

**« LES VICES ENTRENT DANS LA  
COMPOSITION DES VERTUS, COMME  
LES POISONS ENTRENT DANS LA  
COMPOSITION DES REMÈDES... »**

## **DÉTERMINATION DE LA COMPOSITION D'UN ALLIAGE**

---

Cliquez [ICI](#) pour avoir accès à l'exercice préparatoire pour  
l'expérience 1

---

### ***Techniques***

- pesée analytique
- collecte d'un gaz au-dessus de l'eau

### ***ES disponibles***

- aluminium, Al
- magnésium, Mg
- zinc, Zn
- acide chlorhydrique, HCl (aq)
- alliages

### ***Principes***

- rapport molaire
- loi de Dalton des pressions partielles
- stoechiométrie
- réactions entre un métal et un acide
- loi des gaz parfaits

### ***Lectures approfondies recommandées***

- Ch 3, Hill, Petrucci, McCreary, Perry, Cantin, Chimie Générale 2<sup>ème</sup> Ed., ERPI, 2008.

---

# INTRODUCTION

## En résumé

Dans cette expérience, vous travaillerez sur des lois concernant les gaz et sur la stoechiométrie des réactions. Voici un bref aperçu de ce que vous ferez au cours de la séance d'aujourd'hui :

- déterminer le volume de la partie non calibrée d'un eudiomètre,
- calculer le nombre de moles d'un métal pur qui réagit avec un acide, à partir de la quantité d'hydrogène recueilli pendant la réaction,
- comparer le nombre de moles calculé et le nombre de moles déterminé à partir de la masse du métal utilisé,
- déterminer par la même technique le pourcentage de deux métaux dans un alliage inconnu.

## EXPÉRIENCE N° 1 : *Détermination de la composition d'un alliage*

### Avant-propos

*L'aluminium est un métal très mou, mais lorsqu'on le mélange avec une petite quantité de cuivre, on obtient le Duralumin, un alliage suffisamment fort pour servir dans la fabrication de cadres d'avion !*

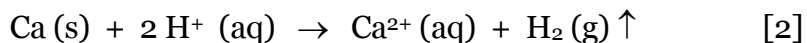
### Réactions entre un métal et un acide

La réaction entre un métal et un acide produit un dégagement d'hydrogène gazeux. La quantité d'hydrogène dégagée est directement proportionnelle à la quantité de métal qui réagit. La **stoechiométrie** de la réaction donne la relation entre le nombre de moles de métal qui réagit et le nombre de moles d'hydrogène produit.

Considérons par exemple la réaction entre le calcium et l'acide chlorhydrique :

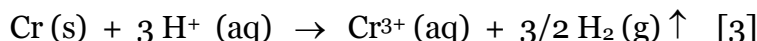


Comme cette réaction se produit en milieu aqueux, **l'équation ionique nette** peut s'écrire :



où  $\text{Cl}^-$  est un ion inerte et s'annule des deux côtés. Les équations [1] et [2] montrent qu'une mole d'hydrogène gazeux est dégagée pour chaque mole de calcium qui réagit.

D'autre part, dans le cas de la réaction entre le chrome et l'acide chlorhydrique, l'équation ionique nette peut s'écrire :



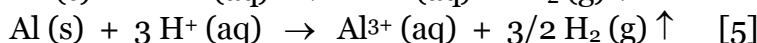
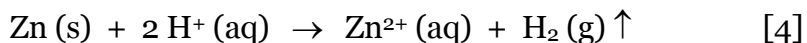
Cette équation montre que **trois demi-moles** d'hydrogène gazeux sont dégagées pour chaque mole de chrome qui réagit.

Si l'on mesure le nombre de moles d'hydrogène dégagées dans une réaction entre un métal et un acide, la stoechiométrie de la réaction permet de déterminer la quantité de métal qui a réagi. Cela est facile à faire si un seul métal participe à la réaction. Mais que se passe-t-il si la réaction porte sur deux métaux, comme dans le cas d'un alliage ?

