



| <h2 style="text-align: center;">La glace froide - C1</h2>  | <h2 style="text-align: center;">Thème : Les solutions</h2>   |
|--|--|
| <h3 style="text-align: center;">Matériel - Expérience - Observations</h3>  | <h3 style="text-align: center;">Explications - Connaissances</h3>  |
| <p><u>Protocole expérimental</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Commencer par faire bouillir de l'eau.</li> <li>Dissoudre ensuite dans 100mL d'eau chaude une masse de 36,5g d'acétate de sodium.</li> <li>Ajouter de l'acétate de sodium jusqu'à saturation, c'est à dire jusqu'à ce que le sel d'acétate de sodium ne se dissolve plus dans l'eau.</li> <li>Laisser ensuite refroidir cette solution.</li> <li><b>Ces 4 premières étapes ont été réalisées au laboratoire.</b></li> <li>Lorsque la solution est froide, la verser doucement sur un petit cristal d'acétate de sodium.</li> <li>On peut également mettre un cristal d'acétate de sodium dans le récipient.</li> </ul> <p><u>Observations</u></p> <p>On observe alors une "montagne" de glace.</p> <p>On observe alors une solidification instantanée.</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;">   </div> | <p><u>Explications</u></p> <p>L'eau chaude peut dissoudre une plus grande d'acétate de sodium que l'eau froide.</p> <p>Lorsque l'eau se refroidit, la solution est donc sursaturée, c'est à dire qu'elle contient plus d'acétate de sodium qu'elle ne peut normalement en dissoudre.</p> <p>Le moindre choc ou contact avec un cristal d'acétate de sodium va provoquer la cristallisation de la solution d'acétate de sodium.</p> <p>Ce n'est donc pas de la glace qui est observée mais des cristaux d'acétate de sodium.</p> <p>Cette cristallisation dégage de la chaleur, on peut s'en apercevoir en touchant les parois du bécher.</p> <p>Certaines chaufferettes de poche fonctionnent sur ce principe.</p> <p><u>Connaissances</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Dissolution</li> <li>Solution saturée</li> <li>Influence de la température</li> <li>Cristallisation</li> </ul> |
| <p><u>Matériel</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Acétate de sodium - Eau</li> <li>Chauffage - Becher de 500mL - Tige en verre</li> <li>Cristallisateur (petit) - Bécher de 100mL (large)</li> <li>Cure dent ou pic à brochette</li> </ul>   | <p><b>Remarque :</b> On peut obtenir de l'acétate de sodium en mélangeant du bicarbonate de sodium avec du vinaigre blanc. Une réaction se produit laissant échapper du dioxyde de carbone et de l'acétate de sodium. On la laisse reposer ce mélange pendant trois heures, la majorité du gaz s'échappe et il ne reste plus qu'un résidu solide, principalement constitué d'acétate de sodium.</p>  |

## Le serpent du pharaon - C2

## Thème : Transformation chimique

### Matériel - Expérience - Observations

### Explications - Connaissances

#### Protocole expérimental

- Verser du sable dans un récipient (cristalliseur ou plat en aluminium). Faire un petit puits. Bien imbiber ce sable d'alcool à brûler.
- Dans un bécher, mélanger de façon homogène 50g de sucre glace et 10g de bicarbonate de sodium.
- Cette étape a été réalisée au laboratoire.
- Verser ensuite 4 spatules de ce mélange dans le puits sur le sable.
- A partir des bords, enflammer l'ensemble à l'aide d'une allumette.

#### Observations

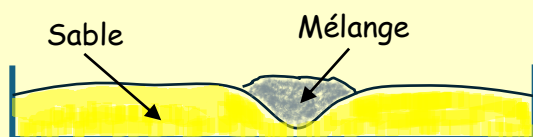
On observe le tas de sable imbibé d'alcool à brûler qui s'enflamme. Après quelques minutes, on voit une grosse masse noirâtre qui monte doucement puis finit par retomber. On dirait un serpent qui sort du sable. Cela dure (plusieurs minutes) jusqu'à ce que la flamme s'éteigne.

#### Explications

Quand le bicarbonate de soude brûle, il libère du dioxyde de carbone. Associé à la combustion du sucre qui forme des cendres, on observe donc "ce serpent" qui monte avec le gaz libéré. Les cendres finissent par retomber avec la gravité donnant cette forme particulière.

#### Connaissances

- Suivre un protocole
- Suivre les consignes de sécurité
- Comprendre qu'une transformation chimique entraîne une disparition des réactifs et une apparition de produits
- Être capable de citer les réactifs et les produits



#### Matériel

- Sable fin - Sucre glace - Bicarbonate de sodium - Alcool à brûler ou Ethanol - Allumettes ou Briquet
- Balance - Spatule - Bécher de 100mL - Cristalliseur ou plat en aluminium.

**Remarque :** Attention lors de cette expérience avec les allumettes. Attacher les cheveux et ne pas toucher le cristalliseur lors de cette expérience.

