

TP1 : Détermination d'un volume molaire

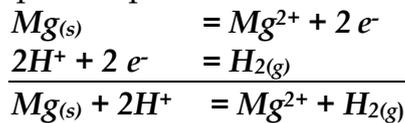
Objectifs :

- Préparer une solution d'acide par dilution à détailler dans le compte-rendu.
- Etablir le tableau d'avancement de la réaction
- Montage pour mesurer le volume d'un gaz libéré
- Recherche des sources d'incertitude
- Calcul d'incertitude de type A avec le logiciel GUM MC
- Calcul d'incertitude de type B en travaillant sur l'ensemble des mesures effectuées par la classe

On étudie la réaction du magnésium solide en milieu acide dans le but de déterminer le volume de gaz dihydrogène libéré et d'en déterminer le volume molaire dans les conditions de température et de pression du jour.

Cette réaction est une réaction redox qui transforme le magnésium solide en ion magnésium(II) et les ions H^+ en dihydrogène gazeux.

1. Ecrire les deux demi-équations redox en précisant le rôle oxydant ou réducteur de chaque réactif puis l'équation bilan.



La réaction se fait avec une masse précise au dixième de milligramme d'environ 40 mg de ruban de magnésium décapé avec 250 mL d'une solution d'acide à 1 mol/L.

2. Calculer les quantités de matière initiales des deux réactifs, en déduire le réactif limitant.

$$N_{01} = n(Mg) = \frac{m_{Mg}}{M_{Mg}} = \frac{0,040}{24,3} = 1,646 \text{ mmol}$$

$$N_{02} = n(H^+) = [H^+] \cdot V_{sol} = 1 \cdot 0,250 = 250 \text{ mmol} \quad 1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol. } N_{02} \gg N_{01}$$

Donc Mg est le réactif limitant.

Allez chercher sur internet la valeur de la pression ambiante du jour, la valeur de la masse molaire du magnésium et prendre la température de la pièce.

$$P = 1022 \text{ hPa} = 1022 \cdot 10^2 \text{ Pa} = 1,022 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1,022 \text{ Bar}$$

$$\text{Température de la pièce} = 24^\circ\text{C} = 24 + 273 = 297 \text{ K}$$

3. Calculer le volume de gaz qui doit être libéré par la réaction dans ces conditions. En déduire le volume molaire du dihydrogène dans ces conditions.

Bilan matière sur la réaction :

	$Mg_{(s)}$	$+ 2H^+$	$= Mg^{2+} + H_{2(g)}$	
T=0	N_{01}	N_{02}	0	0
T	$N_{01} - \xi$	$N_{02} - 2\xi$	ξ	ξ
T _f	0	$N_{02} - N_{01}$	N_{01}	N_{01} donc $n^G = N_{01}$

$$P \cdot V = n_{\text{gaz}} \cdot R \cdot T \text{ donc } V_{H_2 \text{ libéré}} = (N_{01} RT) / P = \frac{m_{Mg} \cdot R \cdot T}{M_{Mg} \cdot P}$$

$$\text{AN : } V_{H_2} = 39,79 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ or } 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L} \text{ donc } \underline{V_{H_2} = 39,7978 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 39,7978 \text{ mL}}$$

$$\text{De même, on calcule le volume molaire théorique : } V_{m,th} = RT/P = 2,439 \text{ m}^3/\text{mol}^{-1} = 24,39 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Remarque importante : le calcul d'incertitude n'ayant pas été fait, je conserve tous les chiffres

après la virgule le temps d'effectuer les calculs d'incertitude qui permettront de définir le nombre de chiffres significatifs conservés.

4. Préparer les 250 mL de solution d'acide à partir de l'acide à 10 mol/L fourni. Introduire dans le ballon.

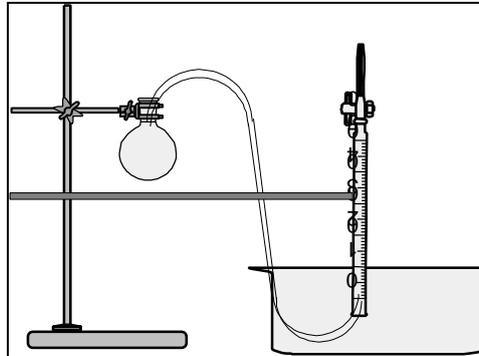
On prélève 25 mL d'acide chlorhydrique à 10 mol/L et on complète à 250 mL avec de l'eau distillée dans la fiole jaugée. Ne pas oublier d'agiter la fiole à mi-remplissage.

Effectuer le montage suivant :

Ballon fermé par un bouchon muni d'une canule à dégagement

Le ballon est rempli avec les 200 mL d'acide. Le tuyau doit être vide sans eau.

Une fois le montage terminé, introduire le bout de magnésium dans l'acide et fermé le plus vite possible le bouchon. Attendre l'équilibre pour lire le volume de gaz libéré.



Cristallisoir et burette sont remplis d'eau. Faire le zéro de la burette en ouvrant le robinet pour faire rentrer de l'air jusqu'à la graduation 50,0 mL. Pour cela remplir à ras bord la burette d'eau, boucher l'orifice avec son doigt et la retourner. Placer le tuyau dans la burette sur 2 cm environ, faites-en sorte qu'il ne rentre pas d'eau dans le tuyau. La burette doit être attachée au support.

5. Le volume expérimental est-il en accord avec le volume théorique ? Q5. Quels sont les sources d'erreur possibles sur le volume mesuré ?

A partir du volume total, on calcule le volume molaire expérimental :

$$V_{m,exp} = V_{\text{gaz libéré}} / N_{01} = 24,1785 \text{ L.mol}^{-1}$$

$$\text{Et rappel } V_{m,th} = 24,39 \text{ L.mol}^{-1}$$

⇒ *Oui le volume molaire expérimental est en accord avec le volume molaire théorique : l'écart mesuré provient certainement des pertes de gaz engendrées lors de la fermeture du ballon par le bouchon. En effet, on observe que la réaction démarre immédiatement dès que le magnésium touche la solution d'acide.*

6. Au tableau, sont relevées l'ensemble des valeurs obtenues pour le volume molaire dans les mêmes conditions de température et de pressions, calculer la valeur moyenne et l'écart type puis donner la valeur obtenue du volume molaire exprimée avec son incertitude relative à 95%.

Sur les différentes mesures effectuées par chaque groupe, on observe bien une dispersion des mesures dues à la pratique expérimentale.

Le calcul de l'incertitude absolue se fait à partir de l'écart type σ et du nombre de mesures effectuées N selon : $u(V_m) = \sigma / \sqrt{N}$.

On affiche alors le résultat sous la forme : Valeur moyenne $\pm u(V_m)$ dans un intervalle de confiance de 68%.

Si on souhaite un intervalle de confiance de 95%, on prend alors un intervalle plus grand de $2 \cdot u(V_m)$: on obtient alors l'affichage suivant :

$$V_m = (24,2 \pm 0,2) \text{ L.mol}^{-1}$$

Dans lequel la valeur 24,4 L.mol⁻¹ de la valeur théorique est bien contenue : l'expérience est concluante.