### Réaction entre un alliage et un acide

Lorsque deux métaux réagissent avec un acide, la quantité d'hydrogène dégagée doit être égale à la somme des quantités d'hydrogène que dégagerait la réaction de chacun des métaux. Par exemple, si un alliage est composé de 1 g de fer et de 1 g de chrome, la quantité d'hydrogène qui **devrait** être dégagée est égale à la quantité d'hydrogène dégagée par la réaction de 1 g de fer, qui peut être déterminée par la stoechiométrie de la réaction entre le fer et l'acide, **plus** la quantité d'hydrogène dégagée par la réaction de 1 g de chrome, qui peut être déterminée par la stoechiométrie de la réaction entre le chrome et l'acide.

L'alliage utilisé dans cette expérience se compose de zinc et d'aluminium. Les équations ioniques nettes des deux réactions qui se produisent sont :



Selon la stoechiométrie de ces réactions, 1 mole de Zn produit 1 mole d'hydrogène gazeux, et 1 mole de Al produit 3/2 mole d'hydrogène gazeux. La quantité totale d'hydrogène produite est égale à la

---

quantité d'hydrogène produite par la réaction du zinc, plus la quantité d'hydrogène produite par la réaction de l'aluminium :

$$n_{\text{hydrogène total}} = n_{\text{hydrogène, zinc}} + n_{\text{hydrogène, aluminium}} \quad [6]$$

L'équation [4] montre que le nombre de moles d'hydrogène produit par la réaction du zinc est égal au nombre de moles de zinc. Par contre, l'équation [5] montre que le nombre de moles d'hydrogène produit par la réaction de l'aluminium est de 3/2 fois le nombre de moles d'aluminium (davantage d'hydrogène est produit par mole d'aluminium). On peut donc réécrire l'équation [6] ainsi :

$$\begin{aligned} n_{\text{hydrogène total}} &= n_{\text{zinc}} + \frac{3}{2} n_{\text{aluminium}} \quad [7] \\ &= n \frac{\text{masse de zinc}}{\text{masse molaire du zinc}} + \frac{3}{2} \frac{\text{masse d'aluminium}}{\text{masse molaire de l'aluminium}} \end{aligned}$$

L'équation qui donne la quantité d'hydrogène est donc ramenée à une équation à deux inconnues : la masse de zinc et la masse d'aluminium. Malheureusement, il est impossible de résoudre une seule équation à deux inconnues ! Il y a par contre une autre équation qui relie ces deux mêmes inconnues :

$$m_{\text{totale de l'alliage}} = m_{\text{zinc dans l'alliage}} + m_{\text{aluminium dans l'alliage}} \quad [8]$$

Nous avons maintenant un système de deux équations à deux inconnues, que vous pouvez résoudre par la méthode de votre choix.

## Concept de l'expérience

Cette expérience comporte deux parties et possiblement une troisième. Dans la première, vous allez vérifier si votre eudiomètre est déjà calibré ou non. S'il est calibré, vous pouvez commencer l'expérience. Si non, il faut déterminer le volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre. Deuxièmement, vous allez déterminer la masse d'un échantillon de métal pur, le faire réagir avec un volume donné d'acide chlorhydrique concentré, et recueillir l'hydrogène gazeux dégagé par la réaction. **Attention !** Vous allez recueillir l'hydrogène au-dessus de l'eau. Vous devrez donc soustraire la pression de vapeur de l'eau de la pression totale pour obtenir la pression de l'hydrogène sec. Vous allez ensuite utiliser la loi des gaz parfaits pour déterminer le nombre de moles d'hydrogène, puis la stœchiométrie de l'équation équilibrée pour calculer le nombre de moles de métal qui a réagi. Vous allez ensuite comparer cette valeur calculée au nombre de moles de métal qui a effectivement réagi (vous

---

connaissez la masse de l'échantillon de métal !). Dans la troisième partie, vous allez répéter la deuxième partie de l'expérience avec un échantillon d'alliage, et vous servir des équations [7] et [8] pour déterminer le pourcentage de chaque métal dans l'alliage.