## Le dentifrice d'éléphant C3

## Thème : Transformation chimique

### Matériel - Expérience - Observations

### Explications - Connaissances

#### Protocole expérimental

- Prendre de l'iodure de potassium, du liquide vaisselle et du peroxyde d'hydrogène (à manipuler avec précaution et en respectant les consignes de sécurité).
- Mesurer 40mL de peroxyde d'hydrogène à l'aide d'une éprouvette graduée.
- Verser le contenu de cette éprouvette dans la fiole jaugée de 500mL (ou une bouteille en plastique de 500mL) que l'on place dans un moule en aluminium large ou une bassine.
- Ajouter environ 2mL de liquide vaisselle coloré.
- Mesurer environ 40mL de la solution d'iodure de potassium à l'aide d'un bécher de 50mL.
- En se tenant un peu éloigné, verser rapidement le contenu de ce bécher dans la fiole jaugée (ou la bouteille).



#### Observation

Un jet de mousse coloré se produit.

#### Explications

Le peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) se décompose très rapidement en eau et dioxygène (gaz) au contact de l'iodure de potassium (KI) qui est un catalyseur (accélère la réaction).

Comme une petite quantité de peroxyde d'hydrogène génère une grande quantité de dioxygène, le dioxygène se propulse rapidement en dehors du récipient.

Le liquide vaisselle permet d'emprisonner ces bulles de dioxygène et cela produit une fine mousse colorée.

Cette transformation chimique est exothermique car elle dégage de la chaleur.

Pour montrer que l'on obtient bien du dioxygène on peut approcher une bûchette incandescente. On constate alors que la flamme se ranime.


#### Connaissances


- Suivre un protocole
- Suivre les consignes de sécurité
- Rôle d'un catalyseur
- Savoir qu'une transformation chimique peut dégager de l'énergie
- Comprendre qu'une transformation chimique entraîne une disparition des réactifs et une apparition de produits
- Être capable de citer les réactifs et les produits

#### Matériel


- Iodure de potassium - Peroxyde d'hydrogène à 12 % (eau oxygénée à 30 volumes) - Colorant - Liquide vaisselle
- Fiole jaugée (500mL) ou bouteille en plastique de 500mL - Epreuve graduée (50mL) - Bécher (50mL) - Bassine large


**Remarque :** Attention lors de cette expérience avec le peroxyde d'hydrogène (substance irritante). Manipulez-le avec précaution et lavez-vous les mains après utilisation. Mettre des gants et des lunettes de protection. Retirer les gants uniquement après le nettoyage.

| Un arc en ciel dans un verre - C4  | Thème : Les solutions   |
|--|---|
| Matériel - Expérience - Observations   | Explications - Connaissances  |
| <ul style="list-style-type: none"> <li>• <u>Protocole expérimental</u></li> <li>• Dans un tube à essais, à l'aide des petites pipettes, verser délicatement en faisant couler le long de la paroi de façon successive des quantités identiques (1mL environ) les liquides suivants: <ul style="list-style-type: none"> <li>○ Miel (d=1,42)</li> <li>○ Sirop de sucre (solution saturée en sucre - d=1,3)</li> <li>○ Liquide vaisselle (d=1,06)</li> <li>○ Eau et grenadine (d=1,0)</li> <li>○ Huile végétale (d=0,94)</li> <li>○ Huile d'amande (d=0,91)</li> <li>○ Ethanol (d=0,79)</li> </ul> </li> <li>• Il ne faut surtout pas mélanger ni agiter.</li> </ul> <p><u>Observation</u><br/>On obtient un effet visuel similaire à un arc en ciel liquide dans un verre chaque substance restant séparée grâce à ses propriétés spécifiques.</p>  | <p><u>Explications</u><br/>La séparation nette entre les liquides s'explique par le fait que certains sont miscibles entre eux, tandis que d'autres ne le sont pas, comme l'huile et l'eau ou l'huile et l'alcool (mélange hétérogène). Cette expérience permet d'observer directement l'influence de la densité et de la miscibilité sur l'organisation des liquides dans un contenant. Pour information la densité qui est une grandeur sans unité est le rapport entre la masse volumique de la substance (huile, éthanol, etc.....) et la masse volumique de l'eau.</p> <p><u>Connaissances</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Suivre un protocole</li> <li>• Comprendre les notions de miscibilité et non miscibilité</li> <li>• Comprendre les notions d'homogénéité et d'hétérogénéité</li> <li>• Comprendre les notions de masse volumique et de densité</li> </ul> |
| <p><u>Matériel</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Tube à essais - Pipettes</li> <li>• Miel - Sirop de sucre - Liquide vaisselle - Eau et grenadine - Huile végétale - Huile d'amande - Ethanol</li> </ul>  | <p><u>Remarque</u> : On peut adapter cette expérience en utilisant d'autres substances liquides.</p>  |

