

Tableaux de données

Tableau 1 — Métal pur

Données	Essai n° 1	Essai n° 2
Identité du métal	Mg	Mg
Masse de métal (g)	0.0214	0.0343
Volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre (mL)	X	x
Volume d'hydrogène gazeux (mL)	22.3	36
Hauteur de la colonne d'eau (cm)	28.4	15.2
Densité de l'eau (kg/m ³)	1000	1000
Accélération due à la gravité (m/s ²)	9.81	9.81
Pression de la colonne d'eau (Pa)	2.80×10^3	1.49×10^3
Température de l'eau (°C)	20	20
Pression de la vapeur d'eau (kPa)	2.34	2.34
Pression atmosphérique (Torr)	767.6	767.6
Pression de l'hydrogène (atm)	9.59×10^{-1}	9.72×10^{-1}
Température de la pièce	19	19
Constante des gaz parfaits, R	0.08206	0.08206
Nombre réel de moles d'hydrogène (mol)	8.92×10^{-4}	1.46×10^{-3}
Nombre théorique de moles d'hydrogène (mol)	8.80×10^{-4}	1.411×10^{-3}
Rendement (%)	101.4	103.5

Observations (Partie 1) :

- Formation de plusieurs grandes bulles
- La Réaction a commencé instantanément
- La réaction a pris peu de temps pour finir(environ 1 minute)

Tableaux de données

Tableau 1 — Métal pur

Données	Essai n° 1	Essai n° 2
Identité du métal	Mg	Mg
Masse de métal (g)	0,0914g	0,0343g
Volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre (mL)	x	
Volume d'hydrogène gazeux (mL)	22,3 ml	36ml
Hauteur de la colonne d'eau (cm)	15 + 13,42 = 28,4 cm	15,2 cm
Densité de l'eau (kg/m ³)		
Accélération due à la gravité (m/s ²)		
Pression de la colonne d'eau (Pa)		
Température de l'eau (°C)	20°C	20°C
Pression de la vapeur d'eau (kPa)		
Pression atmosphérique (Torr)	1,021 bar	1,021
Pression de l'hydrogène		
Température de la pièce °C	19	19
Constante des gaz parfaits, R		
Nombre réel de moles d'hydrogène (mol)		
Nombre théorique de moles d'hydrogène (mol)		
Rendement (%)		

$1 \text{ bar} \approx 10^5 \text{ Pa}$

Observations (Partie 1) :

- Il y a formation de beaucoup des bulles
- des bulles étaient très grandes
- la réaction a commencé instantanément
- la réaction a pris peu de temps pour se terminer (environ 1 minute)

Tableau 2 — Alliage

Données	Essai n° 1	Essai n° 2
Numéro de l'alliage	5060	5060
Masse d'alliage (g)	0.0470	0.0457
Volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre (mL)	x	x
Volume d'hydrogène gazeux (mL)	25.8	17
Hauteur de la colonne d'eau (cm)	26	35
Densité de l'eau (kg/m ³)	1000	1000
Accélération due à la gravité (m/s ²)	9.81	9.81
Pression de la colonne d'eau (Pa)	2553.39	3434.78
Température de l'eau (°C)	20	19
Pression de la vapeur d'eau (kPa)	2.34	2.2
Pression atmosphérique (Torr)	767.6	767.6
Pression de l'hydrogène (atm)	9.62x10 ⁻¹	9.54x10 ⁻¹
Température de la pièce	19	19
Constante des gaz parfaits, R	0.08206	0.08206
Nombre de moles d'hydrogène (mol)	1.04x10 ⁻³	1.03x10 ⁻³
Masse de zinc (g)	3.9x10 ⁻²	3.75x10 ⁻²
Masse d'aluminium (g)	7.97x10 ⁻³	8.24x10 ⁻³
Teneur en zinc (%)	83	82
Teneur en aluminium (%)	17	18
Teneur en moyenne du Zinc(%)	82.5	
Teneur en moyenne de l'aluminium(%)	17.5	

Observations (Partie 2) :

- Formation de très peu et petites bulles
- La réaction a duré longtemps
- Contrairement au métal, l'alliage bouillait beaucoup tout au long de la réaction.