Une dernière remarque : l'hydrogène gazeux est recueilli au-dessus de l'eau. À la surface de l'eau, la pression à l'intérieur de l'eudiomètre doit être égale à la pression à l'extérieur de l'eudiomètre. Les équations ci-après donnent respectivement la pression à l'intérieur et à l'extérieur de l'eudiomètre :

$$p_{\text{intérieur}} = p_{\text{hydrogène}} + p_{\text{vapeur d'eau}} \quad [9]$$

$$p_{\text{extérieur}} = p_{\text{atmosphérique}} - p_{\text{colonne d'eau}} \quad [10]$$

En combinant les équations [9] et [10], on peut calculer la pression d'hydrogène :

$$p_{\text{hydrogène}} = p_{\text{atmosphérique}} - p_{\text{colonne d'eau}} - p_{\text{vapeur d'eau}} \quad [11]$$

### Choses à faire

- Regarder [le vidéo](#) pour cette expérience sur Campus Virtuel et faire tous les [exercices préparatoires](#) avant de venir au laboratoire.
- Déterminer le volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre.
- Mesurer le volume et calculer la pression de l'hydrogène gazeux produit par la réaction entre une masse connue d'un métal connu et de l'acide chlorhydrique concentré.
- Refaire la même chose avec un échantillon d'alliage et déterminer le pourcentage de chacun des deux métaux qui le composent.
- Au laboratoire, toujours employer des méthodes de travail sécuritaires.

### Mesures de sécurité

1. **Portez en tout temps des lunettes de sécurité ou des lunettes étanches.**
2. La solution d'acide fournie est concentrée. Les acides concentrés sont **corrosifs**. Les acides dilués le sont aussi. Faites attention !
3. Même si les réactions ne produisent qu'une petite quantité d'hydrogène, ne le respirez pas !

---

## PROCÉDURE

### Équipement et produits requis

#### *Produits*

HCl concentré  
magnésium métallique  
zinc métallique  
échantillon d'alliage

#### *Équipement*

bécher de 600 ou de 1000 mL  
eudiomètre et pissette  
cylindre gradué de 10 mL  
balance analytique  
porte-échantillon, pilulier (12 mL)

### Détermination de la composition d'un alliage

#### Début de l'expérience

**Calibrage de la partie non calibrée de l'eudiomètre (si vous avez un eudiomètre qui commence à 0.00 mL avec une espace non calibrée en haut du zéro.) Si non, procédez directement à la prochaine section.**

1. Versez de 8 à 10 mL d'eau distillée dans un cylindre gradué de 10 mL. Notez le volume d'eau exact sur votre feuille de donnée.
2. Versez l'eau distillée dans l'eudiomètre. Lisez et notez le volume au bas du ménisque dans l'eudiomètre.
3. Déterminez par différence le volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre. Répétez cette mesure au moins deux fois et notez toutes données.

#### Suite de l'expérience

#### Réaction entre un métal pur et un acide

4. Demandez un échantillon de métal pur à votre démonstrateur et notez l'identité du métal.
5. Consultez le [Tableau 2](#), à la fin de ce chapitre, pour déterminer la quantité de métal à employer. Polissez chaque morceau de métal avec du papier de verre. Enlevez les copeaux le plus possible sans toucher le métal avec les doigts. Servez-vous de la balance analytique pour préparer un échantillon ayant la masse voulue.
6. Déposez l'échantillon de métal dans le porte-échantillon, puis mettez ce dernier dans le flacon. Remplissez à moitié un bécher de 600 mL (ou de 1000 mL) avec de l'eau distillée, puis immergez le porte-échantillon et le flacon dans le bécher (vous pouvez remplir le porte-échantillon et le pilulier avec de l'eau

---

distillé à l'aide d'une pissette avant de les immergés).  
ATTENTION ! Veillez à ce que la totalité de l'échantillon reste dans le porte-échantillon. Voir l'illustration du montage à la figure 1. (Aucune bulle d'air!)