| Un liquide multicolore - C5   | Thème : Transformation chimique   |
|---|---|
| Matériel - Expérience - Observations  | Explications - Connaissances  |
| <p><u>Protocole expérimental</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Préparer les 3 solutions suivantes dans 3 erlenmeyers de 200mL:             <ul style="list-style-type: none"> <li>Solution A : 2g d'hydroxyde de potassium dans 100mL d'eau.</li> <li>Solution B : 4g de glucose dans 100mL d'eau.</li> <li>Solution C : 0,5g de carmin indigo dans 100mL d'eau.</li> </ul> </li> <li>Ces 3 solutions ont été préparées au laboratoire.</li> <li>Dans un flacon de 100mL (flacon C5), mélanger 20mL de la solution A, 20mL de la solution B et 4mL de la solution C.</li> <li>Boucher le flacon et agiter.</li> <li>Une transformation chimique se produit.</li> <li>Après avoir laissé reposer jusqu'à ce que la couleur n'évolue plus, agiter de nouveau.</li> </ul> <p><u>Observation</u></p> <p>La couleur jaune initiale de vient graduellement rouge puis verte. Lorsqu'on laisse reposer la solution elle passe au rouge et au jaune. Cela recommence lorsqu'on agite de nouveau la solution.</p>  | <p><u>Explications</u></p> <p>Le mélange devient progressivement incolore ou bleu pâle en raison de la réduction du carmin indigo par le glucose en milieu basique. Après avoir laissé reposer jusqu'à ce que la couleur n'évolue plus, si l'on agite la bouteille, le liquide reprend une couleur bleue intense. Ce phénomène est dû à la réoxydation du carmin indigo par l'oxygène de l'air introduit lors de l'agitation, illustrant une réaction d'oxydo-réduction réversible souvent appelée "expérience de la bouteille bleue".</p> <p><u>Connaissances</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Suivre un protocole</li> <li>Suivre les consignes de sécurité</li> <li>Comprendre qu'une transformation chimique entraîne une disparition des réactifs et une apparition de produits</li> <li>Être capable de citer les réactifs et les produits</li> </ul> |
| <p><u>Matériel</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>3 Erlenmeyers de 200mL avec ses bouchons - 1 Flacon de 100mL avec son bouchon - Spatule - Balance - Coupelle de pesée</li> <li>Carmin indigo - Glucose - Hydroxyde de sodium - Eau</li> </ul>   | <p><b>Remarque</b> : Ne pas reproduire à la maison. Porter des gants et des lunettes de protection. Attention en utilisant l'hydroxyde de sodium. On peut adapter cette expérience en utilisant des bouteilles en plastique de 50cL.</p>  |

| La bouteille bleue - C6   | Thème : Transformation chimique  |
|---|--|
| Matériel - Expérience - Observations  | Explications - Connaissances   |
| <p><b>Protocole expérimental</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Préparer les 2 solutions suivantes dans 2 erlenmeyers de 200mL : <ul style="list-style-type: none"> <li>Solution A : 2g d'hydroxyde de potassium dans 100mL d'eau.</li> <li>Solution B : 2g de glucose dans 100mL d'eau.</li> <li>Solution C : 25mL de bleu de méthylène.</li> </ul> </li> <li>Ces 3 solutions ont été préparées au laboratoire.</li> <li>Dans un flacon de 100mL (flacon C6), mélanger 20mL de la solution A, 20mL de la solution B et 2 à 3 gouttes de la solution C.</li> <li>Il est crucial qu'il y ait suffisamment d'air pour que l'expérience soit réalisable.</li> <li>Homogénéiser et attendre quelques secondes que la solution devienne incolore. Si elle ne devient pas incolore, rajouter un peu de glucose (solution B).</li> <li>Agiter doucement puis de plus en plus fortement le flacon (bien fermé) jusqu'à voir une coloration bleue apparaître.</li> <li>Laisser reposer la solution.</li> <li>Répéter les deux derniers points plusieurs fois.</li> </ul>  <p><b>Observation</b><br/>On observe une décoloration en quelques secondes.</p> | <p><b>Explications</b></p> <p>Lorsque l'erlenmeyer est agité, le dioxygène qui se trouve dans l'air de la bouteille se mélange et se dissout dans la solution. Le bleu de méthylène est incolore lorsqu'il est sous sa forme réduite mais prend une couleur bleue lorsqu'il est oxydé (par le dioxygène, lors de l'agitation). Puis une autre réaction intervient, avec une cinétique plus lente : le glucose est oxydé en milieu basique. Le dioxygène dissout sert alors à oxyder le glucose, le bleu de méthylène reprend sa forme réduite et la solution se décolore.</p> <p>Tant qu'il reste du dioxygène dans l'air contenu dans l'erlenmeyer, on peut le dissoudre et changer la couleur. Lorsqu'il n'en reste plus, il n'y a plus de coloration possible.</p> <p>On peut ouvrir l'erlenmeyer pour faire entrer de l'air chargé en dioxygène. Ceci marchera quelques fois, jusqu'à ce que tout le glucose soit oxydé. La solution restera alors bleue sans redevenir incolore. On peut alors rajouter du glucose pour rétablir la solution incolore.</p> <p><b>Connaissances</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Suivre un protocole ainsi que les consignes de sécurité</li> <li>Comprendre qu'une transformation chimique entraîne une disparition des réactifs et une apparition de produits</li> <li>Être capable de citer les réactifs et les produits</li> <li>Comprendre qu'une oxydation fait intervenir du dioxygène</li> </ul> |
| <p><b>Matériel</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>2 erlenmeyers de 200mL avec ses bouchons - Flacon de 100mL avec son bouchon - Balance - Spatule - Coupelle de pesée</li> <li>Bleu de méthylène - Glucose - Hydroxyde de potassium - Eau</li> </ul>  | <p><b>Remarque</b> : Attention en utilisant l'hydroxyde de potassium. Mettre des gants et des lunettes de protection.</p>  |

