

Activité 7.1 – Réaction chimique

Objectifs :

- ▶ Comprendre qu'une réaction chimique modélise une transformation macroscopique.
- ▶ Savoir utiliser l'écriture symbolique d'une réaction chimique.

Contexte : Dans la vie de tous les jours, on rencontre de très nombreuses transformations chimiques : combustion d'un solide, corrosion du fer, production d'un courant avec des piles ou une batterie, coloration des aliments pendant la cuisson, etc.

→ **Comment modéliser d'un point de vue microscopique ces transformations macroscopique ?**

Document 1 – Observations macroscopiques

Pendant une transformation chimique, des espèces chimiques interagissent, réarrangent leurs atomes, et forment d'autres espèces chimiques.

Les espèces présentes avant la transformation sont les **réactifs**. Celle présentes après la transformation sont les **produits**.

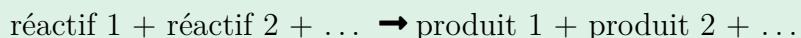
Pour modéliser la transformation, il faut **identifier** les espèces chimiques qui réagissent et celles qui se forment. Pour ça, on observe ce qu'il se passe d'un point de vue macroscopique : formation d'un gaz ou d'un solide, disparition d'un solide, changement de couleur, etc. Il est aussi possible d'utiliser des tests d'identification des espèces chimiques.

Les observations expérimentales macroscopiques permettent d'écrire l'équation de la **réaction** modélisant la transformation chimique microscopique, en identifiant les **réactifs** et les **produits**.

Document 2 – Modélisation microscopique de la réaction

L'écriture de la réaction chimique permet de transcrire la transformation des réactifs en produit.

La réaction est symbolisée par une flèche. À gauche de la flèche se trouvent les **réactifs** qui se transforment et à droite de la flèche se trouvent les **produits** formés :



Au cours d'une réaction chimique, rien ne se perd, rien ne se crée. **Il doit donc y avoir le même nombre d'atomes et de charges de chaque côté de la réaction.** Seuls les liaisons des molécules peuvent être modifiées pendant une réaction chimique.

Document 3 – Pile Daniell

La pile Daniell est une des premières pile inventée pour fournir de l'énergie électrique. Dans cette pile, des ions cuivre Cu^{2+} en solution et du zinc solide Zn réagissent pour former du cuivre solide Cu et des ions zinc Zn^{2+} en solution. Cette transformation permet de générer une tension électrique.

1 – Lister les réactifs et les produits dans la pile Daniell.

Réactifs : ion cuivre, zinc solide.

Produits : cuivre solide, ion zinc.

2 – Écrire la réaction chimique modélisant la transformation dans la pile Daniell, avec à gauche les réactifs et à droite les produits.

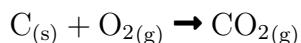


Document 4 – Notation des états physiques

Les réactifs et les produits peuvent se trouver dans différents états physiques. Pour indiquer dans quel état se trouve une espèce chimiques, on écrit son état entre parenthèse à côté de sa formule chimique : (*g*) pour un gaz, (*l*) pour un liquide, (*s*) pour un solide et (*aq*) pour des solutés en solution aqueuse.

Document 5 – Combustion du charbon

On modélise la combustion du charbon avec du dioxygène par la réaction chimique suivante :



On vérifie bien qu'il y a le même nombre d'atome de carbone et d'oxygène des deux côté de la réaction chimique.

3 – Lister les réactifs et les produits pour la combustion du charbon en présence d'oxygène, en indiquant leurs état physique.

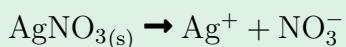
Réactifs : carbone solide et dioxygène gazeux.

Produits : dioxyde de carbone gazeux.

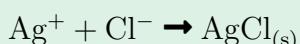
Document 6 – Test de reconnaissance des ions chlorure

En ajoutant du nitrate d'argent $\text{AgNO}_{3(s)}$, dans une solution aqueuse contenant des ions chlorure Cl^- , il y a formation d'un précipité blanc de chlorure d'argent $\text{AgCl}_{(s)}$ qui noircit à la lumière.

4 – Lorsque l'on met du nitrate d'argent en solution aqueuse, il se transforme et se dissocie en ses ions constitutifs : Ag^+ et NO_3^- . Écrire la réaction chimique qui modélise cette dissolution.