7. Consultez le tableau 2 pour déterminer la quantité d'acide requise pour l'échantillon de métal qui vous a été attribué.
8. Versez l'acide concentré (HCl 12 M) dans l'eudiomètre.
9. À l'aide d'une pissette, ajoutez de l'eau distillée dans l'eudiomètre, de telle sorte que l'eau forme une seconde couche au-dessus de l'acide (avec le moins de dilution possible !). Remplissez l'eudiomètre à ras bord.
10. Appuyez l'index sur le haut de l'eudiomètre, puis renversez rapidement l'eudiomètre. Mettez l'embouchure de l'eudiomètre sous l'eau dans le bécher, puis retirez votre doigt. Placez rapidement l'embouchure de l'eudiomètre par-dessus le porte-échantillon, de telle sorte que le flacon entoure l'eudiomètre, qui entoure lui-même le porte-échantillon. Assurez-vous qu'aucune bulle d'air ne soit emprisonnée dans l'eudiomètre. Fixez l'eudiomètre à l'aide de pinces.
11. Une fois que la réaction a commencé, si le métal se met à monter dans l'eudiomètre, tapez doucement sur l'eudiomètre afin que le métal demeure dans la solution acide. Si le métal reste collé contre la paroi de verre de l'eudiomètre, vous devrez recommencer l'expérience.
12. Lorsque la formation d'hydrogène a visiblement cessé, tapez sur l'eudiomètre pour vous assurer que tout le métal a réagi.
13. Notez le volume de gaz recueilli. N'oubliez pas d'inclure le volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre (si besoin). Notez la température de l'eau.
14. À l'aide d'une règle ou, en guise d'approximation, de la calibration de l'eudiomètre, mesurez la hauteur, en centimètres, de la colonne d'eau (de la surface de l'eau dans l'eudiomètre jusqu'à la surface de l'eau dans le bécher).
15. Répétez les étapes 5 à 14 au moins une fois avec un autre échantillon du même métal.
16. Calculez le nombre de moles d'hydrogène produit et de métal utilisé.

**Bientôt la fin !**

---

## Détermination de la composition d'un alliage

17. Demandez un échantillon d'alliage (assez pour 2 essais) à votre démonstrateur et notez son numéro d'inconnu.
18. Consultez le tableau 2, à la fin de ce chapitre, pour déterminer la quantité de métal à employer et la quantité d'acide requise pour la réaction. Servez-vous de la balance analytique pour préparer un échantillon ayant la masse voulue.
19. Répétez les étapes 6 à 15 avec l'échantillon d'alliage.
20. Notez la pression atmosphérique et la température de la pièce.
21. Calculez le pourcentage de chaque métal dans l'alliage.
22. Enveloppez dans du papier brun le métal et l'alliage inutilisés dans l'expérience, puis mettez le tout à la poubelle.
23. Toutes les solutions doivent être jetées dans LES CONTENANTS DE DÉCHETS spécifiés. Rincez les béchers et l'eudiomètre, puis remettez-les à leur place. Nettoyez et essuyez le comptoir, puis jetez les essuie-tout à la poubelle.
24. N'oubliez pas de faire signer les données brutes, écrit à l'encre, par votre démonstrateur, et d'attacher les données brutes à votre rapport pour recevoir des notes!

**Fin de l'expérience**

**Nettoyage**

## Calculs

**Métal pur**

1. Calculez le volume de la partie non calibrée de l'eudiomètre en soustrayant le volume lu dans l'eudiomètre du volume lu dans le cylindre gradué. Ensuite, calculez le volume actuel d'hydrogène recueilli.
2. Calculez la pression de la colonne d'eau, à partir de la densité de l'eau, de la hauteur de la colonne d'eau et de l'accélération due à la gravité ( $p = dgh$ ).
3. Servez-vous de l'équation [11] ( $p_{\text{hydrogène}} = p_{\text{atmosphérique}} - p_{\text{colonne d'eau}} - p_{\text{vapeur d'eau}}$ ) pour calculer la pression de l'hydrogène (le tableau 1 vous permet de déterminer la pression de la vapeur d'eau).
4. À l'aide de la loi des gaz parfaits ( $pV=nRT$ ), déterminez le nombre de moles d'hydrogène dégagé par la réaction du métal pur (PENSEZ à employer les bonnes UNITÉS !).

---

5. Calculez le nombre de moles d'hydrogène qui auraient dû être dégagées, étant donné le no. de moles de métal qui ont réagi utilisant la stoechiométrie chimique.

