

CHIMIE



Les espèces chimiques dans l'alimentation

Identification d'espèces chimiques - Identification d'ions

La chimie dans le monde animal

Fluorescence et chimiluminescence

Des dégradés de couleur

Le chou rouge un indicateur coloré - Densité et miscibilité

Changements de couleur

Horloges chimiques - Réaction de Briggs-Rauscher - Réaction de Hans Heinrich Landolt

La bouteille bleue - Réduction du bleu de méthylène

Le carmin d'indigo - Vert Bordeaux Rouge Orange Jaune

Diverses expériences

Mousses colorées - Le jet de mousse - Expérience

Le génie en bouteille - Brouillard artificiel

Lampe à lave - La glace chaude colorée

Les feux d'artifices - Les flammes colorées 1 - 2

Réaction de l'horloge à l'iode - Cinétique chimique en action

Hans Heinrich Landolt

La réaction de l'horloge à iode est un exemple classique d'oscillateur chimique. Elle implique deux solutions incolores qui, lorsqu'elles sont mélangées, restent incolores pendant une courte période avant de virer soudainement au bleu-noir foncé presque instantanément. Ce changement spectaculaire est dû à la formation d'un complexe amidon-iode.

- Solution A : Contient généralement du peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) et de l'acide sulfurique (H_2SO_4).
- Solution B : Contient de l'iodure de potassium (KI), du thiosulfate de sodium ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) et de l'amidon.

Le processus de réaction

- Réactions initiales :
 - Lorsque les solutions A et B sont mélangées, les ions iodure (I^-) de KI réagissent avec le peroxyde d'hydrogène pour produire de l'iode (I_2).
 - Cette réaction est lente et est représentée par : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{I}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Phase intermédiaire :
 - L'iode (I_2) initialement produite réagit immédiatement avec les ions thiosulfate ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Cette réaction élimine I_2 de la solution en la reconvertissant en ions iodure : $\text{I}_2 + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \rightarrow 2 \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
 - Cette étape maintient la solution incolore car l'iode produite est continuellement éliminée.
- Changement de couleur :
 - Une fois que tous les ions thiosulfate sont consommés, l'iode nouvellement formée s'accumule.
 - Cet iode réagit ensuite avec l'amidon, formant un complexe de couleur bleu-noir profond : $\text{I}_2 + \text{Amidon} \rightarrow (\text{Complexe I}_2\text{-Amidon})$
 - Cette réaction donne le changement de couleur soudain et spectaculaire.

Comprendre la cinétique

La réaction de l'horloge à iode démontre plusieurs concepts clés de la cinétique chimique :

- Vitesse de réaction : En variant les concentrations des réactifs, le délai avant le changement de couleur peut être modifié. Cela montre comment les vitesses de réaction peuvent être influencées par les concentrations des réactifs.
- Ordre de réaction : L'expérience peut être utilisée pour déterminer l'ordre de la réaction par rapport à chaque réactif.
- Énergie d'activation : L'influence de la température sur la vitesse de réaction peut être explorée, donnant un aperçu du concept d'énergie d'activation.

- Catalyseurs : L'introduction d'un catalyseur, comme les ions manganèse(II), peut accélérer considérablement la réaction, illustrant le rôle des catalyseurs dans les réactions chimiques.

Importance éducative et de recherche

- Visualisation : C'est un excellent moyen de visualiser le concept abstrait des vitesses de réaction et l'impact de divers facteurs sur ces vitesses.
- Analyse quantitative : Elle peut être utilisée pour l'analyse quantitative en laboratoire, où les étudiants peuvent calculer les constantes de vitesse et vérifier l'ordre de la réaction.

Protocole - Démonstration de chimie : réaction de l'horloge d'iode

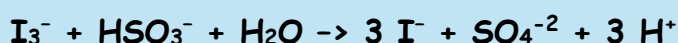
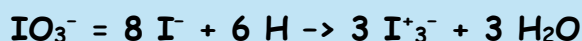
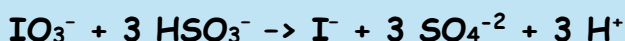
Introduction

La réaction de l'horloge d'iode est une démonstration classique d'horloge chimique qui montre la cinétique chimique en action. Elle a été découverte pour la première fois par Hans Heinrich Landolt en 1886, si bien que de nombreux textes peuvent l'appeler la réaction de Landolt. Dans cette expérience, deux solutions incolores sont mixtes. Au début, il n'y a pas de réaction, et après un certain temps, la solution devient bleu foncé.

