrow \boxed{V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_m} \text{ avec } V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ à } 20^\circ\text{C} \text{ (voir document 4)}$$

$$\text{AN : } V(\text{H}_2) = 1,6 \cdot 10^{-3} \times 24$$

$$\Rightarrow V(\text{H}_2) = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{L ou } 38 \text{ mL}$$

Le volume de dihydrogène devrait donc théoriquement être de 38 mL

Volume expérimental : $V_{\text{exp}}(\text{H}_2) = 35 \text{ mL}$

Le calcul d'écart relatif est donc de :

$$\varepsilon = \left| \frac{V_{\text{exp}} - V_{\text{réf}}}{V_{\text{réf}}} \right|$$

$$\text{AN : } \varepsilon = \left| \frac{35 - 38}{38} \right|$$

$$\varepsilon = 0,79 \text{ ou } 7,9\%$$

Cet écart relatif étant un petit peu trop élevé, il y a dû y avoir des erreurs de manipulation ou du matériel défaillant lors du TP. Exemples :

- du gaz s'est échappé avant de refermer le bouchon ;
- la masse de magnésium prélevée était légèrement inférieure à 40 mL ;
- la température de l'eau n'était pas à 20°C ;
- ...

En utilisant le volume final de dihydrogène formé par la réaction ainsi que la quantité de matière de dihydrogène formé prévu par le tableau d'avancement, calculer le volume molaire de celui-ci puis la comparer au document 4. Conclure.

Par définition de la quantité de matière du dihydrogène :

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} \Rightarrow V_m = \frac{V(\text{H}_2)}{n(\text{H}_2)}$$

$$\text{AN : } V_m = \frac{35 \cdot 10^{-3}}{1,6 \cdot 10^{-3}}$$

$$\Rightarrow V_m = 22 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Le volume molaire calculé de cette façon serait alors de $22 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$, mais en réalité, cela n'a pas de sens de calculer le volume molaire à l'aide d'une valeur expérimentale et d'une autre théorique.

C'était juste un prétexte pour vous faire calculer le volume molaire ;)

APPEL n°3



Appeler le professeur pour lui présenter la comparaison ou en cas de difficulté



Défaire le montage et ranger la paillasse avant de quitter la salle.

TRAVAIL POST TP

1. Après avoir compilé l'ensemble des résultats du groupe classe, évaluer l'incertitude-type sur la valeur du volume molaire V_m d'un gaz et donner son résultat.
2. Comparer le résultat obtenu à la valeur théorique et expliquer les écarts éventuels.