| <p style="text-align: center;"><b>Acide ou basique?</b><br/><b>Facile avec le chou rouge - C7</b></p>  | <p style="text-align: center;"><b>Thème : Les solutions</b></p>  |
|--|--|
| <p style="text-align: center;"><b>Matériel - Expérience - Observations</b></p>   | <p style="text-align: center;"><b>Explications - Connaissances</b></p>   |
| <p><u>Protocole expérimental</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Pour réaliser cette expérience du chou rouge, il faut d'abord préparer une solution de chou rouge. Pour cela, couper quelques feuilles de chou rouge en petits morceaux et les faire bouillir dans de l'eau pendant environ 10 minutes. Filtrer ensuite pour récupérer le liquide, qui servira d'indicateur naturel.</li> <li>• <b>Cette étape est réalisée au laboratoire.</b></li> <li>• Verser 4mL de cette solution dans 8 tubes à essais.</li> <li>• Ajouter à ces solutions différentes substances courantes, acides ou basiques. Par exemple, on peut incorporer du vinaigre ou du jus de citron (acides), du bicarbonate de soude ou de l'eau de Javel diluée (basiques), ainsi que de l'eau minérale, du savon ou du liquide vaisselle.</li> <li>• Avec du papier pH classer ces solutions par ordre croissant de pH.</li> </ul> <p><u>Observation</u><br/>On constate que les solutions prennent des couleurs différentes.</p>  | <p><u>Explications</u><br/>Le chou rouge contient des anthocyanes, qui sont des indicateurs colorés acido-basiques naturels. Différentes formes colorées ont été mises en évidence selon la valeur du pH. Ce type de composé peut aussi être extrait de nombreux fruits rouges et pétales de fleurs.<br/>Chaque ajout de substance modifiera la couleur de la solution, allant du rouge/rose (acide) au vert/bleu puis jaune (basique), ce qui permet de visualiser une échelle de pH colorée.<br/>Cette expérience permet ainsi d'illustrer comment le chou rouge peut servir d'indicateur naturel pour identifier le caractère acide ou basique de différentes solutions du quotidien.</p> <p><u>Connaissances</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Suivre un protocole</li> <li>• Suivre les consignes de sécurité</li> <li>• Être capable d'identifier des solutions acides et basiques</li> <li>• Savoir qu'un papier pH permet de déterminer l'acidité ou la basicité d'une solution</li> <li>• Savoir classer des solutions par ordre croissant de pH</li> <li>• Comprendre ce qu'est un indicateur coloré</li> </ul> |
| <p><u>Matériel</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• 8 Tubes à essais - Pipettes</li> <li>• Solution de chou rouge (conservée au réfrigérateur)</li> <li>• Solutions aqueuses diluée de : Vinaigre blanc - Jus de citron - Bicarbonate de sodium- Sucre - Eau oxygénée - Eau de javel - Hydroxyde de sodium - Eau de javel diluée - Ammoniaque - etc</li> </ul>   | <p><b>Remarque</b> : Mettre des gants et des lunettes de protection. Ne pas inhaler (sentir) les substances chimiques. Aucune autre précaution particulière n'est à prendre pour cette expérience.</p>   |

| <b>Souffler n'est pas jouer - C8</b>   | <b>Thème : Transformation chimique</b>  |
|--|---|
| <b>Matériel - Expérience - Observations</b>  | <b>Explications - Connaissances</b>   |
| <p><u>Protocole expérimental</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Dans un bécher de 500mL placer environ 5 g de bicarbonate de soude.</li> <li>• Mettre ce bécher dans le cristalliseur.</li> <li>• Prélever 50mL de vinaigre à l'aide de l'éprouvette graduée de 50mL, puis verser ensuite par petite quantité ce vinaigre (attention de ne pas faire déborder).</li> <li>• Laisser la réaction se terminer. On peut recouvrir le bécher avec un couvercle quelconque.</li> <li>• Allumer la bougie placée dans le pot à yaourt.</li> <li>• Ensuite prendre le bécher et verser sur la bougie le gaz obtenu (attention de ne pas verser de la solution).</li> <li>• Verser dans un pot à yaourt contenant de l'eau de chaux le gaz obtenu (attention de ne pas verser de la solution). Recouvrir le pot et agiter</li> </ul> <p><u>Observation</u></p> <p>On constate que les bougies s'éteignent. Le gaz qui se forme n'entretient pas la combustion.</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;">   </div> | <p><u>Explications</u></p> <p>Lorsqu'on mélange du vinaigre et du bicarbonate de soude, une Transformation chimique se produit. Un gaz se forme, à savoir le dioxyde de carbone (<math>CO_2</math>), ainsi que de l'eau (<math>H_2O</math>).</p> <p>À volume égal, le dioxyde de carbone invisible est plus lourd que l'air. On parle alors de densité. C'est pourquoi on peut le "verser" pour éteindre la bougie.</p> <p>Quand le dioxyde de carbone pénètre dans le verre contenant la bougie allumée, le gaz descend et y chasse l'air contenant de l'oxygène. Comme un feu ne peut pas continuer à brûler sans oxygène, le dioxyde de carbone "étouffe" la flamme (c'est le principe du triangle du feu).</p> <p><u>Connaissances</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Suivre un protocole</li> <li>• Suivre les consignes de sécurité</li> <li>• Comprendre qu'une transformation chimique entraîne une disparition des réactifs et une apparition de produits</li> <li>• Être capable de citer les réactifs et les produits</li> <li>• Savoir identifier le dioxyde de carbone</li> <li>• Savoir que le dioxygène est nécessaire à toute combustion</li> <li>• Savoir que dans le dioxyde de carbone il n'y a pas de combustion</li> </ul> |
| <p><u>Matériel</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Cristalliseur ou Bac en aluminium - Bécher de 500mL - Eprouvette graduée de 50mL - Balance - Spatule - Coupelle de pesée - Allumettes ou briquet</li> <li>• Vinaigre blanc à 20° - Bicarbonate de soude - Bougies pour chauffe plat - 2 Pots à yaourt</li> </ul>   | <p><b>Remarque</b> : Attention aux flammes. Mettre des lunettes de protection. On peut remplacer le bécher de 200mL par une bouteille de 50cL.</p>  |

