

Tableaux de données

Tableau 1 — Métal pur

Données	Essai n° 1	Essai n° 2
Identité du métal	Magnésium	Magnésium
Masse de métal (g)	0,0233	0,0237
Volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre (mL)	0,5	0,5
Volume d'hydrogène gazeux (mL)	26,1	27,7
Hauteur de la colonne d'eau (cm)	24,3	23,1
Densité de l'eau (kg/m ³)	996,785	997,047
Accélération due à la gravité (m/s ²)	9,8	9,8
Pression de la colonne d'eau (Pa)	2 373,7	2 257,1
Température de l'eau (°C)	26,3	25,1
Pression de la vapeur d'eau (kPa)	3,36	3,17
Pression atmosphérique (Torr)	750,6	750,6
Pression de l'hydrogène	0,931 atm	0,934 atm
Température de la pièce	25 °C	25 °C
Constante des gaz parfaits, R	0,082057 L·atm/mol·K	0,082057 L·atm/mol·K
Nombre réel de moles d'hydrogène (mol)	0,0010067	0,0010707
Nombre théorique de moles d'hydrogène (mol)	0,00095843	0,000975308
Rendement (%)	105	110

Observations (Partie 1) :

Lorsque nous avons renversé l'eudiomètre dans le bécher et l'avons placé par dessus le porte-échantillon, le magnésium s'est immédiatement mit à réagir rapidement. Des bulles de gaz se sont formés et sont montés vers le haut de l'eudiomètre afin de crée un volume d'hydrogène gazeux très évident. Lorsque la réaction fut terminée, nous avons un volume de gaz inférieure à celui de la colonne d'eau.

Tableau 2 – Alliage

Données	Essai n° 1	Essai n° 2
Numéro de l'alliage	2072	2072
Masse d'alliage (g)	0,0413	0,0406
Volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre (mL)	0,5	0,5
Volume d'hydrogène gazeux (mL)	24,2	24,9
Hauteur de la colonne d'eau (cm)	36,4	27,3
Densité de l'eau (kg/m ³)	996,785	997,047
Accélération due à la gravité (m/s ²)	9,8	9,8
Pression de la colonne d'eau (Pa)	3 555,73	2 667,5
Température de l'eau (°C)	26 °C	25 °C
Pression de la vapeur d'eau (kPa)	3,36	3,17
Pression atmosphérique (Torr)	750,6	750,6
Pression de l'hydrogène	0,919 atm	0,930 atm
Température de la pièce	25 °C	25 °C
Constante des gaz parfaits, R	0,082057 L·atm/mol·K	0,082057 L·atm/mol·K
Nombre de moles d'hydrogène (mol)	0,000909	0,000966
Masse de zinc (g)	0,03486	0,03259
Masse d'aluminium (g)	0,00644	0,00801
Teneur en zinc (%)	84,4	80,3
Teneur en aluminium (%)	15,6	19,7
Teneur en moyenne	82.4 % Zinc	17,6 % Aluminium

Observations (Partie 2) :

Lorsque nous avons renversé l'eudiomètre dans le bécher et l'avons placé par dessus le porte-échantillon, nous n'avons pas observé de réaction au niveau macroscopique. Après quelques minutes, nous avons commencé à voir la formation de quelques bulles de gaz et celles-ci ont accéléré avec le temps. Un nuage blanc s'est formé autour de l'alliage causé par un grand montant de bulles qui se formait en même temps. Un volume d'hydrogène gazeux s'est formé au haut de l'eudiomètre et une fois la réaction terminée, ce volume était supérieure à celui de la colonne d'eau.

Exemple de calcul : Métal pur

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

$$1,0\text{mL} - 0,5\text{mL} = 0,5\text{mL}$$

2. Volume d'hydrogène gazeux:

Essai 1: $26,1\text{mL} + 0,5\text{mL} = 26,6\text{mL}$

Essai 2: $27,7\text{mL} + 0,5\text{mL} = 28,3\text{mL}$

- Après avoir additionné la partie non calibrée de l'eudiomètre au volume d'hydrogène gazeux mesuré, le volume de ce dernier pour le premier essai est de 26,6mL et celui du deuxième essai est de 28,3mL.

