

Nom d'étudiant: Michael Carrière

Numéro d'étudiant: 8125058

Nom et numéro d'étudiant du partenaire: Mohamed Fares  
Dhaouadi / 8256950

Nom du démonstrateur: Olivia Gallarino

REMARQUE: Si l'information demandée ci-dessus n'est pas CLAIRÉ ou n'est pas DONNÉE, votre note du rapport NE SERA PAS GARDER!!

Jour du labo (encerclez): mercredi jeudi

Semaine (encerclez): 1 2

## Rapport du laboratoire Expérience N° 1.

### Détermination de la composition d'un alliage

#### À vérifier :

- Feuille(s) de donnée(s) brute(s) écrite(s) à l'encre, signée(s) par le TA et attachée(s)
- Formulaire du rapport dactylographié et attaché

Initiaux d'étudiant M.C

## Tableaux de données

### Tableau 1 — Métal pur

Données	Essai n° 1	Essai n° 2
Identité du métal	Magnésium	Magnésium
Masse de métal (g)	0,0290 g	0,0300 g
Volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre (mL)	-	-
Volume d'hydrogène gazeux (mL)	32,4 mL	32,2 mL
Hauteur de la colonne d'eau (cm)	20,7 cm	20,5 cm
Densité de l'eau (kg/m <sup>3</sup> )	1,00×10 <sup>3</sup> kg/m <sup>3</sup>	1,00×10 <sup>3</sup> kg/m <sup>3</sup>
Accélération due à la gravité (m/s <sup>2</sup> )	9,81 m/s <sup>2</sup>	9,81 m/s <sup>2</sup>
Pression de la colonne d'eau (Pa)	2,03 × 10 <sup>3</sup> Pa	2,01 × 10 <sup>3</sup> Pa
Température de l'eau (°C)	18,6 °C	19,8 °C
Pression de la vapeur d'eau (kPa)	~2,20 kPa	~2,34 kPa
Pression atmosphérique (Torr)	761 Torr	761 Torr
Pression de l'hydrogène	97,2 kPa	97,0 kPa
Température de la pièce	20,6 °C	20,6 °C
Constante des gaz parfaits, R	8,314 kPa·L/mol·K	8,314 kPa·L/mol·K
Nombre réel de moles d'hydrogène (mol)	1,30×10 <sup>-3</sup> mol	1,28×10 <sup>-3</sup> mol
Nombre théorique de moles d'hydrogène (mol)	1,19×10 <sup>-3</sup> mol	1,23×10 <sup>-3</sup> mol
Rendement (%)	109%	104%

Observations (Partie 1) : La réaction entre le magnésium et l'hydrogène de l'acide chlorhydrique s'est déroulée très rapidement. Au début, il y avait la formation des petites bulles de gaz qui se dégageaient du magnésium. Peu de temps plus tard, de grandes bulles de gaz se dégageaient du magnésium et les échantillons ont commencé à monter rapidement dans l'eudiomètre. Il faudrait taper sur l'eudiomètre afin de garder les échantillons dans la solution acide. Une fois l'expérience terminée, il y avait de nombreuses petites bulles de gaz qui flottaient à la surface de la solution eau/acide.

**Tableau 2 — Alliage**

Données	Essai n° 1	Essai n° 2
Numéro de l'alliage	2144	2144
Masse d'alliage (g)	0,0423 g	0,0408 g
Volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre (mL)	-	-
Volume d'hydrogène gazeux (mL)	28,5 mL	27,3 mL
Hauteur de la colonne d'eau (cm)	26 cm	26,2 cm
Densité de l'eau (kg/m <sup>3</sup> )	1,00x10 <sup>3</sup> kg/m <sup>3</sup>	1,00x10 <sup>3</sup> kg/m <sup>3</sup>
Accélération due à la gravité (m/s <sup>2</sup> )	9,81 m/s <sup>2</sup>	9,81 m/s <sup>2</sup>
Pression de la colonne d'eau (Pa)	2,55 x 10 <sup>3</sup> Pa	2,57 x 10 <sup>3</sup> Pa
Température de l'eau (°C)	19,3 °C	20,2 °C
Pression de la vapeur d'eau (kPa)	~2,20 kPa	~2,34 kPa
Pression atmosphérique (Torr)	761 Torr	761 Torr
Pression de l'hydrogène	96,6 kPa	96,5 kPa
Température de la pièce	20,6 °C	20,6 °C
Constante des gaz parfaits, R	8,314 kPa·L/mol·K	8,314 kPa·L/mol·K
Nombre de moles d'hydrogène (mol)	1,13x10 <sup>-3</sup> mol	1,08x10 <sup>-3</sup> mol
Masse de zinc (g)	0,0303g	0,0295g
Masse d'aluminium (g)	0,0120g	0,0113g
Teneur en zinc (%)	71,6%	72,3%
Teneur en aluminium (%)	28,4%	27,7%
Teneur en moyenne	Zinc : 72,0% / 0,0299g	Aluminium : 28.0% / 0,0116g