Cette période est appelée « période horloge », et c'est la durée pendant laquelle le mélange reste incolore jusqu'au passage au bleu foncé. Cela peut être calculé selon l'équation suivante :

$$0,003 \text{ sM}^2 / [\text{IO}_3^-]_0 [\text{HSO}_3^-]_0$$

La procédure présentée ici devrait se limiter à une période d'environ 9 secondes. Notez que si le $[\text{HSO}_3^-]_0$ est trois fois plus grand que le $[\text{IO}_3^-]_0$, la réaction ne produira pas de changement de couleur. L'expérience globale peut être décrite par la série de réactions suivante :



La génération dans de I_3^- en présence d'amidon, on crée le changement de couleur bleu. L'ion triiodure est consommé par tout ion bisulfite restant, ce qui empêche la complexation de l'amidon. Ainsi, le changement de couleur se produit lorsque l'ion bisulfite est consommé.

Matériaux

- 0,1 M KIO_3
- Solution d'amidon à 1 %
- 0,25 M NaHSO_3
- Eau déionisée
- Bain de glace

- cylindre gradué, 100 mL
- béchers, 400 mL et 600 mL
- Seringues
- Chronomètre

Procédure

- Ajoutez le KIO_3^- solution d'amidon pour un bécher de 400 mL contenant 100 mL 0,1 M KIO_3 , 50 mL de solution d'amidon à 1 %, et 100 mL d'eau déionisée (marquée SOLUTION A).
- Ajoutez 20 mL de 0,25 M de NaHSO_3 et 130 mL d'eau déionisée dans un bécher de 600 mL (marqué SOLUTION B).
- Pendant la démonstration, ajoutez la SOLUTION A à la SOLUTION B. Vous pouvez utiliser des seringues pour mélanger les deux solutions. Notez le temps nécessaire pour observer le changement de couleur vers le bleu foncé. Lorsque ces solutions sont mélangées, le $[\text{KIO}_3] = 0,025 \text{ M}$ et le $[\text{NaHCO}_3] = 0,013 \text{ M}$.
- L'effet de la concentration sur la vitesse de la réaction peut être mesuré en faisant varier les concentrations des solutions de départ. Préparez quelques variantes du KIO_3 mélange à 0,04 M et 0,02 M et répéter l'expérience, en notant la différence de temps nécessaire au changement de couleur.

Sécurité

KIO_3 est un agent oxydant puissant et NaHSO_3 est un agent réducteur puissant. Évitez de mélanger des solutions solides ou concentrées de NaHSO_3 avec KIO_3 . Une protection oculaire et des gants en latex doivent être portés dans cette expérience.

Élimination des déchets

Pour l'élimination des déchets, toutes les solutions utilisées dans cette expérience ont été combinées avec du thiosulfate solide de sodium jusqu'à ce que le mélange ne soit plus bleu. Le mélange clair obtenu peut ensuite être jeté en le rinçant dans le drain à l'ajout d'eau.

Liens et Vidéos de l'expérience:

- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)

La réaction de Briggs-Rauscher

Introduction

La réaction de Briggs-Rauscher est une réaction chimique oscillante connue pour ses changements de couleur périodiques. La solution passe par des cycles de couleurs claires (incolore à jaune) puis foncés (bleu), alternant de manière régulière pendant une période de temps avant de se stabiliser.

Ces changements de couleur de la solution sont dus à une réaction complexe impliquant plusieurs étapes intermédiaires, avec des réactions d'oxydation et de réduction qui se produisent en boucle, créant les oscillations. Pour observer ces oscillations, il est crucial de respecter des conditions spécifiques de concentration et de température. Les différentes solutions contenant les réactifs nécessaires à la réaction doivent être préparées avec précision puis bien mélangées pour assurer une distribution homogène des réactifs.

Objectifs pédagogiques

La réalisation de la réaction de Briggs-Rauscher est une activité ludique permettant d'améliorer les capacités à préparer des solutions de concentrations molaires précises, de revoir les notions de dilution et de découvrir les concepts de cinétique et de dynamique des réactions qui ne suivent pas une progression linéaire, illustrant les notions de réactions hors équilibre.

C'est également l'occasion de discuter des différents facteurs qui influencent la vitesse de réaction, comme la concentration des réactifs, la température et le mélange.