## Un ballon qui se gonfle tout seul - C9

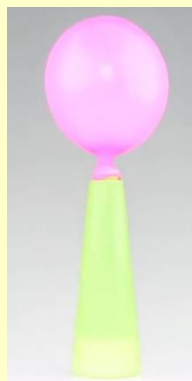
## Thème : Transformation chimique

### Matériel - Expérience - Observations

### Explications - Connaissances

#### Protocole expérimental

- Dans une bouteille en plastique de 500mL verser 50mL de vinaigre à 20°.
- Dans un ballon en baudruche verser 10g d'hydrogénocarbonate de sodium.
- Placer le ballon sur le goulot de la bouteille et ensuite verser l'hydrogénocarbonate de sodium dans la bouteille. Observer.
- Enlever le ballon de la bouteille sans faire échapper le gaz.
- Faire barboter ce gaz dans un pot à yaourt contenant de l'eau de chaux en remuant doucement. Observer



#### Observation

Dès que l'hydrogénocarbonate de sodium entre en contact avec le vinaigre, on voit apparaître immédiatement une multitude de bulles : c'est une effervescence.

La transformation chimique entre le vinaigre et l'hydrogénocarbonate de sodium produit un gaz qui fait gonfler le ballon.

Lorsqu'on fait barboter ce gaz dans l'eau de chaux celle-ci se trouble ce qui met en évidence du dioxyde de carbone.

#### Explications

Dès que l'hydrogénocarbonate de sodium (bicarbonate de soude) tombe dans le vinaigre (qui contient de l'acide acétique), une réaction acide-base se produit. Cette réaction libère un gaz, le dioxyde de carbone, de l'eau et un sel (l'acétate de sodium).

Le gaz produit cherche à s'échapper.

Comme la bouteille est fermée par le ballon, le gaz s'y engouffre. La pression augmente à l'intérieur, ce qui fait gonfler le ballon de manière impressionnante.

Pour prouver que le gaz produit est bien du dioxyde de carbone et non de l'air ou de l'hydrogène, on utilise un test caractéristique : le test à l'eau de chaux.

L'eau de chaux est initialement un liquide limpide (transparent comme de l'eau). On récupère le gaz contenu dans le ballon (en pinçant le col pour qu'il ne s'échappe pas).

On fait barboter ce gaz dans un récipient contenant de l'eau de chaux (on peut utiliser une paille ou un tube à dégagement).

Le gaz est du dioxyde de carbone car l'eau de chaux se trouble et prend un aspect laiteux (elle devient blanchâtre).

Ce phénomène est dû à la formation d'un précipité blanc de carbonate de calcium


#### Connaissances


- Savoir que la transformation chimique entre l'hydrogénocarbonate de sodium et l'acide acétique du vinaigre produit du dioxyde de carbone.
- Savoir que le dioxyde de carbone peut être identifié grâce à de l'eau de chaux qui se trouble en présence de ce gaz.


#### Matériel

- Ballon en baudruche - Bouteille en plastique vide de 500mL - Pot à yaourt - Balance
- Vinaigre à 20° - Hydrogénocarbonate de sodium - Pot à yaourt - Eau de chaux