Tableau 2 — Alliage

Données	Essai n° 1	Essai n° 2
Numéro de l'alliage	5060	5060
Masse d'alliage (g)	0,0470	0,0457 0,0457
Volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre (mL)	—	—
Volume d'hydrogène gazeux (mL)	25,8 mL	17 mL
Hauteur de la colonne d'eau (cm)	15 + 11	10 356
Densité de l'eau (kg/m ³)		
Accélération due à la gravité (m/s ²)	9.8	9.8
Pression de la colonne d'eau (Pa)		
Température de l'eau (°C)	20°C	19°C
Pression de la vapeur d'eau (kPa)		
Pression atmosphérique (Torr)	1,021 bar	1,021 bar
Pression de l'hydrogène		
Température de la pièce	19°C	19°C
Constante des gaz parfaits, R		
Nombre de moles d'hydrogène (mol)		
Masse de zinc (g)		
Masse d'aluminium (g)		
Teneur en zinc (%)		
Teneur en aluminium (%)		
Teneur en moyenne		

une petite quantité de l'alliage c'est échappée pendant la réaction donc ne plus petite masse a réagi Essais 1 & 2

Observations (Partie 2) :

$$M_1 = 0,0470 \text{ g}$$

$$M_2 = 0,0457 \text{ g}$$

Essais 1 et 2 il y a du métal qui se réagit pas et se ramasse en haut avec l'hydrogène

- Il y'a eu formation de très peu de bulles qui étaient petites.
- la réaction a pris beaucoup de temps pour compléter
- la réaction a duré longtemps
- Contrairement au métal, l'alliage souffrait beaucoup tout au long de la réaction.

Exemple de calcul :Essai # 2 Métal pur

1. Volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre:
Notre eudiomètre était calibrée(Commencé par 1)
2. Volume d'hydrogène gazeux:
➤ Le volume d'hydrogène gazeux est de 36 ml
3. Pression de la colonne d'eau:
 $P=dgh$
 $= (1000 \text{ kg/m}^3) \cdot (9.81 \text{ m/s}^2) \cdot (0.152 \text{ m})$
 $= 1491.12 \text{ Kg/m}^3$
 $= 1.47 \times 10^{-2} \text{ atm}$
➤ La pression de la colonne d'eau est de $1.47 \times 10^{-2} \text{ atm}$
4. Pression de l'hydrogène:
 $P_{\text{hydro}} = P_{\text{atmo}} - P_{\text{colonne d'eau}} - P_{\text{vapeur d'eau}}$
 $= 1.01 \text{ atm} - 1.47 \times 10^{-2} \text{ atm} - 2.31 \times 10^{-2} \text{ atm}$
 $= 9.72 \times 10^{-1} \text{ atm}$
➤ La pression de l'hydrogène est de $9.72 \times 10^{-1} \text{ atm}$
5. Nombre de moles d'hydrogène (à partir de l'expérience):
 $pV=nRT$
 $n=pV/RT$
 $= (9.72 \times 10^{-1} \text{ atm})(3.6 \times 10^{-2}) / (8.206 \times 10^{-2} \text{ l atm/mol K})(292.15 \text{ K})$
 $= 1.46 \times 10^{-3} \text{ mol}$
➤ Le nombre de moles d'hydrogène à partir de l'expérience est $1.46 \times 10^{-3} \text{ mol}$
6. Nombre de moles d'hydrogène (à partir de la théorie) :
 $\text{Mg}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{MgCl}_{2(aq)}$
Une mole de Mg forme une mole d'hydrogène, donc:
 $n_{\text{H}_2} = m_{\text{Mg}} / M_{\text{Mg}}$
 $= 0.0343 \text{ g} / 24.3 \text{ g/mol} = 1.411 \times 10^{-3} \text{ mol}$
➤ Le nombre de moles d'hydrogène à partir de la théorie est de $1.411 \times 10^{-3} \text{ mol}$

7. Pourcentage de pureté du métal:
 % de pureté du métal = $(n_{H_2} \text{ expérimental} \cdot 100) / n_{H_2} \text{ théorique}$
 $= (1.46 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot 100) / 1.411 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 $= 103.5\%$
- Le pourcentage de pureté du métal est de 103.5%
8. Moyenne du pourcentage de pureté du métal:
 % de pureté du métal du premier essai = 101.4%, % de pureté du métal du
 2ème essai = 103.5%
- Moyenne = $(\% \text{ essai 1} + \% \text{ essai 2}) / 2$
 $= (101.4\% + 103.5\%) / 2$
 $= 102.45\%$
- La moyenne du pourcentage de pureté du métal est 102.45%