Préparation des réactifs

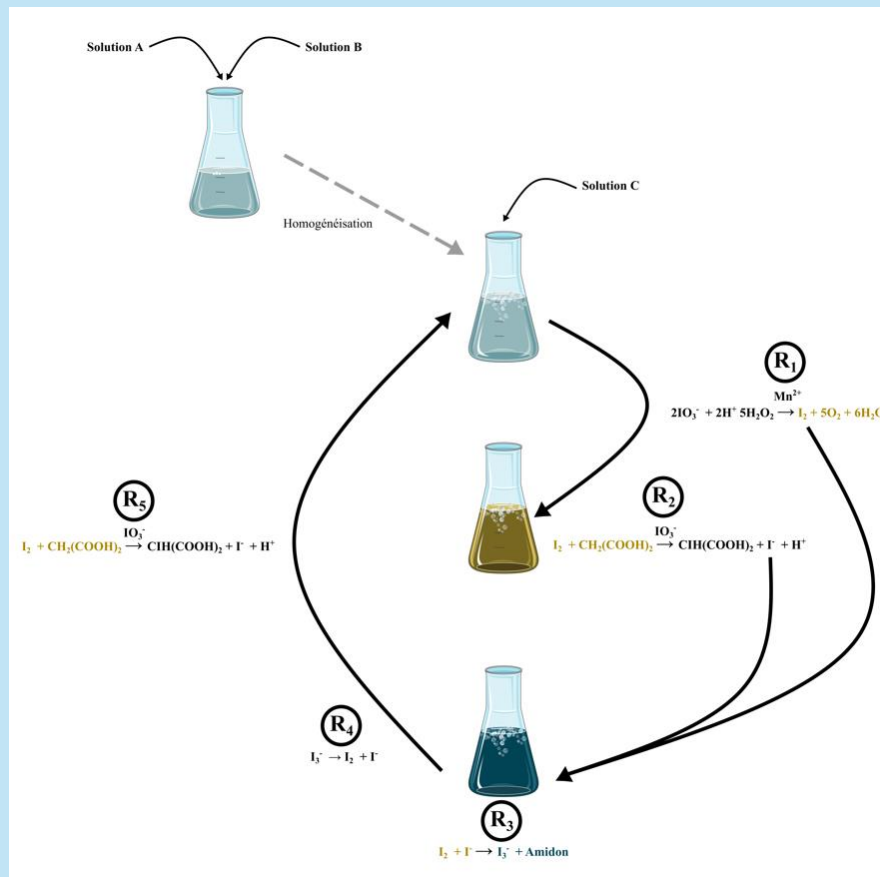
- **Solution A**
 - Dissoudre 4,3 g d'iodate de potassium (KIO_3) dans environ 80 mL d'eau distillée.
 - Ajouter 450 μL d'acide sulfurique 96% (H_2SO_4) tout en mélangeant.
 - Continuer à mélanger jusqu'à dissolution complète.
 - Compléter le volume jusqu'à 100 mL avec de l'eau distillée.
- **Solution B**
 - Dissoudre 1,56 g d'acide malonique ($\text{CH}_2(\text{COOH})_2$) et 0,5 g de sulfate de manganèse monohydraté ($\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$) dans environ 50 mL d'eau distillée.
 - Compléter jusqu'à 100 mL avec la solution d'amidon 10%.
- **Solution C**
 - Diluer 40 mL de peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) à 30% (v/v) dans de l'eau distillée pour obtenir 100 mL de solution.

Protocole expérimental

- **Préparation**
 - Placer le barreau magnétique dans le ballon de 250 mL.
 - Verser 100 mL de la solution A et 100 mL de la solution B dans le ballon.
 - Démarrer le mélangeur magnétique et ajuster la vitesse pour produire un grand tourbillon.

- Laisser les deux solutions s'homogénéiser pendant environ 5 minutes.
- **Démarrage de la réaction**
 - Ajouter 100 mL de la solution C dans le bécher. **Il est crucial d'ajouter la solution C après avoir mélangé les solutions A et B pour que la réaction fonctionne correctement.**
 - Observer la réaction.

Principe de la réaction de Briggs-Rauscher



Après avoir mélangé les trois solutions contenant les différents réactifs qui interviennent dans la réaction, plusieurs réactions chimiques vont se produire conjointement :

- **Formation du diiode**
 - La réaction débute lorsque l'ion **iodate** (IO_3^-) est réduit par le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) en présence d'ions **manganèse** (Mn^{2+}) comme catalyseur, pour former du **diiode** (I_2). Cette réaction rapide induit l'apparition d'une couleur ambrée homogène dans le mélange.
- **Réduction du diiode par l'acide malonique**
 - Le **diiode** (I_2) formé réagit ensuite avec l'**acide malonique** ($\text{CH}_2(\text{COOH})_2$) pour produire des ions **iodure** (I^-), qui sont incolores. Cette réaction est relativement plus lente, ce qui explique pourquoi la solution reste de couleur ambrée pendant un certain temps.
- **Formation des ions triiodure**
 - Les ions **iodure** (I^-) formés se combinent avec le **diiode** (I_2) restant pour former des ions **triiodure** (I_3^-). Ces derniers réagissent avec l'amidon pour former un complexe bleu foncé, donnant à la solution une couleur bleue intense.