**Remarque :** Aucune remarque particulière en ce qui concerne cette expérience. A refaire à la maison.

| <b>La lampe à lave - C10</b>  | <b>Thème : Solutions</b>   |
|---|--|
| <b>Matériel - Expérience - Observations</b>   | <b>Explications - Connaissances</b>  |
| <p><b><u>Protocole expérimental</u></b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Verser de l'eau dans un bécher de 200mL de forme haute, ou dans un pot à yaourt, sur une hauteur de 1/4. Ajouter quelques gouttes de colorant alimentaire.</li> <li>• Remplir le verre d'huile en la laissant glisser lentement le long de la paroi du verre. L'eau colorée et l'huile ne se mélangent pas, l'huile reste toujours au-dessus de l'eau.</li> <li>• Faire tomber un comprimé effervescent (Alka Seltzer) dans le verre. Le comprimé tombe lentement dans le verre, traversent la couche d'huile puis parviennent à la couche d'eau, où ils se dissolvent.</li> </ul> <p><b><u>Observation</u></b><br/>L'eau commence à pétiller et des bulles d'eau colorée montent puis redescendent.</p>  | <p><b><u>Explications</u></b></p> <p>L'huile flotte sur l'eau colorée, parce que l'huile (<math>d=0,94</math>) est moins dense que l'eau (<math>d=1,00</math>).</p> <p>L'huile et l'eau ne se mélangent pas car elles sont non miscibles. Deux molécules d'eau s'attirent mutuellement et repoussent l'huile. Les molécules d'huile s'attirent aussi légèrement entre elles mais il n'y a aucune attraction entre l'eau et l'huile.</p> <p>Les comprimés effervescents contiennent un acide léger (acide acétylsalicylique) et du bicarbonate de soude (présent dans les levures en poudre). Ces éléments se dissolvent dans l'eau, réagissent entre eux et forment entre autres du gaz <math>CO_2</math> (bulles). Ils ne sont pas solubles dans l'huile et ne réagissent donc pas dans l'huile.</p> <p>Les petites bulles de gaz remontent dans le verre, accompagnées d'eau colorée. Dès que les bulles de gaz éclatent à la surface et que le gaz se libère, l'eau colorée redescend en passant par la couche d'huile.</p> <p><b><u>Connaissances</u></b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Suivre un protocole</li> <li>• Suivre les consignes de sécurité</li> <li>• Comprendre qu'une transformation chimique entraîne une disparition des réactifs et une apparition de produits</li> <li>• Être capable de citer les réactifs et les produits</li> <li>• Comprendre les notions de densité, solubilité et miscibilité</li> </ul> |
| <p><b><u>Matériel</u></b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Bécher de forme haute (200mL) ou pot à yaourt</li> <li>• Eau - Huile incolore (si possible) - Comprimé effervescent (Alka Seltzer)</li> </ul>  | <p><b>Remarque</b> : Aucune précaution particulière n'est à prendre pour cette expérience. Comme récipient on peut utiliser une bouteille en plastique dont on aura supprimé le goulot.</p>  |

| <b>Trop ou pas assez - C11</b>  | <b>Thème : Transformation chimique</b>  |
|---|---|
| <b>Matériel - Expérience - Observations</b>   | <b>Explications - Connaissances</b>   |
| <p><u>Protocole expérimental</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Dans chacun des 3 béchers de 200mL, ou pots à yaourt, placer une masse <math>m=2,0g</math> de bicarbonate de sodium.</li> <li>• Dans chacun des béchers, ajouter 6 gouttes de bleu de bromothymol.</li> <li>• Dans un premier bécher placé sur un agitateur, verser doucement un volume <math>V=5,0mL</math> de vinaigre à <math>12^\circ</math> mesuré avec une éprouvette graduée.</li> <li>• Dans un second bécher placé sur un agitateur, verser doucement un volume <math>V=13,6mL</math> de vinaigre à <math>12^\circ</math> mesuré avec une éprouvette graduée.</li> <li>• Dans un troisième bécher placé sur un agitateur, verser doucement un volume <math>V=20,0mL</math> de vinaigre à <math>12^\circ</math> mesuré avec une éprouvette graduée.</li> <li>• Remarque : Si on ne dispose pas d'agitateur magnétique on peut utiliser un agitateur en verre.</li> </ul>  <p><u>Observation</u></p> <p>Dans le premier bécher la couleur est bleue. Dans le second bécher la couleur est verte. Dans le troisième bécher la couleur est jaune. Cela met en évidence les propriétés acide et basique et permet d'identifier les réactifs limitants</p> | <p><u>Explications</u></p> <p>Lorsque l'on mélange de l'hydrogénocarbonate de sodium (<math>NaHCO_3</math>) avec du vinaigre (<math>CH_3COOH</math>), il se produit une réaction acido-basique avec dégagement de gaz. Les produits formés sont de l'acétate de sodium, de l'eau et du dioxyde de carbone (<math>CO_2</math>) responsable de l'effervescence. Le bleu de bromothymol est bleu en milieu basique, vert en milieu neutre et jaune en milieu acide.</p> <p>Le réactif limitant est celui qui disparaît en premier.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Si le mélange est bleu il reste du bicarbonate et le vinaigre est limitant.</li> <li>• Si le mélange est vert les deux réactifs ont été consommés et sont dans des proportions stœchiométriques.</li> <li>• Si le mélange est jaune il reste du vinaigre et le bicarbonate est limitant.</li> </ul> <p><u>Connaissances</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Suivre un protocole et les consignes de sécurité</li> <li>• Être capable de citer les réactifs et les produits d'une transformation chimique</li> <li>• Utiliser un indicateur coloré</li> <li>• Identifier le réactif limitant</li> <li>• Vérifier expérimentalement des proportions stœchiométriques</li> </ul> |
| <p><u>Matériel</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• 3 béchers de 200mL ou 3 pots à yaourt - 1 éprouvette graduée de 50mL - Balance - Spatule - Agitateur magnétique et turbulent ou agitateur en verre</li> <li>• Hydrogénocarbonate de sodium (<math>NaHCO_3</math>) - Vinaigre à <math>12^\circ</math> (solution d'acide acétique) - Bleu de bromothymol (BBT)</li> </ul>   | <p><b>Remarque</b> : Aucune précaution particulière n'est à prendre pour cette expérience. Comme récipient on peut utiliser à la place des béchers des pots à yaourt en verre. Comme indicateur coloré on peut utiliser une solution de chou rouge.</p>   |

