

DETERMINATION D'UNE MASSE MOLAIRE ATOMIQUE

Noms:

Classe:

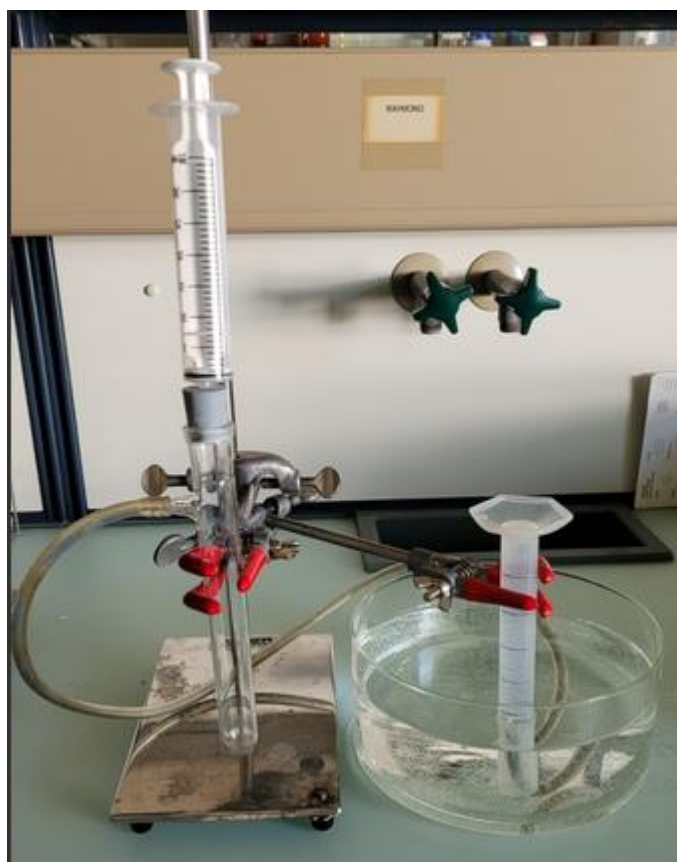
Date

1/ Introduction

Le but de ce TP est

- Produire et mesurer un volume de gaz, le dihydrogène
- Déterminer la quantité de ce gaz produite en mole
- Calculer la **masse molaire atomique** du métal utilisé dans la réaction, le Mg soit MM_{Mg}
- Discuter vos résultats, comparez-la avec celle figurant sur votre tableau périodique
- Quelles sont les sources d'erreurs possibles ?

2/ Montage



3/ Mode opératoire

- Immobilisez une fiole à vide de 150 mL dans un système de pince et de statif.
- Faire le montage avec le bouchon, le tuyau plastique souple.
- Prendre un cristalliseur d'un diamètre suffisant pour accueillir le cylindre gradué en position couchée.
- Remplir le cristalliseur au 2/3 d'eau.
- Placez le cylindre gradué renversé de 25 mL, "tête en bas" **plein d'eau SANS BULLES D'AIR** de façon à capturer le gaz qui se dégagera de la réaction.
- Immobilisez le cylindre dans une 2^e pince + statif.
- Placer dans votre erlenmeyer 10 mL d'HCl 2 M.
- **Peser** précisément au centième de gramme un bout de **Mg (0,5 cm. max.)**, puis le plonger dans la solution d'acide chlorhydrique 2M
- Fermer la fiole à vide avec le bouchon + tube + tuyau souple



REFERMEZ >IMMEDIATEMENT APRES que le métal commence à réagir avec l'acide !

4/ Réaction



5/ Mesures

$V_{\text{H}_2} = ?$ à mesurer

$T_{\text{amp}} =$ à mesurer avec un thermomètre

$P_{\text{atm}} =$ celle du jour à voir sur un site de météo

<https://meteolausanne.com/pression/>

Il faut désormais utiliser la loi des gaz parfaits

L'étude expérimentale du comportement de tous les gaz à basse pression sur la base de paramètres macroscopiques (pression, volume, température) a été réalisée au 19^e siècle déjà. Parmi les principaux résultats figurent la relation :

$$p.V = C^{\text{te}} . T$$

En constatant également qu'à basse pression tous les gaz tendent vers un comportement identique, quelle que soit la nature du gaz, le **modèle du gaz parfait ou idéal** a été proposé.

C'est un modèle qui décrit le comportement de tous les gaz en fonction de la variation de paramètres macroscopiques (pression, volume, température).

Enoncé au 19^e siècle, ce modèle expérimental a ensuite été confirmé par la **théorie cinétique des gaz**, une approche microscopique (atomique et moléculaire) visant à étudier le comportement des gaz.

Les hypothèses de la théorie cinétique des gaz sont :

1. les particules de gaz (atomes ou molécules) sont des masses ponctuelles
2. les particules de gaz sont identiques
3. les particules n'interagissent pas entre elles ($E_{\text{pot}} = 0$)
4. les particules sont dans un contenant, une enceinte fermée et indéformable
5. la pression est due aux nombreux chocs des molécules sur les parois de récipient
6. les collisions des particules sur les bords ne dissipent pas d'énergie
7. la distance entre les particules \gg taille des particules.

Il est donc possible d'écrire que :

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$R = 8.31 \text{ (KPa} \cdot \text{L / mol} \cdot \text{K)}$

P représente la pression (en kPa) à trouver sur le site

V représente le volume (en L)

n représente la quantité de gaz (en mol)

R représente la constante des gaz parfaits (en $\text{kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$)

T représente la température absolue (en K)

En effet $R = 101,3 \text{ kPa} \times 22,4 \text{ L} \times 1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}$

6/ Calculs

Mesurez le volume de gaz H_2 dégagé lors de la réaction chimique.

De ce volume mesuré expérimentalement, vous allez calculer le nombre de mole de dihydrogène par la loi des gaz parfaits.

En effet, nous avons la relation qui nous permet de calculer expérimentalement le nombre de moles de dihydrogène n_{H_2}

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

Connaissant le nombre de mole de H_2 , n_{H_2} , vous pouvez calculer le nombre de mole de magnésium n_{Mg} par l'écriture correcte de la réaction et donc calculer la masse molaire expérimentalement (=en partant du volume de H_2) MM_{Mg}

	V_{H_2}	n_{H_2}	n_{Mg}	MM_{Mg}	Erreur
Essai 1					
Essai 2					

6 / Incertitudes

5.1 / Lecture du volume de gaz dégagé -->

5.2 / Le magnésium est oxydé donc comment cela se répercute-t-il sur le nombre de moles de H_2 dégagé n_{Mg} ?

5.3 / La pression dans le cylindre est faussée par la pression atmosphérique cumulée à la pression qu'exerce l'eau. Comment ? Quel est l'impact sur le calcul du nombre de moles ?

5.4 / Répéter la mesure une fois pour comparer vos résultats