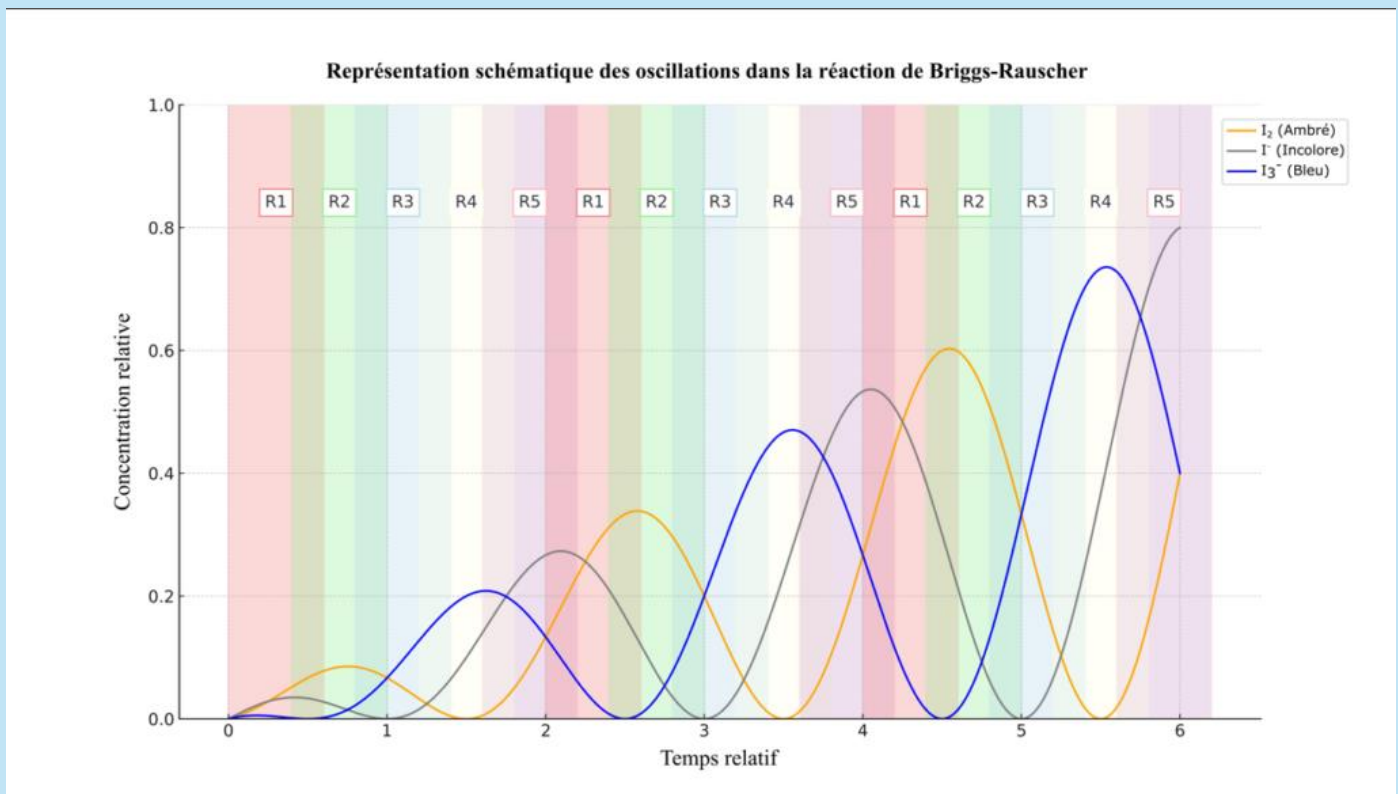
- **Dissociation des ions triiodure**

- Après un certain temps, les ions **triiodure** (I_3^-) se dissocient à nouveau en **diiode** (I_2) et **iodure** (I^-), ce qui fait disparaître la couleur bleue foncée.

- **Cycle répétitif**

- Le **diiodure** (I_2) ainsi reformé réagit de nouveau avec l'**acide malonique** ($\text{CH}_2(\text{COOH})_2$) comme décrit en étape 2. La solution redevient alors incolore le temps que la réaction initiale reforme suffisamment de **diiodure** (I_2) pour que la coloration ambrée réapparaisse, relançant ainsi le cycle.

Cette réaction constitue donc bien un système dynamique non linéaire qui passe par des oscillations de couleur dues aux variations périodiques des concentrations des espèces chimiques impliquées. Ces variations périodiques étant rendus possibles par les différences en termes de vitesse de réaction entre les différents éléments chimiques.



Liens et Vidéos de l'expérience :

- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)
- [Vidéo 3](#)

La bouteille bleue

Introduction

Phénomène chimique où se combinent réduction et oxydation.