| Une solution inconnue - C12   | Thème : Transformation chimique   |
|---|---|
| Matériel - Expérience - Observations  | Explications - Connaissances  |
| <p><b>Protocole expérimental</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Dans 6 tubes à essais notés T<sub>1</sub>, T<sub>2</sub>, T<sub>3</sub>, T<sub>4</sub>, T<sub>5</sub>, T<sub>6</sub>, T<sub>7</sub> et T<sub>8</sub>, introduire 2mL(deux doigts) d'une solution de:             <ul style="list-style-type: none"> <li>Sulfate de cuivre (II) <math>\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}</math> dans T<sub>1</sub>.</li> <li>Sulfate de fer (II) <math>\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}</math> dans T<sub>2</sub>.</li> <li>Sulfate de zinc (II) <math>\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}</math> dans T<sub>3</sub></li> <li>Chlorure de fer (III) <math>\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3\text{Cl}^{-}_{(aq)}</math> dans T<sub>4</sub>.</li> <li>Sulfate de fer (II) <math>\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}</math> dans T<sub>5</sub>.</li> <li>Chlorure de fer (III) <math>\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3\text{Cl}^{-}_{(aq)}</math> dans T<sub>6</sub>.</li> <li>Solution inconnue X dans T<sub>7</sub> et T<sub>8</sub>.</li> </ul> </li> <li>Dans les tubes à essais T<sub>1</sub>, T<sub>2</sub>, T<sub>3</sub>, T<sub>4</sub> et T<sub>7</sub> ajouter sans agiter quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium (<math>\text{Na}^{+}_{(aq)} + \text{HO}^{-}_{(aq)}</math>).</li> <li>Dans les tubes à essais T<sub>5</sub>, T<sub>6</sub> et T<sub>8</sub> ajouter sans agiter, quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent (<math>\text{Ag}^{+}_{(aq)} + \text{NO}_3^{-}_{(aq)}</math>).</li> <li>Identifier les constituants de la solution inconnue et donner son nom.</li> </ul> <p><b>Observation</b></p> <p>Dans chacun des tubes à essais il se forme un précipité blanc ou de couleur. Le test avec la solution inconnue donne des précipités blancs, ce qui permet d'identifier les ions présents.</p>  | <p><b>Explications</b></p> <p>Chaque ion possède une réaction caractéristique avec certains réactifs. L'apparition d'un précipité (et sa couleur) permet de déterminer la nature des ions présents dans la solution.</p> <p>La présence d'ions peut être établie à l'aide de tests par précipitation. Un précipité apparaît lorsque le test est positif.</p> <p>La couleur du précipité permet d'identifier l'ion concerné.</p> <p>Les solutions d'hydroxyde de sodium (soude) permettent de tester la présence de plusieurs ions monoatomiques métalliques.</p> <p>Les solutions de nitrate d'argent permettent de tester la présence des ions chlorure.</p> <p>La proportion d'anions et de cations dans un composé ionique dépend de leur charge électrique respective. Le solide formé ou la solution obtenue est nécessairement neutre.</p> <p><b>Connaissances</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Suivre un protocole et les consignes de sécurité</li> <li>Savoir identifier certains ions en solution</li> <li>Comprendre ce qu'est un précipité</li> <li>Identifier des ions inconnus dans une solution</li> </ul> |
| <p><b>Matériel</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>Porte tubes à essais - 7 tubes à essais - 7 petites pipettes</li> <li>Différentes solutions aqueuses ioniques - Solution inconnue - Réactifs (voir protocole)</li> </ul>  | <p><b>Remarque</b> : Mettre des gants et des lunettes de protection. Attention de ne pas respirer les vapeurs dans les tubes à essais. Ne pas dépasser les doses.</p>   |