*** Seul les données du deuxième essai seront représentées dans les calculs.*

3. Pression de la colonne d'eau:

$$\begin{aligned} P &= dgh \\ &= (997,047 \text{ kg/m}^3)(9,8 \text{ m/s}^2)(0,231 \text{ m}) \\ &= 2\,257,1 \text{ Pa} \end{aligned}$$

ou

$$= 0,02228 \text{ atm}$$

- Densité de l'eau à 25°C = 997,047 kg/m³
- Hauteur de la colonne d'eau = 23,1 cm
= 0,231 m

- D'après les calculs, la pression de la colonne d'eau est de 2 257,1 Pa qui est équivalent 0,02228 atm.

4. Pression de l'hydrogène:

- 750,6 Torr = 0,987632 atm
- $P_{\text{vapeur d'eau}} = 3,17 \text{ kPa}$
= 0,031285 atm

$$\begin{aligned} \text{Pression d'hydrogène} &= P_{\text{atmosphère}} - P_{\text{colonne d'eau}} - P_{\text{vapeur d'eau}} \\ &= 0,987632 \text{ atm} - 0,022275845 \text{ atm} - 0,031285 \text{ atm} \\ &= 0,934 \text{ atm} \end{aligned}$$

- D'après les calculs, la pression de l'hydrogène est de 0,934 atm.

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

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$= \frac{(0,934 \text{ atm})(0,0282 \text{ L})}{(0,082507 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K})(298,15 \text{ K})}$$

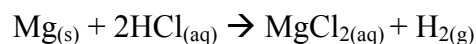
$$= 0,00107071 \text{ mol}$$

$$= 0,00107 \text{ mol}$$

- $P = 0,934 \text{ atm}$
- $V = 0,0282 \text{ L}$
- $R = 0,082507 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$
- $T^\circ = 298,15 \text{ K}$

- D'après les calculs, il y a 0,00107 mol d'hydrogène qui ont réagit lors de l'expérience.

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



1.

$$n_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}}$$

$$= \frac{0,0237 \text{ g}}{24,3 \text{ g/mol}}$$

$$= 0,000975308 \text{ mol de Mg}$$

2.

$$\text{rapport: } \frac{1 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol H}_2} = \frac{0,000975308 \text{ mol Mg}}{x \text{ mol de H}_2}$$

$$x = 0,000975308 \text{ mol de H}_2$$

- D'après les calculs, le nombre de mol d'hydrogène en théorie est 0,000975308 mol.

7. Pourcentage de pureté du métal:

$$\begin{aligned}\% \text{ de pureté du métal} &= \frac{\text{quantité réelle}}{\text{quantité théorique}} \times 100\% \\ &= \frac{0,00107071 \text{ mol H}_2}{0,000975308 \text{ mol H}_2} \times 100\% \\ &= 109,8\% \\ &= 110 \%\end{aligned}$$

- D'après les calculs, le magnésium que nous avons utilisé lors de l'expérience avait une pureté de 110%.

8. Moyenne du pourcentage de pureté du métal:

$$\begin{aligned}\text{moyenne du pourcentage} &= \frac{\% \text{ de pureté d'essai 1} + \% \text{ de pureté d'essai 2}}{2} \\ &= \frac{105,03 \% + 109,80 \%}{2} \\ &= 107,4\%\end{aligned}$$

- La moyenne du pourcentage de pureté pour le magnésium lors de ce laboratoire est de 107,4%.

Exemple de calcul : Alliage

*** Seul les données du deuxième essai seront représentées dans les calculs*

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

$$\begin{aligned}1. \quad P &= dgh \\ &= (997,047 \text{ kg/m}^3)(9,8 \text{ m/s}^2)(0,273\text{m}) \\ &= 2\,667,50 \text{ Pa}\end{aligned}$$

ou

$$= 0,02633 \text{ atm}$$

- Densité de l'eau à 25°C = 997,047 kg/m³
- Hauteur de la colonne d'eau = 27,3 cm = 0,273 m

- La pression de la colonne d'eau lors du deuxième essai avec l'alliage est de 2 667,50 Pa qui équivaut à 0,02633 atm.

- 750,6 Torr = 0,987632 atm
- P_{vapeur d'eau} = 3,17 kPa
= 0,031285 atm

2.

$$\begin{aligned} \text{Pression d'hydrogène} &= P_{\text{atmosphère}} - P_{\text{colonne d'eau}} - P_{\text{vapeur d'eau}} \\ &= 0,987632 \text{ atm} - 0,026326178 \text{ atm} - 0,031285 \text{ atm} \\ &= 0,93002 \text{ atm} \end{aligned}$$

- Selon les calculs, la pression d'hydrogène lors de l'expérience avec l'alliage est de 0,93002 atm.