- Oxydation : réaction au cours de laquelle une espèce perd un ou plusieurs électrons.
- Réduction : réaction au cours de laquelle une espèce gagne plusieurs électrons.
- Oxydant : espèce, ion ou molécule susceptible de gagner un ou plusieurs électrons.
- Réducteur : espèce, ion ou molécule susceptible de donner un ou plusieurs électrons.

Matériel

Tout d'abord pour réaliser cette expérience nous devons la préparer. Pour cela nous avons besoin de :

- Flacon de 500 ml (ballon, erlenmeyer ou autre), muni d'un bouchon bien adapté
- Glucose en poudre
- Hydroxyde de potassium KOH en poudre ou pastille ou de la soude en cristaux
- Bleu de méthylène en poudre

Protocole

- Dans le flacon verser 100 ml d'eau, puis y dissoudre 2 g d'hydroxyde de potassium ou 10 g de cristaux de soude, 2,00 g de glucose et 0,025 g de bleu de méthylène en poudre.
- Homogénéiser et attendre quelques secondes que la solution devienne incolore.
- Si elle ne devient pas incolore, rajouter un peu de glucose.
- Agiter doucement puis de plus en plus fortement la bouteille bien fermée jusqu'à voir apparaître une coloration bleue.
- Laisser reposer la solution puis observer sa décoloration en quelques secondes.
- Lorsque le mélange redevient incolore, agiter de nouveau doucement l'erlenmeyer jusqu'à observer une coloration.

Protocole expérimental

- Mesurer avec une éprouvette graduée de volume 100 mL un volume $V = 50 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration en masse $C_m = 40 \text{ g.L}^{-1}$ puis l'introduire dans un erlenmeyer.
- Peser une masse $m = 2,0 \text{ g}$ de glucose puis l'introduire dans l'erlenmeyer à l'aide d'un entonnoir. Mesurer avec une éprouvette graduée de volume 100 mL un volume $V' = 50 \text{ mL}$ d'eau puis l'introduire dans l'erlenmeyer à l'aide de l'entonnoir.
- Ajouter 5 gouttes de bleu de méthylène. Boucher l'erlenmeyer puis agiter doucement jusqu'à observer une coloration..
- Poser l'erlenmeyer et attendre quelques minutes.
- Lorsque le mélange redevient incolore, agiter de nouveau doucement l'erlenmeyer jusqu'à observer une coloration.

Explication

Il est important de préciser que le bleu de méthylène est une molécule organique, qui peut exister sous les deux formes. La forme réduite, incolore notée BMH et la forme oxydée, colorée, notée BM⁺.

En milieu fortement basique ; le bleu de méthylène est réduit par le glucose. Sa forme réduite est incolore. Le liquide se décolore. Lorsque l'on agite la bouteille, l'oxygène présent dans l'air se mélange avec le liquide. Le dioxygène O₂ oxyde la solution, le bleu de méthylène réapparaît ; la solution redevient bleue.

Liens et Vidéos de l'expérience :

- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)

Expérience de la bouteille multicolore

Solutions

- Solution A: solution de potasse (4 g de potasse pour 150 mL d'eau)
- Solution B: solution de glucose (5 g de glucose dans 150 mL d'eau)
- Solution C: solution de benzoïne (0,1 g de benzoïne dans 100 mL de méthanol)
- Solution D: solution de carmin d'indigo (0,5 g de carmin d'indigo dans 100 mL d'eau)

Expérience

Dans un petit erlenmeyer de 100 mL:

- Mélanger 10 mL de solution A de potasse et 10 mL de solution B de glucose.
- Ajouter 1,5 mL de la solution C de benzoïne et 1,2 mL de la solution D de carmin d'indigo.
- Le carmin d'indigo, d'abord bleu, devient vert immédiatement.
- Boucher le flacon.
- Après une courte période d'induction, la solution devient violette, rouge, orange et en dernière instance, jaune.
- On revient directement à la coloration verte en agitant vigoureusement le flacon.
- On revient progressivement au vert en passant par toutes les couleurs, dans l'ordre inverse, en secouant le flacon d'abord doucement, puis de plus en plus vigoureusement.
- On peut recommencer l'expérience plusieurs fois.
- Quand la couleur verte s'atténue, on peut ajouter de la solution D si l'on souhaite continuer l'expérience.

Explications

- Le carmin d'indigo dont la forme oxydée IndOx est verte en milieu basique est à la fois indicateur d'oxydo-réduction et catalyseur.
- Il est réduit par le glucose et sa forme réduite IndR est de couleur jaune.
- L'oxygène de l'air, qui se dissout lorsque l'on agite le flacon, oxyde la forme réduite jaune du carmin d'indigo en forme oxydée verte.
- Il est probable que la couleur violette soit due à un produit d'oxydation de la benzoïne. En outre, celle-ci accélère la réaction qui se produit en son absence mais plus lentement.