6. Déterminez le rendement en pourcentage de la formation d'hydrogène (quantité réelle / quantité théorique). (Il est votre choix de faire avec la masse ou le nombre de moles).

### Alliage

7. Répétez les calculs 2, 3 et 4 pour l'alliage.

8. En combinant les équations [7] et [8], déterminez le nombre de moles de zinc et d'aluminium dans l'alliage. (Exprimez la masse de zinc en fonction de la masse d'aluminium et de la masse totale d'alliage.)

9. Déterminez le pourcentage de chaque métal qui compose l'alliage ( $\text{mass}\% \text{Zn} = m_{\text{Zn}}/m_{\text{alloy}}$  ;  $\text{mass}\% \text{Al} = m_{\text{Al}}/m_{\text{alloy}}$ ).

### Points à considérer dans la discussion :

1. Est-il important si l'eudiomètre était calibré ou non?
2. Pourquoi est-il important de mesurer la masse du métal exactement mais non pas le volume d'acide ajouté?
3. Si l'air rentre dans l'eudiomètre, votre résultat est-il affecté?
4. Est-ce qu'il y a un effet sur les résultats si le métal reste collé aux parois de l'eudiomètre ou ne réagisse pas?
5. Qu'est-ce qu'il signifie si votre rendement en pourcentage (pureté en pourcentage) est a) en plus de 100% b) 100% c) en moins de 100%?
6. C'est quoi, un alliage?
7. Comment est-ce qu'un alliage pourrait réagir avec un acide par rapport à un métal pur?
8. Pensez-vous que les résultats de plusieurs essais avec un alliage doivent être similaires? Devez-vous?
9. Est-ce que la masse du métal ou la masse de l'alliage mesuré aura un effet sur vos résultats? Doit-elle?
10. Si vos résultats ne sont pas ce que vous avez prévu, est-il dû à un défaut de la théorie? Un défaut de la procédure? Un défaut dans votre travail? Des facteurs hors de votre contrôle?
11. Pensez de quelle façon cette expérience est relié à votre cours magistrale?
12. Comment cette expérience peut-elle être reliée à ou a-t-elle des applications dans votre vie quotidienne.

### Rapport de laboratoire

- Effectuez tous les calculs demandés **en n'oubliant pas de tenir compte des chiffres significatifs !**
- **Il faut tout simplement remplir les feuilles de rapport pour l'Expérience 1, attachez un scan ou une**