Exemple de calcul : Essai #1 Alliage

1. Pression de la colonne d'eau et de l'hydrogène:
 $P = dgh$
 $= (1000 \text{ kg/m}^3) \cdot (9.81 \text{ m/s}^2) \cdot (0.26 \text{ m})$
 $= 2550.6 \text{ kg/m} \cdot \text{s}^2$
 $= 2.52 \times 10^{-2} \text{ atm}$
- La pression de la colonne d'eau est $2.52 \times 10^{-2} \text{ atm}$
- $P_{\text{hydro}} = P_{\text{atmo}} - P_{\text{colonne d'eau}} - P_{\text{vapeur d'eau}}$
 $= 1.01 \text{ atm} - 2.52 \times 10^{-2} \text{ atm} - 2.31 \times 10^{-2} \text{ atm}$
 $= 9.62 \times 10^{-1} \text{ atm}$
- La pression de l'hydrogène est de $9.62 \times 10^{-1} \text{ atm}$
2. Nombre de moles d'hydrogène:
 $pV = nRT$
 $n = pV / RT$
 $= ((9.62 \times 10^{-1} \text{ atm})(0.0258 \text{ l})) / ((8.206 \times 10 \text{ l atm/mol})(292.15 \text{ K}))$
 $= 1.04 \times 10^{-3} \text{ mol}$
- Le nombre de moles d'hydrogène expérimentalement est de $1.02 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

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



Une mole de Zinc forme une mole d'hydrogène d'où le nombre de mole d'hydrogène formés par le Zinc est égale au nombre des moles de Zinc qui ont réagi:

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{Zn}}$$



Une mole de Zinc forme une mole d'hydrogène d'où le nombre de mole d'hydrogène formés par le Zinc est égale au nombre des moles de Zinc qui ont réagi:

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{Al}}$$

Le nombre total de moles d'hydrogène formés dans la réaction est égale au nombre de moles formés par le Zinc plus le nombre de mole formés par l'Aluminium.

$$n_{\text{H}_2} = n_{\text{Zn}} + n_{\text{Al}}$$

$$m_{\text{Al}} = 7.97 \times 10^{-3} \text{g} \text{ (voir le calcul prochaine feuille)}$$

$$\begin{aligned} m_{\text{Zn}} &= 0.0470 \text{g} - 7.97 \times 10^{-3} \text{g} \\ &= 3.9 \times 10^{-2} \text{g} \end{aligned}$$

➤ L'alliage contenait $7.97 \times 10^{-3} \text{g}$ d'Aluminium et $3.9 \times 10^{-2} \text{g}$ de Zinc

Vnaic.

mol x g/mol

$$3. \quad m_{H_2} = m_{Zn} + \frac{3}{2} m_{Al}$$

$$m_{H_2} = \frac{m_{Zn}}{M_{Zn}} + \frac{3}{2} \frac{m_{Al}}{M_{Al}}$$

$$m_{Total} = m_{Zn} + m_{Al}$$

$$m_{Zn} = m_{Total} - m_{Al}$$

$$m_{H_2} = \frac{m_{Total} - m_{Al}}{M_{Zn}} + \frac{3}{2} \frac{m_{Al}}{M_{Al}}$$

$$m_{H_2} = \frac{m_{Total}}{M_{Zn}} - \frac{m_{Al}}{M_{Zn}} + \frac{3}{2} \frac{m_{Al}}{M_{Al}}$$

$$1,04 \times 10^{-3} \text{ mol} = \frac{0,0470 \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} - \frac{m_{Al}}{65,39 \text{ g/mol}} + \frac{3}{2} \frac{m_{Al}}{26,982 \text{ g/mol}}$$

$$1,04 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \frac{0,0470 \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} = m_{Al} \left(-\frac{1}{65,39 \text{ g/mol}} + \frac{3}{53,964 \text{ g/mol}} \right)$$

$$\frac{6,80 \times 10^{-2} \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} - \frac{0,0470 \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} = m_{Al}$$

$$\left(-\frac{1}{65,39 \text{ g/mol}} + \frac{3}{53,964 \text{ g/mol}} \right)$$

$$m_{Al} = \frac{2,1 \times 10^{-2} \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} \cdot \frac{3,53 \times 10^3 \text{ g/mol}}{-53,964 \text{ g/mol} + 196,17 \text{ g/mol}}$$