Liens et Vidéos de l'expérience:

- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)

Émission de lumière colorée par une molécule fluorescente soumise aux UV

Matériel

- 2 récipients au choix (éprouvette, bécher de 150 ou 200 mL, fiole jaugée) le plus photogénique !
- 1 lampe UV 365 nm

Produits

- Fluorescéine : en faire une solution bien jaune
- Schweppes® tonic (seul le tonic contient de la quinine)
- Papier blanc
- Surligneurs « fluos » de diverses couleurs

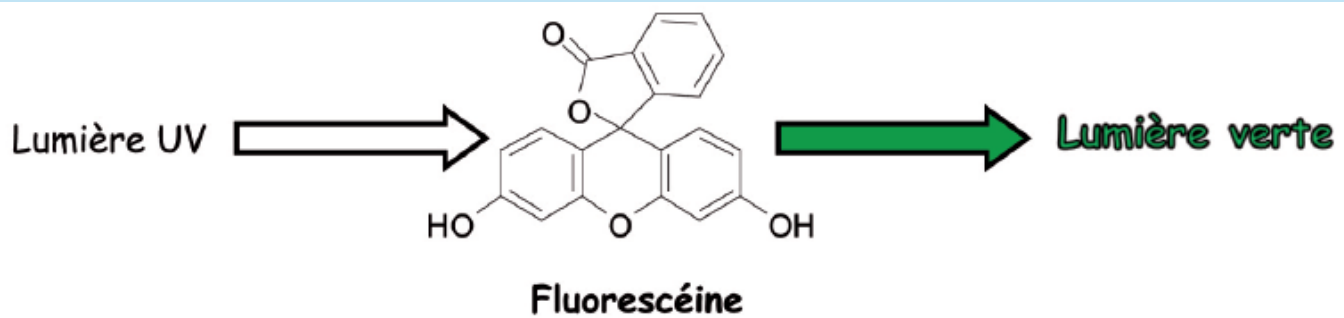
Mode opératoire

- Introduire dans le récipient choisi la solution de fluorescéine. Observer la couleur jaune à la lumière du jour (cette couleur jaune résulte de l'absorption sélective du bleu par la fluorescéine).
- Éclairer par la lampe UV et observer la lumière verte « flashie » (ou vert brillant) qui apparaît sous UV et disparaît sans UV.
- Insister ici sur le fait qu'il y a émission de lumière par la molécule (c'est ce qui donne l'aspect brillant).
- Puis arrêter les UV et retrouver la couleur jaune mat (sans émission de lumière).
- Faire de même avec du Schweppes® tonic. On observe une lumière bleue.
- Faire de même avec papier blanc. On observe une lumière bleue.
- Faire de même avec des encres de surligneurs préalablement étalées sur un papier.

Explications à adapter selon le public, élèves de lycée ou grand public

La fluorescéine

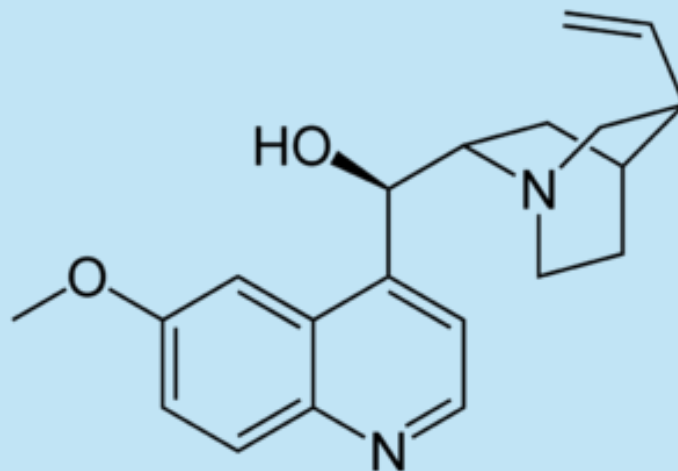
- C'est une molécule qui présente en son sein des électrons qui peuvent acquérir de l'énergie, c'est-à-dire monter à un niveau supérieur instable.
- Les électrons sont dits dans un état excité et tendent à revenir à un état stable. Lors de ce retour à l'état stable, ils émettent de l'énergie sous forme lumineuse.
- Ici il s'agit de la lumière verte.
- Ce phénomène s'arrête si on éteint la lampe UV. Ce phénomène est appelé fluorescence.
- La fluorescéine est dite une molécule fluorescente.



Source : Le laboratoire des couleurs - Anne Guillerand - [BUP vol. 104 \(Déc. 2010\)](#)

Avec du Schweppes

- On observe une lumière brillante bleue sous UV. Elle est dû à la molécule fluorescente de quinine présente dans le Schweppes®.