5 – Écrire la réaction chimique qui modélise la formation du précipité blanc.



Document 7 – Espèce spectatrice

Les espèces chimiques qui n'interviennent pas au cours de la réaction sont appelées des **espèces spectatrices**.

TP 7.1 – Extincteur chimique

Objectifs :

- ▶ Comprendre qu'une réaction chimique microscopique peut modéliser plusieurs transformations macroscopiques.
- ▶ Comprendre le principe de réactif limitant.

Contexte : Le bicarbonate de sodium est un produit utilisé couramment pour le nettoyage ou la cuisine, sa formule brute est NaHCO_3 .

Associé avec du vinaigre blanc dans un extincteur, il peut aussi servir à former du dioxyde de carbone pour éteindre les incendies.

→ **Quelles quantités de vinaigre ou de bicarbonate faut-il mettre pour avoir un extincteur efficace ?**

Document 1 – Protocole pour réaliser un mini extincteur

- ▶ Remplir à moitié le bêcher de vinaigre d'alcool.
- ▶ À l'aide d'une éprouvette graduée, verser 20 mL de vinaigre d'alcool dans la fiole jaugée.
- ▶ Peser une masse m de bicarbonate de soude, choisie dans le tableau ci-dessous.

Masse m de bicarbonate	0,5 g	1,0 g	1,5 g	2,6 g	4,0 g
--------------------------	-------	-------	-------	-------	-------

- ▶ Verser le bicarbonate pesé dans un ballon en baudruche.
- ▶ Entourer le col de la fiole jaugée avec le ballon de baudruche.
- ▶ Redresser et agiter doucement le ballon de baudruche pour faire tomber le bicarbonate de sodium.
- ▶ Ne plus toucher au ballon.

⚠️ Après l'avoir lu en entier, réaliser le protocole du document 1. Noter vos observations dans le tableau ci-dessous :

Masse de NaHCO_3	Présence de NaHCO_3 solide	Gonflement du ballon (+, ++, +++, ++++)
0,5 g		
1,0 g		
1,5 g		
2,6 g		
4,0 g		

Document 2 – Réactif limitant

Une réaction chimique s'arrête quand un des réactifs est complètement transformé.

Dans une réaction chimique, le **réactif limitant** est le réactif qui est totalement transformé, qui disparaît complètement. Il est dit « **limitant** », car il est responsable de l'arrêt de la transformation.

1 – En vous aidant de vos observations pour justifier, indiquer quel est le réactif limitant pour les 5 cas étudiés.

...

Document 3 – Réaction chimique dans l'extincteur

Le bicarbonate de sodium NaHCO_3 se présente sous la forme d'une poudre solide. Pour produire du dioxyde de carbone gazeux, on réalise une réaction acio-basique avec un acide et le bicarbonate de sodium.

Le vinaigre blanc ménager contient de l'acide éthanoïque $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Lors de la réaction entre le bicarbonate de sodium et l'acide éthanoïque, on fait les observations suivantes :

- il y a un dégagement gazeux de dioxyde de carbone CO_2 ;
- la quantité d'eau liquide dans le système augmente ;
- des ions sodium Na^+ sont produits ;
- des ions éthanoate $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ sont produits.

2 – Lister les réactifs de la réaction chimique, en précisant leur états physique.

...

3 – Lister les produits de la réaction chimique, en précisant leur états physique.

4 – Écrire la réaction chimique dans l'extincteur, avec à gauche de la flèche les réactifs et à droite les produits.

TP 7.2 – Se chauffer au gaz

Objectifs :

- ▶ Ajuster une réaction chimique à l'aide de coefficients stœchiométriques.
- ▶ Comprendre la notion de réaction endothermique et exothermique.
- ▶ Calculer le volume de gaz nécessaire pour faire bouillir 1 L d'eau.
- ▶ Réaliser des dissolutions en respectant les consignes de sécurités.

Contexte : Dans les chaudière à gaz (chauffe-eau) ou dans les cuisinières à gaz, on utilise la combustion du méthane pour chauffer de l'eau ou des aliments.