**Observations (Partie 2) :** La réaction entre l'alliage d'aluminium/zinc et l'hydrogène de l'acide chlorhydrique s'est déroulée très lentement. Au début, et pour la majorité de la réaction, il y avait la formation des petites bulles de gaz qui se dégageaient des échantillons de l'alliage. C'est seulement vers la fin de la réaction que de grandes bulles se dégageaient des échantillons et des morceaux de l'alliage ont commencé à monter dans l'eudiomètre. Il faudrait à ce point taper l'eudiomètre afin de garder les morceaux de l'alliage dans la solution acide. Comme à la fin de la réaction avec le magnésium, il y avait de nombreuses petites bulles de gaz qui flottaient à la surface de la solution eau/acide.

**Exemple de calcul : Métal pur**

1. Volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre:

L'eudiomètre était déjà calibré.

2. Volume d'hydrogène gazeux:

**Métal pur**

**Alliage**

Essai n° 1 : 32,4 mL

Essai n° 1 : 28,5 mL

Essai n° 2 : 32,2 mL

Essai n° 2 : 27,3 mL

3. Pression de la colonne d'eau:

Densité de l'eau :  $1,00 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$

Accélération due à la gravité :  $9,81 \text{ m/s}^2$

$$\begin{aligned} \text{Essai n}^\circ 1 : \quad & P = dgh \\ & P = (1,00 \times 10^3 \text{ kg/m}^3)(9,81 \text{ m/s}^2)(0,207 \text{ m}) \\ & P = 2,03 \times 10^3 \text{ Pa} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Essai n}^\circ 2 : \quad & P = dgh \\ & P = (1,00 \times 10^3 \text{ kg/m}^3)(9,81 \text{ m/s}^2)(0,205 \text{ m}) \\ & P = 2,01 \times 10^3 \text{ Pa} \end{aligned}$$

#### 4. Pression de l'hydrogène:

*P hydrogène = P atmosphérique- P colonne d'eau- P vapeur d'eau*  
Essai n° 1 :  $P_{\text{hydrogène}} = 1,014 \times 10^5 \text{ Pa} - 2,03 \times 10^3 \text{ Pa} - 2,20 \times 10^3 \text{ Pa}$   
 $P_{\text{hydrogène}} = 9,72 \times 10^4 \text{ Pa}$

*P hydrogène = P atmosphérique- P colonne d'eau- P vapeur d'eau*  
Essai n° 2 :  $P_{\text{hydrogène}} = 1,014 \times 10^5 \text{ Pa} - 2,01 \times 10^3 \text{ Pa} - 2,34 \times 10^3 \text{ Pa}$   
 $P_{\text{hydrogène}} = 9,70 \times 10^4 \text{ Pa}$

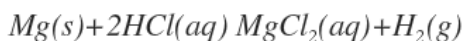
#### 5. Nombre de moles d'hydrogène (à partir de l'expérience):

*PV = nRT*  
Essai n° 1 :  $n = PV/RT$   
 $n = (97,2 \text{ kPa})(0,0324 \text{ L}) / (8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K})(292 \text{ K})$   
 $n = 1,30 \times 10^{-3} \text{ mol}$

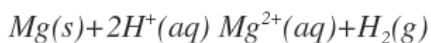
*PV = nRT*  
Essai n° 2 :  $n = PV/RT$   
 $n = (97,0 \text{ kPa})(0,0322 \text{ L}) / (8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K})(293 \text{ K})$   
 $n = 1,28 \times 10^{-3} \text{ mol}$