2. Nombre de moles d'hydrogène:

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$= \frac{(0,93002 \text{ atm})(0,0254 \text{ L})}{(0,082507 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K})(298,15 \text{ K})}$$

$$= 0,000966 \text{ mol d'hydrogène}$$

- P = 0,93002 atm
- V = 0,0254 L
- R = 0,082507 L*atm/mol*K
- T° = 298,15 K

- D'après les calculs, il y a eu formation de 0,000966 mol d'hydrogène lors de ce laboratoire.

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

1. Formule :

$$m_{\text{alliage}} = m_{\text{zn}} + m_{\text{aluminium}}$$

$$m_{\text{zn}} = m_{\text{alliage}} - m_{\text{aluminium}}$$

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{zn}} + \frac{3}{2} n_{\text{aluminium}}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{zn}}}{M_{\text{zn}}} + \frac{3}{2} \frac{m_{\text{aluminium}}}{M_{\text{aluminium}}}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{alliage}} - m_{\text{aluminium}}}{M_{\text{zn}}} + \frac{3}{2} \frac{m_{\text{aluminium}}}{M_{\text{aluminium}}}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{alliage}}}{M_{\text{zn}}} - \frac{m_{\text{aluminium}}}{M_{\text{zn}}} + \frac{3}{2} \frac{m_{\text{aluminium}}}{M_{\text{aluminium}}}$$

$$n_{\text{H}_2} - \frac{m_{\text{alliage}}}{M_{\text{zn}}} = - \frac{m_{\text{aluminium}}}{M_{\text{zn}}} + \frac{3}{2} \frac{m_{\text{aluminium}}}{M_{\text{aluminium}}}$$

$$n_{\text{H}_2} - \frac{m_{\text{alliage}}}{M_{\text{zn}}} = m_{\text{aluminium}} \left(\frac{-1}{M_{\text{zn}}} + \frac{3}{2 M_{\text{aluminium}}} \right)$$

2. Calculs :

$$a) \quad n_{H_2} - \frac{m_{\text{alliage}}}{M_{Zn}} = m_{\text{aluminium}} \left(\frac{-1}{M_{Zn}} + \frac{3}{2 M_{\text{aluminium}}} \right)$$

$$0,000966 \text{ mol } H_2 - \frac{0,0406 \text{ g}}{65,409 \text{ g/mol}} = m_{\text{aluminium}} \left(\frac{-1}{65,409 \text{ g/mol}} + \frac{3}{2(26,98 \text{ g/mol})} \right)$$

$$0,00034529 \text{ mol} = m_{\text{aluminium}} (0,04308322)$$

$$\begin{aligned} m_{\text{aluminium}} &= \frac{0,00034529}{0,04308322} \\ &= 0,00644 \text{ g d'aluminium} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} b) \quad m_{Zn} &= m_{\text{alliage}} - m_{\text{aluminium}} \\ &= 0,0406 \text{ g} - 0,00801 \text{ g} \\ &= 0,03259 \text{ g de zinc} \end{aligned}$$

- D'après les calculs, notre alliage de masse de 0,0406g était constitué de 0,00644 g d'aluminium et 0,03259 g de zinc.

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

$$\begin{aligned} \% \text{ de teneur en aluminium} &= \frac{m_{\text{aluminium}}}{m_{\text{alliage}}} \times 100\% \\ &= \frac{0,00801 \text{ g}}{0,0406 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 19,7 \% \text{ d'aluminium} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \% \text{ de teneur en zinc} &= \frac{m_{\text{zinc}}}{m_{\text{alliage}}} \times 100\% \\ &= \frac{0,03259 \text{ g}}{0,0406 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 80,3 \% \text{ de zinc} \end{aligned}$$

- D'après les calculs, l'alliage dont nous avons utilisé avait 19,7% de teneur en aluminium et 80,3% de teneur en zinc.