→ **Quelle est la réaction chimique de la combustion du méthane ?**

Document 1 – La combustion du méthane

Le méthane CH₄ réagit avec le dioxygène O₂ lors de sa combustion pour former deux produits. La combustion produit deux gaz :

- de la vapeur d'eau H₂O, identifiée avec du sulfate de cuivre anhydre ;
- du dioxyde de carbone CO₂, identifié avec de l'eau de chaux.

1 – Lister les réactifs et les produits de la réaction de combustion du méthane.

Les réactifs sont le méthane CH₄ et le dioxygène O₂. Les produits sont le dioxyde de carbone CO₂ et l'eau H₂O.

2 – Écrire la réaction chimique de combustion du méthane, en précisant les états physiques de chaque espèce chimique.



Document 2 – Ajustage d'une réaction

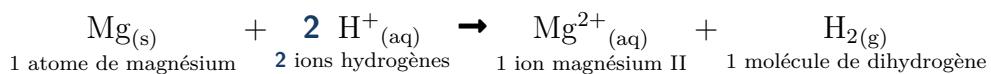
Au cours d'une réaction chimique, les éléments chimiques présents dans les réactifs se réarrangent pour former des produits et les liaisons chimiques changent.

Il y a **conservation**

- **des éléments chimiques** ;
- **de la charge électrique** totale.

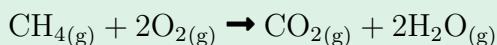
Pour assurer cette **conservation**, il faut **ajuster** la réaction chimique avec des coefficients devant les éléments chimiques. Ces coefficients sont appelés **coefficients stœchiométriques**.

Exemple de la réaction d'un acide avec du magnésium :



On vérifie bien qu'il y a le même nombre de charges positives, de magnésium Mg et d'hydrogène H, dans l'état initial et dans l'état final.

3 — Ajuster la réaction de combustion du méthane à l'aide de coefficients stoechiométriques. Commencer par ajuster le nombre d'atomes d'hydrogène.



Document 3 – Le propane

Parfois le gaz utilisé pour se chauffer est du propane et non du méthane. La formule chimique de la molécule de propane est C₃H₈. Le propane réagit avec le dioxygène et sa combustion forme les mêmes produits que la combustion du méthane.

4 — Écrire la réaction de combustion du propane ajustée avec des coefficients stoechiométriques. Préciser l'état physique des réactifs et des produits.



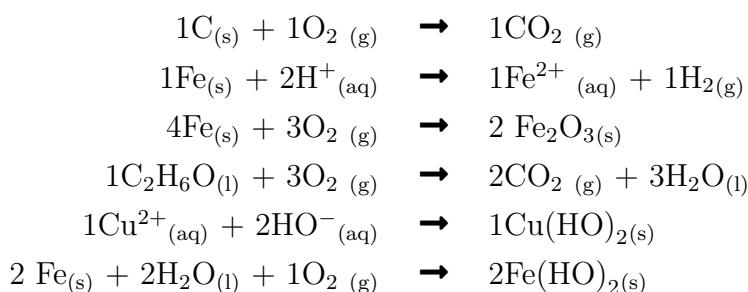
Document 4 – L'eau de chaux

L'eau de chaux est une solution aqueuse saturée en ion calcium Ca²⁺ et en ion hydroxyde HO⁻. En réagissant avec le dioxyde de carbone CO₂, l'eau de chaux forme du calcaire CaCO₃ et de l'eau H₂O

5 — Écrire la réaction de formation du calcaire dans l'eau de chaux en présence de dioxyde de carbone et l'ajuster avec des coefficients stoechiométrique.



6 — Ajuster les réactions chimiques suivantes en écrivant, si nécessaire, les coefficients stoechiométriques devant chaque élément chimique :



7 — Pour travailler la notion d'ajustement :



8 — Pour aller plus loin :



Document 5 – Réaction endothermique et exothermique

Une transformation endothermique nécessite d'absorber de l'énergie pour avoir lieu. Cette perte d'énergie sous forme de transfert thermique implique un abaissement de la température du milieu extérieur.

Pour une réaction chimique en solution, la solution va donc voir sa **température diminuer** si la réaction est **endothermique**.

Il est ainsi possible de faire baisser la température chimiquement, par exemple si on dissout dans de l'eau une espèce chimique dont la dissolution est endothermique.

Inversement, la solution va voir sa **température augmenter** si la réaction chimique est **exothermique**.