#### 6. Nombre de moles d'hydrogène (à partir de la théorie) :

*Soit la réaction:*



*Équation ionique nette:*



*Masse molaire du Magnésium: 24,305 g/mol*

Essai n° 1 :  $\text{Mg}(s) + 2\text{H}^+(aq) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g)$   
0,0290g  
 $1,19 \times 10^{-3} \text{ mol}$   $1,19 \times 10^{-3} \text{ mol d'hydrogène}$

*Masse molaire du Magnésium: 24,305 g/mol*

Essai n° 2  $\text{Mg}(s) + 2\text{H}^+(aq) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g)$   
0,0300g  
 $1,23 \times 10^{-3} \text{ mol}$   $1,23 \times 10^{-3} \text{ mol d'hydrogène}$

## 7. Pourcentage de pureté du métal:

Essai n° 1 :  $\% \text{ Rendement} = (\# \text{ moles réelle} / \# \text{ moles théorique}) \times 100$   
 $\% \text{ Rendement} = (1,30 \times 10^{-3} \text{ mol} / 1,19 \times 10^{-3} \text{ mol}) \times 100$   
 $\% \text{ Rendement} = 109\%$

Essai n° 2 :  $\% \text{ Rendement} = (\# \text{ moles réelle} / \# \text{ moles théorique}) \times 100$   
 $\% \text{ Rendement} = (1,28 \times 10^{-3} \text{ mol} / 1,23 \times 10^{-3} \text{ mol}) \times 100$   
 $\% \text{ Rendement} = 104\%$

## 8. Moyenne du pourcentage de pureté du métal:

$$\% \text{ Moyenne} = (\% \text{ Rendement Essai 1} + \% \text{ Rendement Essai 2}) / 2$$

$$\% \text{ Moyenne} = (109\% + 104\%) / 2$$

$$\% \text{ Moyenne} = 106\%$$

## Exemple de calcul : Alliage

### 1. Pression de la colonne d'eau et de l'hydrogène:

#### Pression de la colonne d'eau :

Densité de l'eau :  $1,00 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$

Accélération due à la gravité :  $9,81 \text{ m/s}^2$

Essai n° 1 :  $P = dgh$   
 $P = (1,00 \times 10^3 \text{ kg/m}^3)(9,81 \text{ m/s}^2)(0,260 \text{ m})$   
 $P = 2,55 \times 10^3 \text{ Pa}$

Essai n° 2 :  $P = dgh$   
 $P = (1,00 \times 10^3 \text{ kg/m}^3)(9,81 \text{ m/s}^2)(0,262 \text{ m})$   
 $P = 2,57 \times 10^3 \text{ Pa}$

#### Pression de l'hydrogène :

Essai n° 1 :  $P_{\text{hydrogène}} = P_{\text{atmosphérique}} - P_{\text{colonne d'eau}} - P_{\text{vapeur d'eau}}$   
 $P_{\text{hydrogène}} = 1,014 \times 10^5 \text{ Pa} - 2,55 \times 10^3 \text{ Pa} - 2,20 \times 10^3 \text{ Pa}$   
 $P_{\text{hydrogène}} = 9,66 \times 10^4 \text{ Pa}$

Essai n° 2 :  $P_{\text{hydrogène}} = P_{\text{atmosphérique}} - P_{\text{colonne d'eau}} - P_{\text{vapeur d'eau}}$   
 $P_{\text{hydrogène}} = 1,014 \times 10^5 \text{ Pa} - 2,57 \times 10^3 \text{ Pa} - 2,34 \times 10^3 \text{ Pa}$   
 $P_{\text{hydrogène}} = 9,65 \times 10^4 \text{ Pa}$

### 2. Nombre de moles d'hydrogène:

Essai n° 1 :  $PV = nRT$   
 $n = PV/RT$   
 $n = (96,6 \text{ kPa})(0,0285 \text{ L}) / (8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K})(292 \text{ K})$   
 $n = 1,13 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Essai n° 2 :  $PV = nRT$   
 $n = PV/RT$   
 $n = (96,5 \text{ kPa})(0,0273 \text{ L}) / (8,314 \text{ kPa} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K})(293 \text{ K})$   
 $n = 1,08 \times 10^{-3} \text{ mol}$