---

**photographie de vos données brutes, et soumettre l'ensemble en ligne.**

**Tableau 1 – Pression de la vapeur d'eau**

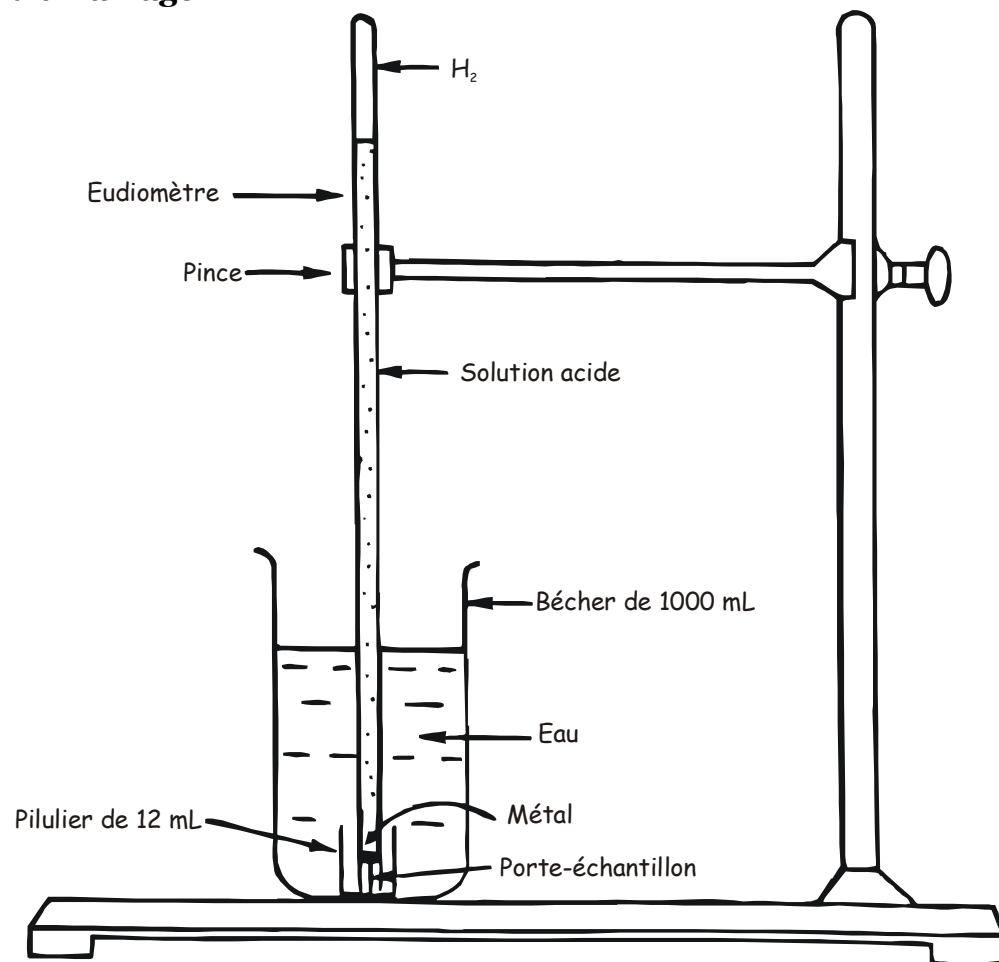
°C	kPa	°C	kPa
15	1,71	23	2,81
16	1,82	24	2,98
17	1,94	25	3,17
18	2,06	26	3,36
19	2,20	27	3,57
20	2,34	28	3,78
21	2,49	29	4,00
22	2,64	30	4,24

**Tableau 2 – Volume d'acide requis pour une masse donnée de métal ou d'alliage**

Substance	Masse de la substance (mg)	Volume de HCl requis (mL)
Aluminium, Al	12 – 15	22 – 23
Magnésium, Mg	20 – 30	10
Zinc, Zn	40 – 60	20
Alliage (Zn et Al)	environ 40	10

---

**Figure 1 — Exemple de montage pour la détermination de la composition d'un alliage**





### La rubrique de correction pour l'expérience 1

Tableaux (6)		Données brutes recopiées pour chacun des deux essais.	Données brutes recopiées mais un essai manquant.	Données brutes recopiées mais deux essais manquants.	Données brutes recopiées mais incomplètes.	Données brutes non recopiées mais complètes.	Données brutes non recopiées et incomplètes ou non incluses.
Observations (4)			Complètes pour toutes les parties.	Partielles pour toutes les parties.	Complètes pour une partie.	Partielles pour une partie.	Aucune.
Calculs (métaux) (7)	Tous les calculs présentés et soigneusement expliqués.	Tous les calculs présentés.	La plupart des calculs soigneusement présentés.	La plupart des calculs présentés.	Certains calculs soigneusement présentés.	Certains calculs présentés.	Calculs incomplets.
Calculs (alliages) (6)		Tous les calculs présentés et soigneusement expliqués.	Tous les calculs présentés.	La plupart des calculs soigneusement présentés.	La plupart des calculs présentés.	Certains calculs soigneusement présentés.	Calculs incomplets.
Discussion (5)		Explication claire des résultats basé sur l'observation et les données enregistrées; explication raisonnable des erreurs; comparaison entre les essais; comparaison entre métal et alliage; liens avec la théorie clairement établis.	Explication claire des résultats; quelques liens avec l'observation / données; explication d'erreurs; quelques comparaisons; quelques liens avec la théorie	Explications vagues; liens avec les observations / données mal formulés; comparaisons ou liens avec la théorie mal expliqués.	Quelques points importants manquants.	Plusieurs points importants manquants.	Aucune discussion.
Conclusion (2)					Une idée par partie. Résultats clairement énoncés.	Résultats quelque peu évidents.	Résultats pas évidents/manquants.
Total	30						