| <b>Un comportement étrange - C13</b>   | <b>Thème : Physique et chimie</b>   |
|--|---|
| <b>Matériel - Expérience - Observations</b>  | <b>Explications - Connaissances</b>   |
| <p><u>Protocole expérimental</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Dans une assiette contenant de l'eau, saupoudrer du poivre. Placer l'extrémité du doigt au milieu de l'assiette et observer. Ensuite tremper le doigt dans du liquide vaisselle, le placer au milieu de l'assiette et observer.</li> <li>• Dans une assiette contenant du lait verser des gouttelettes de colorants de différentes couleurs. Répartir les colorants avec un cure dent. Imbiber un morceau de coton dans du liquide vaisselle et le placer au centre de l'assiette. Observer</li> <li>• Prendre un papier pour cigarette et poser un trombone dessus. Mettre le tout délicatement à la surface de l'eau contenue dans un cristallisoir. Attendre que le papier coule et observer. Ajouter ensuite un peu de liquide vaisselle et observer.</li> <li>• Sur un disque en ABS posée à plat, verser petit à petit plusieurs gouttes d'eau à l'aide d'une pipette.</li> </ul> <p><u>Observation</u></p> <p>Dès que l'on trempe un coton dans du liquide vaisselle le poivre et les colorants sont repoussés vers l'extérieur.</p> <p>Le trombone qu'on a réussi à faire flotter coule dès qu'on ajoute du liquide vaisselle.</p> <p>La surface de l'eau sur le disque est bombée.</p> <div data-bbox="882 951 1106 1283" style="text-align: center;"> </div> | <p><u>Explications</u></p> <p>La tension superficielle est une propriété de l'eau qui fait que sa surface se comporte comme une fine "peau". Elle est due aux forces d'attraction entre les molécules d'eau. A l'intérieur du liquide, les molécules sont attirées dans toutes les directions. Mais à la surface, elles sont attirées surtout vers l'intérieur. Cela crée une sorte de tension qui "resserre" la surface. C'est pour cela que les gouttes d'eau sont souvent arrondies. Cette "peau" peut même supporter de petits objets légers, comme un trombone. Certains insectes, comme le gerris, peuvent marcher sur l'eau grâce à cela. Si on ajoute du savon, la tension superficielle diminue. La surface devient moins "solide" et les objets peuvent alors couler plus facilement.</p> <p><u>Connaissances</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Suivre un protocole</li> <li>• Notion de surface minimum</li> <li>• Savoir qu'il existe des forces entre les molécules</li> <li>• Savoir que du liquide vaisselle modifie cette tension superficielle</li> </ul> |
| <p><u>Matériel</u></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• 2 assiettes - Un petit cristallisoir - Coton - Coton tige - Eau - Liquide vaisselle - Colorants - Un trombone - Du papier cigarette - Disque en ABS - Cure dent</li> </ul>   | <p><b>Remarque</b> : Aucune précaution particulière n'est à prendre pour cette expérience. Toutefois, il faut manipuler avec "douceur".</p>   |

## Ça s'envole - C14

## Thème : Physique et chimie

### Matériel - Expérience - Observations

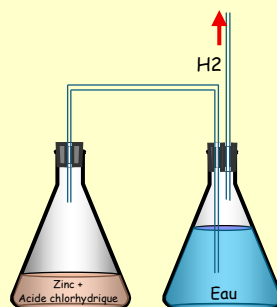
### Explications - Connaissances

#### Protocole expérimental

- Introduire environ 5g à 10g de zinc dans l'erenmeyer
- Vérifier que le ballon est en bon état et le garder à portée de main
- Verser environ 20mL à 50mL d'acide chlorhydrique dans l'erenmeyer.
- Immédiatement placer le ballon sur le col de l'erenmeyer et assurer une bonne étanchéité.
- Un fois le ballon gonflé le détacher du col de l'erenmeyer et fermer la valve à l'aide d'un petit élastique.
- Lâcher le ballon.
- L'utilisation des tests d'identification des ions permet d'identifier les espèces ioniques présentes dans la solution après la transformation.
- Pour identifier le dihydrogène on peut récupérer un peu de gaz dans un tube à essais et utiliser le test d'identification du H<sub>2</sub>.

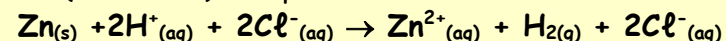
#### Observation

- Une effervescence apparaît lors de la transformation chimique entre l'acide chlorhydrique et le zinc (dégagement de gaz).
- Le ballon se gonfle progressivement et s'envole dès qu'on le lâche.
- Le gaz à l'intérieur est moins dense que l'air



#### Explications

Lorsqu'on plonge quelques morceaux de zinc (Zn) dans une solution aqueuse d'acide chlorhydrique (H<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup>), on observe une effervescence. Le gaz qui s'échappe est plus léger que l'air. C'est du dihydrogène (H<sub>2</sub>). Pour former du dihydrogène (H<sub>2</sub>), les ions hydrogène (H<sup>+</sup>) doivent récupérer 2 électrons. Ils les arrachent aux atomes de zinc (Zn) qui passent alors sous forme de cations (Zn<sup>2+</sup>) dissous dans la solution. Le zinc cède des électrons (oxydation) et les ions H<sup>+</sup> de l'acide captent ces électrons (réduction). L'équation de la réaction s'écrit:



Le ballon étant rempli de dihydrogène, gaz moins dense que l'air, il est soumis à son poids (force dirigée vers le bas) mais aussi à la poussée d'Archimède (force dirigée vers le haut).

#### Connaissances

- Suivre un protocole et respecter les consignes de sécurité
- Savoir identifier des ions en solution.
- Savoir faire le test de reconnaissance du dihydrogène.
- Comprendre qu'un gaz peut être moins dense que l'air.
- Comprendre la poussée d'Archimède

#### Matériel

- Dispositif de production du dihydrogène - 1 tube à essais - Ballons en mylar
- Zinc - Solution d'acide chlorhydrique à 2mol.L<sup>-1</sup> - Réactifs (d'hydroxyde de sodium de formule et nitrate d'argent) - Allumettes.

**Remarque :** Mettre des gants et des lunettes de protection. Attention lors de l'utilisation de l'acide chlorhydrique. N pas respirer les vapeurs. Ne pas dépasser les doses.