Document 6 – Le chlorure de sodium

Le chlorure de sodium NaCl est un solide blanc à température ambiante : c'est le sel de table.

Le chlorure de sodium est soluble dans l'eau jusqu'à une certaine limite : on ne pourra dissoudre que 3,52 g dans 10 mL d'eau à 20 °C.

Lors de la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau, il se dissocie en ses ions constitutifs : les ions sodium Na^+ , et les ions chlorure Cl^- .

Document 7 – L'hydroxyde de sodium

L'hydroxyde de sodium NaOH compose la soude, qui est utilisée pour déboucher les canalisations.

⚠️ L'hydroxyde de sodium est fortement corrosif, on portera donc des gants, une blouse et des lunettes pendant toutes les manipulations.

Dans l'eau, NaOH se dissocie en ses ions constitutifs : les ions sodium Na^+ , et les ions hydroxyde HO^- .

Document 8 – Dissolution à réaliser

- ▶ Prendre 2 bêchers et verser dans chacun 10 mL d'eau distillée.
- ▶ Mesurer la masse d'eau distillée versée $m_{\text{eau}} = 10,0 \text{ g}$
- ▶ Mesurer la température initiale de l'eau des deux bêchers.
- ▶ Ajouter $m_1 = 3,0 \text{ g}$ de chlorure de sodium dans un bêcher.
- ▶ Peser la masse d'une pastille de soude $m_2 = 1,0 \text{ g}$.
- ▶ Ajouter la pastille de soude dans l'autre bêcher.
- ▶ Mesurer la température finale de l'eau des deux bêchers après une dizaine de secondes.

 Réaliser les dissolutions demandées dans le document 3. Noter les mesures de températures dans le tableau suivant :

	Température initiale T_i	Température finale T_f	Variation de température $\Delta T = T_f - T_i$
Bêcher 1	20,0 °C	15,8 °C	-4,2 °C
Bêcher 2	20,0 °C	7,4 °C	-12,6 °C

9 — Parmi les deux dissolution, indiquer laquelle est exothermique et laquelle est endothermique. Justifier.

La réaction est endothermique, car la température de la solution baisse pendant la dissolution.

10 — Calculer l'énergie libérée par les deux réactions de dissolution $E = m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times \Delta T$. **Donnée :** La capacité thermique de l'eau vaut $c_{\text{eau}} = 4,180 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot {}^{\circ}\text{C}^{-1}$

$$E_1 = 875 \text{ J}$$

$$E_2 = 2\,625 \text{ J}$$

Document 9 – Énergie de combustion du méthane

Comme la réaction de dissolution de la soude, la combustion du méthane libère de l'énergie. L'énergie libérée dépend du volume de gaz qui est brûlé. L'énergie de combustion volumique du méthane est $E_V = 3,641 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{m}^{-3}$, donc l'énergie libérée quand on brûle un volume V de gaz est simplement

$$E = E_V \times V$$

Comme on connaît la capacité thermique massique de l'eau, on peut calculer l'énergie nécessaire pour faire bouillir 1 litre d'eau :

$$\begin{aligned} E &= m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times \Delta T \\ E_V \times V &= \rho_{\text{eau}} \times V_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times \Delta T \end{aligned}$$

On peut diviser par E_V des deux côté de l'équation pour calculer le volume de gaz nécessaire pour faire bouillir un volume donné d'eau :

$$V = \frac{\rho_{\text{eau}} c_{\text{eau}}}{E_V} V_{\text{eau}} \Delta T$$

Données :

- $\rho_{\text{eau}} = 1\,000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
- $c_{\text{eau}} = 4,180 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot {}^{\circ}\text{C}^{-1}$

11 — Rappeler la température d'ébullition de l'eau.

L'eau bout à $100\,{}^{\circ}\text{C}$.

12 — Calculer ΔT si on veut faire bouillir de l'eau initialement à $20\,{}^{\circ}\text{C}$.

$$\begin{aligned} \Delta T &= T_f - T_i \\ &= 100\,{}^{\circ}\text{C} - 20\,{}^{\circ}\text{C} \\ &= 80\,{}^{\circ}\text{C} \end{aligned}$$

13 — Calculer le volume de gaz nécessaire pour faire bouillir 1 litre d'eau initialement à $20\,{}^{\circ}\text{C}$.