Formule de la quinine

Avec du papier blanc

- Pourquoi observe-t-on que le papier blanc émet du bleu quand on l'éclaire par la lampe UV ?
- Dans la composition du papier il a été ajouté des produits fluorescents dits azurants (comme l'azur : bleu).
- Pour faire un lien avec la vie de tous les jours, on trouve aussi ces additifs dans les lessives pour améliorer la sensation de blanc des tissus (« plus blanc que blanc » comme disent certaines publicités ou comme le caricaturait Coluche). Cette impression est due au fait que la lumière du soleil contient aussi des UV qui excitent les électrons des azurants.
- C'est le même effet que l'on observe avec les chemises blanches dans les boîtes de nuits où l'on danse en lumière dite noire (qui sont en réalité des UV proches du visible).
- Le phénomène est le même avec les traces de surligneurs qui ont été étalées sur du papier. Leur encre visible et résistante à la lumière sans pour autant masquer le texte lui-même, contient des agents fluorescents.

On peut citer d'autres composés fluorescents connus :

- Nombreux minéraux : fluorites (à l'origine du nom de la propriété), quartz, topaze...

- Monde végétal et vivant : chlorophylle, certains champignons, scorpions...
- Produit pharmaceutique : éosine
- Tubes d'éclairage fluorescents
- Utilisation de cette propriété dans l'art, aussi bien dans des peintures utilisant des pigments fluorescents que pour analyser les constituants des couches supérieures de peintures
- Utilisation pour certains diagnostics médicaux

Liens et Vidéos de l'expérience:

- [Lien 1](#)
- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)

Chimiluminescence

Emission de lumière provoquée par une réaction chimique réalisée avec le luminol

Matériel

- 1 balance au 1/100^e avec capsules plastiques pour pesées + spatules
- 2 grandes éprouvettes de 500 mL
- 1 très grande éprouvette de 1000 mL
- 2 éprouvettes de 5 mL ou pipettes graduées de 5 mL
- 1 pipette graduée de 3 mL ou 5 mL
- 1 propipette
- 1 cristalliseur

Produits

- luminol 0,1 g (le nom du luminol en nomenclature est la 5-amino-1,2,3,4-tétrahydrophthalazine-1,4-dione)
- solution d'hydroxyde de sodium NaOH (soude) à 10% 5 mL
- eau distillée (1 L)
- ferricyanure de potassium (ou (hexacyanoferrate(III) de potassium) solide 1,5 g
- eau oxygénée (ou solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène) à 30% (3 mL)

Mode opératoire

- Préparer sous hotte devant le public ou avoir préparé à l'avance (sauf l'ajout de l'eau oxygénée qui doit se faire au dernier moment)
- Éprouvette A (ou fiole jaugée A facile à boucher si réalisée à l'avance) : dissoudre 0,1 g de luminol dans 400 mL d'eau et ajouter 5 mL de soude à 10%.
- Éprouvette ou fiole jaugée B : dissoudre 1,5 g de ferricyanure de potassium dans 400 mL d'eau. Ajouter à la dernière minute 3 mL d'eau oxygénée à 30%
- Rendre sombre la pièce, verser simultanément le contenu des 2 éprouvettes A et B dans un grand entonnoir déposé sur la grande éprouvette à pied : il se produit une magnifique lumière bleue !

On peut aussi dans l'éprouvette B ne mettre que l'eau et l'eau oxygénée et le mode opératoire est alors le suivant.

- Introduire quelques cristaux de ferricyanure de potassium solide dans la grande éprouvette où aura lieu l'expérience.
- Rendre sombre la pièce, verser simultanément le contenu des 2 éprouvettes A et B via un grand entonnoir dans la grande éprouvette à pied : il se produit une magnifique lumière bleue !

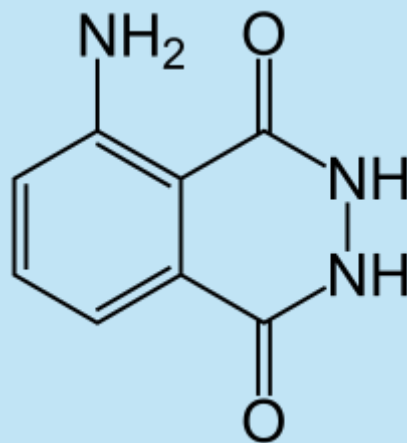
Quelques remarques

Quelques notions peuvent être développées sous forme de commentaires et à adapter selon le public pendant la démonstration

Présentation préalable des produits présents dans les éprouvettes :