$$= \frac{2,1 \times 10^{-2} \text{ g}}{65,39 \text{ g/mol}} \times \frac{3,53 \times 10^3 \text{ g/mol}}{142,206 \text{ g/mol}}$$

$$m_{Al} = 7,97 \times 10^{-3} \text{ g}$$

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

$$\begin{aligned}\%Zn &= (m_{Zn} \cdot 100) / m_T \\ &= (3.9 \times 10^{-2} \text{g} \cdot 100) / 4.7 \times 10^{-2} \text{g} \\ &= 83\%\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\%Al &= (m_{Al} \cdot 100) / m_T \\ &= (7.97 \times 10^{-3} \text{g} \cdot 100) / 4.7 \times 10^{-2} \text{g} \\ &= 17\%\end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned}\%Zn &= (\% \text{essai1} + \% \text{essai2}) / 2 \\ &= (83\% + 82\%) / 2 \\ &= 82.5\%\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\%Al &= (\% \text{essai1} + \% \text{essai2}) / 2 \\ &= (17\% + 18\%) / 2 \\ &= 17.5\%\end{aligned}$$

Discussion: (dans l'espace donnée)

Tout d'abord, le but de ce laboratoire était d'utiliser la stœchiométrie et les lois des gaz pour déterminer en faisant les calculs, les différentes caractéristiques des réactions chimiques. Un des exemples est trouver le nombre de moles expérimentales du métal pur qui a réagi avec l'acide, comparer le nombre de moles expérimental avec le nombre de moles théorique, pour finir par voir la marge d'erreurs que j'ai fait en faisant les manipulations. Après il fallait trouver la composition en pourcentage d'un alliage. Pour atteindre ce but, j'ai dû mesurer la masse du Magnésium et de l'alliage et je les ai fait réagir avec de l'acide chlorhydrique. J'ai ensuite mesuré l'hydrogène gazeux qui a été dégagé lors de la réaction. Grâce à la loi des gaz parfaits, j'ai pu calculer et obtenir le nombre de mole d'hydrogène de la réaction. Ceci m'a permis de comparer le nombre de mole expérimental à celui théorique. Pendant la réaction de l'alliage avec l'acide chlorhydrique, je pensais que la quantité de Zinc et d'aluminium était la même (50/50) mais après avoir fait les calculs à l'aide de mes données expérimentales, les résultats que j'ai eu m'ont permis de voir que mon hypothèse n'était pas vraie. Les résultats que j'ai eu sont 82.5% pour le Zinc et 17.5% pour l'aluminium qui sont des valeurs éloignées des valeurs de mon hypothèse. D'où l'alliage n'était pas formé d'un mélange égal entre le Zinc et l'aluminium. La différence en teneur pour les deux essais n'était pas vraiment grande. Les sources

d'erreurs qui ont affecté mes valeurs sont principalement la difficulté que j'ai eue pour mesurer la hauteur de la colonne d'eau car j'avais une règle de 15 cm de longueur tandis que la hauteur de la colonne dépassait les 15 cm d'où j'ai dû placer mon doigt pour remettre la règle d'où il y a eu sûrement une mauvaise mesure. Une autre source d'erreur fut le fait que je prenais le magnésium avec mes mains pour le placer sur les balances car les morceaux de magnésium étaient petits. D'où il y a eu de la graisse de mes doigts sur les morceaux de magnésium ce qui a augmenté leurs masses. Cela a affecté les calculs pour trouver le nombre de moles d'hydrogène théoriquement et le pourcentage de pureté du métal. Une autre source d'erreur sont les erreurs humaines par exemple mal peser, toucher sans cesse le métal et l'alliage avec les mains et aussi en ajoutant de l'eau dans le porte-échantillon dans lequel il y avait l'alliage une petite quantité de l'alliage est tombé du porte-échantillon. Pour améliorer mes données, J'aurais pu utiliser une règle plus grande. J'aurais dû utiliser le morceau de papier sablé en manipulant le magnésium pour ne pas ajouter de la graisse de mes doigts et j'aurais pu minimiser les erreurs humaines. De cette façon, les mesures du laboratoire auraient été les mêmes que celle théorique ou plus près.

Conclusion: (deux phrases seulement)

Pour conclure, la pureté du Mg que j'ai eu dépasse les 100% d'où il y a eu des erreurs dans les manipulations dans le laboratoire et pour l'alliage mon hypothèse c'est résumé être faux car le pourcentage de teneurs des éléments de l'alliage n'était pas moitié moitié.