3. Les masses du zinc et de l'aluminium dans l'alliage:

$$nH = \frac{mZn}{M_{Zn}} + \frac{3mAl}{2MAI}$$

Essai n° 1 :

$$m_T = mZn + mAl$$

**Masse d'aluminium**

$$\left( \frac{1,13 \times 10^{-3} \text{ mol}(65,38 \text{ g/mol})(2(26,982 \text{ g/mol})) - (0,0423 \text{ g})(2(26,982 \text{ g/mol}))}{-2(26,982 \text{ g/mol}) + 3(65,38 \text{ g/mol})} \right) = mAl$$

$$0,0120 \text{ g} = mAl$$

$$nH = \frac{mZn}{M_{Zn}} + \frac{3mAl}{2MAI}$$

$$nH = \frac{(m_T - mAl)(2MAI) + 3mAl(MZn)}{(MZn)(2MAI)}$$

$$nH(MZn)(2MAI) = (m_T)(2MAI) + (mAl)(-2MAI) + 3mAl(MZn)$$

$$nH(MZn)(2MAI) - (m_T)(2MAI) = (mAl)(-2MAI) + 3mAl(MZn)$$

$$nH(MZn)(2MAI) - (m_T)(2MAI) = (mAl)(-2MAI) + 3(MZn)$$

$$\left( \frac{nH(MZn)(2MAI) - (m_T)(2MAI)}{-2MAI + 3(MZn)} \right) = mAl$$

**Masse de zinc**

$$mZn = m_T - mAl$$

$$mZn = 0,0423 \text{ g} - 0,0120 \text{ g}$$

$$mZn = 0,0303 \text{ g}$$

Essai n° 2 :

**Masse d'aluminium**

$$\left( \frac{1,08 \times 10^{-3} \text{ mol}(65,38 \text{ g/mol})(2(26,982 \text{ g/mol})) - (0,0408 \text{ g})(2(26,982 \text{ g/mol}))}{-2(26,982 \text{ g/mol}) + 3(65,38 \text{ g/mol})} \right) = mAl$$

$$0,0113 \text{ g} = mAl$$

**Masse de zinc**

$$mZn = m_T - mAl$$

$$mZn = 0,0408 \text{ g} - 0,0113 \text{ g}$$

$$mZn = 0,0295 \text{ g}$$

#### 4. Teneur en zinc et en aluminium de l'alliage:

Essai n° 1 :

##### Teneur en aluminium

$$\% \text{ Aluminium} = \left( \frac{\text{Masse de l'aluminium(g)}}{\text{Masse de l'échantillon d'alliage(g)}} \right) \times 100$$

$$\% \text{ Aluminium} = \left( \frac{0,0120\text{g}}{0,0423\text{g}} \right) \times 100$$

$$\% \text{ Aluminium} = 28,4\%$$

##### Teneur en zinc

$$\% \text{ Zinc} = \left( \frac{\text{Masse de zinc(g)}}{\text{Masse de l'échantillon d'alliage(g)}} \right) \times 100$$

$$\% \text{ Zinc} = \left( \frac{0,0303\text{g}}{0,0423\text{g}} \right) \times 100$$

$$\% \text{ Zinc} = 71,6\%$$

Essai n° 2 :

##### Teneur en aluminium

$$\% \text{ Aluminium} = \left( \frac{\text{Masse de l'aluminium(g)}}{\text{Masse de l'échantillon d'alliage(g)}} \right) \times 100$$

$$\% \text{ Aluminium} = \left( \frac{0,0113\text{g}}{0,0408\text{g}} \right) \times 100$$

$$\% \text{ Aluminium} = 27,7\%$$

##### Teneur en zinc

$$\% \text{ Zinc} = \left( \frac{\text{Masse de zinc(g)}}{\text{Masse de l'échantillon d'alliage(g)}} \right) \times 100$$

$$\% \text{ Zinc} = \left( \frac{0,0295\text{g}}{0,0408\text{g}} \right) \times 100$$

$$\% \text{ Zinc} = 72,3\%$$

5. Moyenne des teneurs du zinc et aluminium de l'alliage (moyenne des masses du zinc et moyenne des masses de l'aluminium):

