

# MPI X 6 MAGNESIUM ET ACIDE CHLORHYDRIQUE.

Nous allons étudier une transformation chimique faisant intervenir des espèces solides, gazeuses et en solution aqueuse. Réaliser des bilans de matière. Calculer un volume molaire.

Avant toute mesure, on relève la valeur de la pression dans la pièce  $p = \dots\dots\dots$



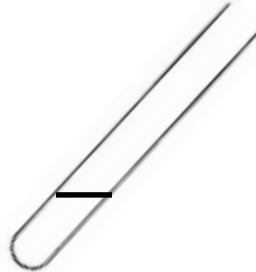
## 1. ETUDE QUALITATIVE.

1a°) Identifier le pictogramme de sécurité sur le flacon, reproduit ci-contre.

1b°) Quelles sont les conditions de sécurité adéquates ? Appliquer ces consignes dans la suite du Tp.

### Dispositif.

- Dans un tube à essais, introduire un morceau (environ 1 cm) de magnésium  $Mg_{(s)}$  et environ 5 mL d'acide chlorhydrique ( $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ ).
- Fermer le tube avec le pouce et observer. Présenter une flamme à la sortie du tube et identifier le gaz.



1c°) Rédiger en quelques lignes, les observations effectuées au cours de cette expérience.

1d°) Identifier le gaz formé.

1e°) Ecrire l'équation chimique correspondante avec les nombres stoechiométriques.

## 2. ETUDE QUANTITATIVE.

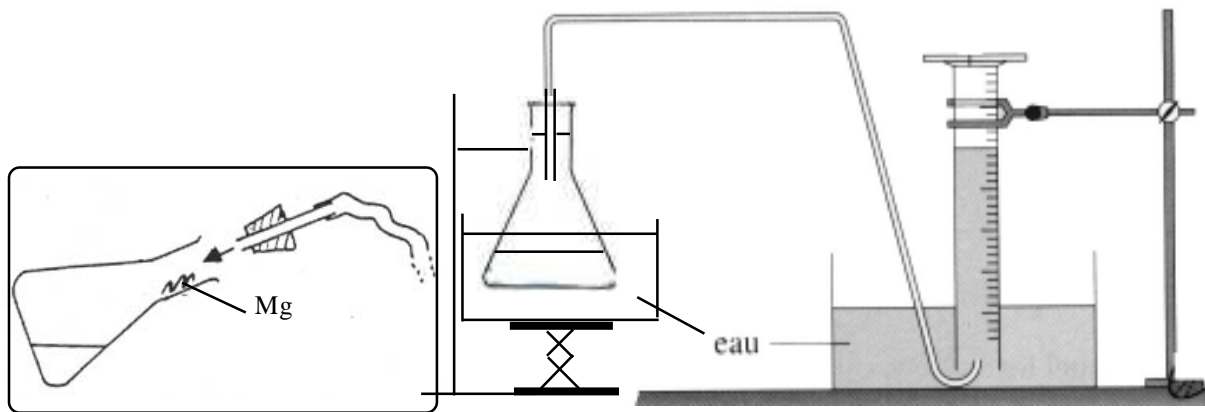
### Préliminaire.

On découpe un mètre de ruban de magnésium et on détermine sa masse.

$$m \text{ 1 mètre ruban} = \dots\dots\dots$$

### Dispositif.

- On remplit une éprouvette d'eau, puis on la retourne au-dessus du tube de dégagement.
- Noter précisément (au mm), la longueur  $L$  du ruban de magnésium utilisé (de 8 à 10 cm).  $l = \dots\dots\dots$
- Mettre 20 mL d'acide chlorhydrique ( $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ ) dans un erlenmeyer 100 mL en utilisant un entonnoir pour ne pas mouiller le col de l'erlenmeyer.