Pour calculer le volume de gaz, on utilise la relation littérale fournie dans le document 9, après

avoir convertie le volume de gaz en mètre cube $V = 1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$

$$\begin{aligned} V &= \frac{\rho_{\text{eau}} c_{\text{eau}}}{E_V} V_{\text{eau}} \Delta T \\ &= \frac{1\,000 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} \times 4,180 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot {}^\circ\text{C}^{-1}}{3,641 \times 10^4 \text{ J} \cdot \text{m}^{-3}} \times 10^{-3} \text{ m}^3 20,0 {}^\circ\text{C} \\ &= 2,29 \times 10^{-3} \text{ m}^3 \\ &= 2,29 \text{ L} \end{aligned}$$

TP 7.3 – Dissolution et transfert d'énergie

Objectifs :

- ▶ Comprendre la notion de réaction endothermique et exothermique.
- ▶ Réaliser des dissolutions en respectant les consignes de sécurité.

Contexte : Quand on ajoute de l'acide chlorhydrique dans de la soude, une réaction chimique a lieu et la température de la solution augmente. On dit que la réaction est **exothermique** : de l'énergie a été libérée.

→ **Peut-on contrôler la température à la fin de la réaction en changeant les conditions initiales ?**

Document 1 – Réaction endothermique et exothermique

Une transformation endothermique nécessite d'absorber de l'énergie pour avoir lieu. Cette perte d'énergie sous forme de transfert thermique implique un abaissement de la température du milieu extérieur.

Pour une réaction chimique en solution, la solution va donc voir sa **température diminuer** si la réaction est **endothermique**.

Il est ainsi possible de faire baisser la température chimiquement, par exemple si on dissout dans de l'eau une espèce chimique dont la dissolution est endothermique.

⚠ Toutes les transformations de dissolution ne sont pas endothermique !

Inversement, la solution va voir sa **température augmenter** si la réaction chimique est **exothermique**.

Document 2 – Le chlorure d'ammonium

Le chlorure d'ammonium NH_4Cl , est un solide blanc à température ambiante. Il est irritant pour les yeux et nocif en cas d'ingestion. **On portera donc des lunettes de protection pendant toute les manipulations.**

Le chlorure d'ammonium est soluble dans l'eau jusqu'à une certaine limite : on ne pourra dissoudre que 37,2 g dans 100 mL d'eau à 20 °C.

Lors de la dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau, il se dissocie en ses ions constitutifs : les ions ammonium NH_4^+ , et les ions chlorure Cl^- .

⚠ Danger du NH_4Cl : H302 (toxicité aiguë) ; H319 (irritation des yeux).

Document 3 – Dissolution à réaliser

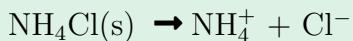
Pour réaliser la réaction de dissolution décrite dans le document 2, prendre 2 bêchers et verser dans chacun 50 mL d'eau distillée.

Mesurer la masse d'eau distillée versée $m_{\text{eau}} = 50,0 \text{ g}$

Ajouter les masses suivantes de chlorure d'ammonium NH_4Cl :

- bêcher 1 : $m_1 = 4,0 \text{ g}$
- bêcher 2 : $m_2 = 10,0 \text{ g}$

1 — Écrire la réaction de dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau.



 Réaliser les dissolutions demandées dans le document 3. Mesurer la température initiale T_i avant l'ajout du solide, puis la température finale T_f lorsque celle-ci ne varie plus. Noter les résultats dans le tableau suivant :

	Température initiale T_i	Température finale T_f	Variation de température $\Delta T = T_f - T_i$
Bécher 1	20,0 °C	15,8 °C	-4,2 °C
Bécher 2	20,0 °C	7,4 °C	-12,6 °C

2 – La réaction de dissolution est-elle endothermique ou exothermique ? Justifier.

La réaction est endothermique, car la température de la solution baisse pendant la dissolution.

3 – Quel est l'impact de la masse de NH₄Cl sur la variation de la température ?

La variation de température augmente avec la masse : plus la masse est élevée et plus la température diminue.