### Moyenne de teneurs du zinc

$$\% \text{ Moyenne du zinc} = \frac{\% \text{ zinc essai 1} + \% \text{ zinc essai 2}}{2}$$

$$\% \text{ Moyenne du zinc} = \frac{71,6\% + 72,3\%}{2}$$

$$\% \text{ Moyenne du zinc} = 72,0\%$$

$$\text{Masse moyenne du zinc} = \frac{\text{Masse zinc essai 1} + \text{Masse zinc essai 2}}{2}$$

$$\text{Masse moyenne du zinc} = \frac{0,0303\text{g} + 0,0295\text{g}}{2}$$

$$\text{Masse moyenne du zinc} = 0,0299\text{g}$$

### Moyenne des teneurs de l'aluminium

$$\% \text{ moyenne de l'aluminium} = \frac{\% \text{ aluminium essai 1} + \% \text{ aluminium essai 2}}{2}$$

$$\% \text{ moyenne de l'aluminium} = \frac{28,4\% + 27,7\%}{2}$$

$$\% \text{ moyenne de l'aluminium} = 28,0\%$$

$$\text{Masse moyenne de l'aluminium} = \frac{\text{Masse aluminium essai 1} + \text{Masse aluminium essai 2}}{2}$$

$$\text{Masse moyenne de l'aluminium} = \frac{0,0120\text{g} + 0,0113\text{g}}{2}$$

$$\text{Masse moyenne de l'aluminium} = 0,0116\text{g}$$

### **Discussion: (dans l'espace donnée)**

Premièrement, la réaction entre les échantillons de magnésium et l'hydrogène dans l'acide chlorhydrique s'est passée très rapidement. Les deux essais ont eu des résultats et des rendements très similaires, partiellement parce que les échantillons avaient presque la même masse (0,001g de différence). Le volume d'hydrogène gazeux et la hauteur de la colonne d'eau pour les deux essais étaient presque la même. Ce qui est intéressant est que l'échantillon qui possédait une plus grande masse a produit un volume plus bas d'hydrogène gazeux par 0,2mL. Pour l'essai 1 et 2 de la réaction des échantillons de magnésium, les pourcentages de rendement sont au-delà de 100%. Ceci est théoriquement impossible et donc un résultat erroné qui est expliqué de plus en détail dans les sources d'erreurs.

En deuxième lieu, la réaction entre l'alliage de zinc/aluminium et l'hydrogène dans l'acide chlorhydrique, elle s'est passée très lentement. Selon les observations en laboratoire, il est possible de prédire qu'une réaction entre un métal comme le zinc/aluminium et l'hydrogène va se passer plus lentement qu'une même réaction si le métal en question était le magnésium. Les deux essais ont aussi eu des résultats assez semblables malgré une variation de la température d'eau et la masse des échantillons. Les résultats obtenus par rapport à la réaction des alliages étaient plus réalistes que ceux obtenus après la réaction du magnésium. L'échantillon possédant une plus grande masse a produit un volume plus élevé d'hydrogène dans l'eudiomètre, et par conséquent a produit plus de moles d'hydrogène après les calculs. De plus, avec des équations variées, il était possible de déterminer la teneur de zinc et d'aluminium dans l'alliage identité 2144. En moyenne l'alliage identité 2144 est composé de 72,0% zinc et 28,0% aluminium.

Il y a plusieurs sources d'erreurs possibles qui ont eu un effet sur les résultats obtenus en laboratoire, et les résultats de calculs inclus dans le rapport. Tout d'abord, dans le laboratoire, il est possible que les échantillons de magnésium et de l'alliage aient encore des impuretés/saletés malgré le polissage avec le papier de verre. De plus, des bulles de gaz sont restées dans le liquide de l'eudiomètre après la réaction, ce qui aurait eu un effet sur le volume de gaz recueilli. En ce qui concerne les rendements au-delà de 100% pour les essais avec le magnésium, c'est probablement à cause des facteurs comme : une balance analytique potentiellement mal calibrée, des mesures de la température d'eau, de la hauteur de colonne d'eau et du volume d'hydrogène imprécises, des arrondissements de résultats/données afin respecter les chiffres significatifs, etc.

### **Conclusion: (deux phrases seulement)**

Les réactions entre l'acide chlorhydrique et le magnésium/alliage fut un succès. Les données obtenus par l'expérience étaient généralement réalistes et ont produits des résultats de calculs crédibles.