- Incliner l'erlenmeyer puis:
  - Mettre le bout de Mg à l'entrée de l'erlenmeyer après l'avoir plié en accordéon (sans le faire tomber dans l'acide).
  - Bien fixer le bouchon (pour éviter les fuites de  $H_2$ ).
  - Mettre le tube à dégagement sous l'éprouvette graduée.
  - Redresser l'erlenmeyer, le ruban de magnésium tombe dans la solution, la réaction démarre.
  - Mettre l'erlenmeyer au bain-marie dans un cristalliseur plein d'eau du robinet.

Quand tout le magnésium a réagi, lire le volume de gaz dégagé en ramenant le niveau de l'éprouvette le plus près possible de celui de l'eau du cristalliseur.

On relève le volume de gaz qui s'est dégagé

$$V \text{ Gaz dégagé} = \dots\dots\dots$$

On relève la température du bain-marie

$$\theta \text{ Gaz dégagé} = \dots\dots\dots$$

### Exploitation.

2a°) Identifier expérimentalement le réactif limitant (bien justifier).

2b°) Pourquoi décape-t-on préalablement le magnésium ?

2c°) Comparer le résultat avec la valeur expérimentale. Expliquer les éventuelles causes d'écart.

2d°) Pourquoi détermine-t-on la masse de Mg de départ en utilisant la masse linéaire du ruban de Mg au lieu de peser tout simplement le bout de mg de 8 à 10 cm de long que l'on va utiliser avec la balance électronique ?

2e°) Pourquoi l'ordre des consignes de l'introduction du ruban de magnésium doit être respecté ? (Il y a plusieurs raisons).

2f°) Justifier la consigne de mettre l'erenmeyer au bain-marie.

2g°) Pour mesurer le volume de gaz récupéré, pourquoi ramène-t-on les deux niveaux d'eau sur une même horizontale ?

2h°) Déterminer la masse du bout de magnésium décapé grâce à la masse linéaire déterminée en classe après décapage.

$$\frac{m}{Mg} = \dots\dots\dots$$

2i°) Dédire des résultats expérimentaux le volume molaire expérimental d'un gaz (Détailier les calculs et respecter le nombre de chiffres significatifs, en fonction des différentes mesures).

Données  $M_{(Mg)} = 24,3 \text{ g.mol}^{-1}$ .  $C_{(HCl)} = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ .  $V_{(HCl)\text{introduit}} = 20 \text{ mL}$ .

2j°) A partir de la loi des gaz parfaits, retrouver la valeur théorique du volume molaire dans les conditions de température et de pression de ton expérience.

### 3. FAIRE UN BILAN DE MATIERE.

3a°) Calculer les quantités de matière de magnésium Mg et d'ions  $H^+_{(aq)}$  correspondant à 20 mL de solution d'acide introduit.

3b°) Compléter le tableau récapitulatif.

Equation chimique	..... + ..... $\rightarrow$ ..... + .....			
Quantité de matière dans l'état initiale				
Quantité de matière au cours de la transformation				
Quantité de matière dans l'état final				

Effectuer un bilan de matière à l'état final (quantité de matière des réactifs restants et des produits formés). Indiquer quel est le réactif limitant et déterminer l'avancement maximal de la réaction.

3c°) Calculer le volume théorique de dihydrogène que nous aurions dû récupérer (Détailier les calculs).

La valeur théorique est-elle égale à la valeur expérimentale obtenue en 2c°) ?

Calculer éventuellement l'erreur relative e: 
$$e = \frac{V_{\text{exp}} - V_{\text{théo}}}{V_{\text{théo}}} = \dots\dots\dots \%$$

3d°) Une source d'erreur.

La solubilité du dihydrogène dans l'eau à 20°C est égale à 1,6 mg.L<sup>-1</sup>. Calculer la quantité de matière de dihydrogène dissous dans le volume d'eau déplacé dans le cadre de cette expérience.

Corriger les volumes de dihydrogène mesurés. Proposer d'autres sources d'erreurs possibles.