4 – Calculer l'énergie absorbée par la réaction de dissolution $E = m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times \Delta T$. **Donnée :** La capacité thermique de l'eau vaut $c_{\text{eau}} = 4,180 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot {}^\circ\text{C}^{-1}$

On calcule l'énergie à l'aide de la relation littérale donnée

$$\begin{aligned} E_1 &= m_{\text{eau}} \times c_{\text{eau}} \times \Delta T_1 \\ &= 50,0 \text{ g} \times 4,180 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot {}^\circ\text{C}^{-1} \times (-4,2 - 15,8) {}^\circ\text{C} \\ &= 878 \text{ J}. \end{aligned}$$

On calcule de la même façon E_2 , donc $E_1 = 878 \text{ J}$ et $E_2 = 2633 \text{ J}$.

5 – Calculer l'énergie de dissolution massique $E_m = -E/m$, avec m la masse de chlorure d'ammonium dissoute. Comparer avec la valeur de référence $E_m = 276,3 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$.

Dans le premier cas, on a

$$E_m = \frac{E_1}{m_1} = \frac{878 \text{ J}}{5,0 \text{ g}} = 219,5 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$$

Dans le second cas on trouve $E_m = E_2/m_2 = 263,3 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$.

Dans les deux cas on trouve une valeur plus faible que celle attendue, ce qui peut s'expliquer par le contact entre le bécher et l'air extérieur, qui entraîne des transferts de températures et augmente la température de l'eau.

Activité 7.3 – Détartrage chimique

Contexte : Le tartre est un dépôt solide de calcaire, le carbonate de calcium CaCO_3 . Lorsqu'une bouilloire est entartrée, ses performances sont réduites. Ainsi, il est important de détartrer régulièrement sa bouilloire avec du vinaigre blanc par exemple.

→ **Quelle quantité de vinaigre blanc doit-on utiliser pour détartrer complètement le fond d'une bouilloire ?**

Document 1 – Réaction chimique de détartrage

Le tartre est un dépôt solide de calcaire, le carbonate de calcium CaCO_3 . Pour détartrer, il faut transformer cette espèce solide en espèces solubles dans l'eau ou gazeuses. Pour ça, on peut réaliser une réaction acido-basique entre un acide et le carbonate de calcium. Le vinaigre blanc ménager contient de l'acide éthanoïque $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

Lors de la réaction entre le carbonate de calcium et l'acide éthanoïque, on fait les observations suivantes :

- il y a un dégagement gazeux qui trouble l'eau de chaux ;
- la quantité d'eau dans le système augmente ;
- il se produit des ions calcium Ca^{2+} et des ions éthanoate $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$.

Ainsi, le carbonate de calcium solide s'est transformé en produits solubles dans l'eau ou gazeux.

Document 2 – Masse d'une mole des réactifs

La masse d'une mole est appelée la **masse molaire**.

Données :

- Une mole de calcaire CaCO_3 a une masse de 100g.
- Une mole d'acide éthanoïque $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ a une masse de 60g.

Document 3 – Les astuces de mamie

Internet regorge de trucs et astuces pour le détartrage d'une bouilloire mais peu de sites s'accordent sur les quantités à utiliser.

Certains recommandent de mettre environ 0,2 L de vinaigre blanc à 12°. D'autres conseillent de mettre la moitié de la bouteille de 1,0 L. D'autres encore proposent de mettre toute la bouteille de 1,0 L.

Note : du vinaigre blanc à 12° contient 120 g d'acide éthanoïque pour 1,00 L. Les degrés correspondent à une concentration massique, ici $c = 120 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Document 4 – Observations expérimentales

Les trois quantités citées ont été testées dans une bouilloire avec un dépôt pesant 90g de carbonate de calcium CaCO_3 . Voici les résultats obtenus :

- avec 0,2 L de vinaigre blanc, il reste un important dépôt solide ;
- avec la moitié d'une bouteille de 1,0 L, il reste un dépôt solide ;
- avec 1,0 L, il n'y a plus aucun solide présent au fond de la bouilloire.

1 — En vous aidant des documents, rédiger un rapport complet sur le détartrage chimique qui contiendra :

- la réaction chimique qui permet d'éliminer le tartre ;
- une conclusion argumentée sur le volume de vinaigre blanc à 12° à utiliser pour détartrer le fond d'une bouilloire.

Les arguments doivent s'appuyer sur des calculs et être confirmés par des observations expérimentales.