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

$$\begin{aligned} \text{a) Moyenne d'aluminium} &= \frac{\text{masse aluminium essai 1} + \text{masse aluminium essai 2}}{2} \\ &= \frac{0,00644 \text{ g} + 0,00801 \text{ g}}{2} \\ &= 0,007225 \text{ g d'aluminium} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Moyenne des masses} &= \frac{0,0413 \text{ g} + 0,0406 \text{ g}}{2} \\ &= 0,04095 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b) Moyenne de zinc} &= \frac{\text{masse zinc essai 1} + \text{masse zinc essai 2}}{2} \\ &= \frac{0,03486 \text{ g} + 0,03259 \text{ g}}{2} \\ &= 0,03373 \text{ g de zinc} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{c) Pourcentage d'aluminium} &= \frac{m_{\text{aluminium}}}{m_{\text{alliage}}} \times 100\% \\ &= \frac{0,007225 \text{ g}}{0,04095 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 17,6\% \text{ d'aluminium} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Pourcentage de zinc} &= \frac{m_{\text{zinc}}}{m_{\text{alliage}}} \times 100\% \\ &= \frac{0,03373 \text{ g}}{0,04095 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 82,4\% \text{ de zinc} \end{aligned}$$

- D'après les calculs, avec la moyenne de toutes les masses obtenus lors de l'expérience avec l'alliage, nous avons une moyenne de 17,6% de teneur en aluminium ainsi qu'une teneur moyenne de 82,4% en zinc.

Discussion: (dans l'espace données)

Après avoir complété ce laboratoire ainsi que les calculs de nos résultats, nous pouvons clairement voir qu'il y a eu quelques sources d'erreurs présentent lors de notre expérience car nos données ne sont pas identiques à celles obtenus théoriquement. Aussi, nous avons obtenus un pourcentage de pureté au-delà de 100% qui est évidemment impossible.

Pour commencer, une possible cause de ne pas avoir obtenu un pourcentage de pureté raisonnable est du fait que notre métal utilisé, le magnésium, était impur. Lors du polissage de notre échantillon, il restait encore quelques petites taches noires. Ceci aurait fait en sorte que l'acide chlorhydrique n'a pas pu réagir complètement avec toutes les parties de l'échantillon puisqu'il y avait des impuretés sur ce dernier. Une autre source d'impureté sur notre morceau de magnésium serait du fait qu'il se peut que nous ayons touché l'échantillon avec nos doigts lorsque nous l'avons essuyé ou que nous l'avons placé sur la balance. Ce contact aurait ajoutés de la saleté venant de nos mains sur le magnésium et aurait enlevé sa pureté ainsi qu'ajouté une certaine masse. Aussi, puisque l'échantillon était exposé à l'air, il se peut qu'un peu de poussière soit tombé sur celui-ci ce qui aurait pu encore une fois affecter nos résultats. De plus, le fait que lors du laboratoire, nous avons obtenu avec nos calculs que 0,00107 mol d'hydrogène ont été formés alors qu'en théorie, seulement 0,000975308 mol aurait du être crée serait une autre cause de notre pourcentage de pureté au-delà de 100%. Une autre source d'erreur qui aurait pu affecter nos données est le fait que lorsque le HCl aqueux s'est mit à réagir avec le magnésium, celui-ci est monté dans l'eudiomètre et n'est pas resté à une position stable et donc le HCl n'a pas pu réagir avec l'échantillon correctement.

Par rapport à l'alliage, une des sources d'erreurs est du fait que les morceaux de l'échantillon était très petit et donc il se peut que nous avons perdu un peu de la masse en faisant le transfère de la balance électrique au porte échantillon. Cette perte aurait fait en sorte que les valeurs de nos masses de zinc et d'aluminium pourrait être plus ou moins différentes de nos résultats actuels et aussi changerait nos pourcentages de teneur de ces deux métaux.

Finalement, ce laboratoire nous a permis de comparer avec deux essais, les valeurs de mol d'hydrogène obtenus comparer au valeur théorique que nous étions sensé obtenir. De plus, nous avons pu conclure que le nombre de mol de magnésium est proportionnel au nombre de mol d'hydrogène comme nous le démontre la stoechiométrie. Par rapport à l'alliage, nous avons pu trouver par nous même la teneur en pourcentage de deux métaux dans un échantillon

Conclusion: (deux phrases seulement)

Pour conclure, les valeurs de mol d'hydrogène obtenu lors de chaque essai avec le metal pur était de 0,0010067 mol et 0,0010707 mol et un pourcentage de pureté de 107,4%. Pour l'alliage, nous avons obtenus une masse moyenne de 0,007225 g d'aluminium ainsi qu'une masse moyenne de 0,03373 g de zinc. En combinant le tout, nous avons obtenus un pourcentage de teneur moyen de 17,6% pour l'aluminium et 82,4% pour le zinc.