- Éprouvette B : L'eau oxygénée : que tout le monde connaît et a dans sa pharmacie ; mais ici elle est beaucoup plus concentrée. C'est un produit très réactif et oxydant, surtout si elle est concentrée. Le ferricyanure est un composé contenant du fer à l'état oxydé [Fe (III)] C'est ici un catalyseur c'est à dire un produit qui va accélérer la réaction que l'on veut observer.
- Éprouvette A : La soude : elle crée un milieu basique propice à la réaction (on peut dire que tout le monde connaît la soude soit sous ce nom soit sous forme de Destop par exemple et en a dans sa cuisine sous les lavabos !! ce qu'il ne faut pas faire pour protéger les enfants !!!). Le luminol est une molécule complexe fragile en présence d'oxydant telle que l'eau oxygénée.

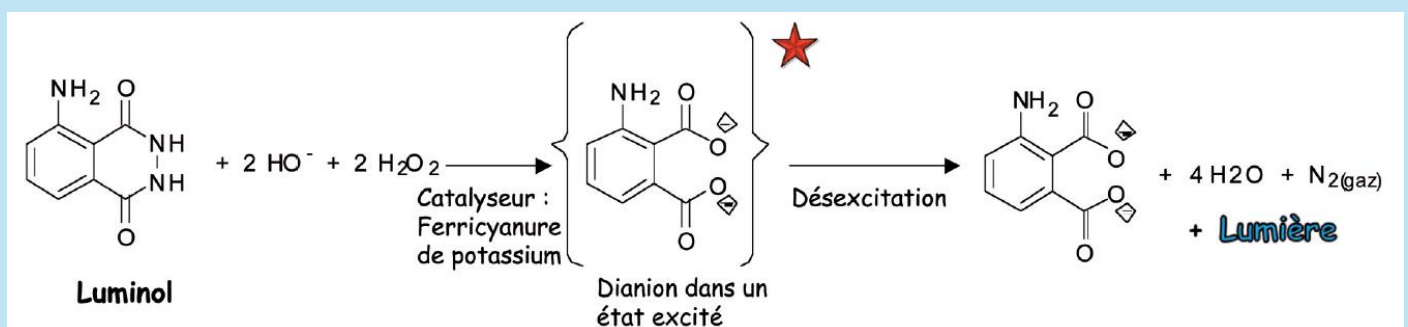
Si le public est un peu plus averti on peut ajouter que la fragilité concerne une partie seulement de la molécule, là où il y a 2 atomes d'azote liés entre eux. On peut aussi montrer le dessin de la molécule ou un modèle moléculaire et montrer les 2 atomes d'azote concernés.



formule du luminol

Explications

Quand les 4 produits sont mis en contact, le luminol et l'eau oxygénée en milieu basique, en présence de ferricyanure de potassium (comme catalyseur) réagissent vivement (ce qui libère une forte énergie) et il se forme du diazote, de l'eau et un di-anion aminophthalate dérivé du luminol, dans un état excité. Cet état résulte de l'énergie libérée par la réaction. Puis ce di-anion se désactive et émet une lumière bleue. La réaction chimique a ainsi créé de l'énergie que l'on observe sous forme lumineuse.



Source : Le laboratoire des couleurs - Anne Guillerand - [BUP vol. 104 \(Déc. 2010\)](#)

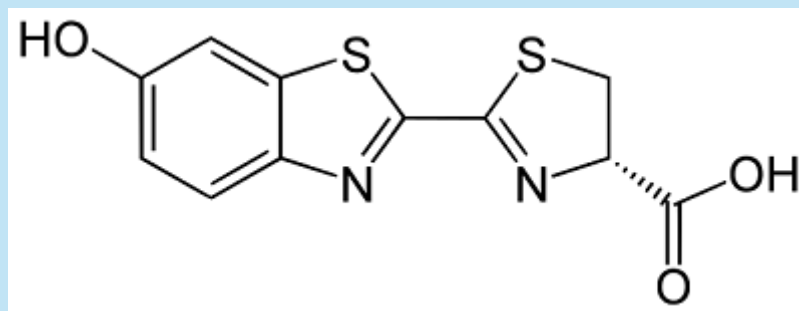
Exemples dans la vie courante

- Cette expérience est réalisée par la police scientifique pour rechercher des traces de sang. En effet l'hémoglobine du sang contient du fer à l'état oxydé Fe(II) qui en présence de

l'eau oxygénée passe à l'état de Fer(III) qui joue alors le rôle de catalyseur (à la place du ferricyanure que nous avons utilisé). Ce procédé a été repris dans un certain nombre de séries TV policières !

- Dans le monde animal, tout le monde a eu l'occasion de voir, lors de promenades nocturnes, des vers luisants ou des lucioles émettre des petites lumières jaunes à verdâtre. Cette lumière résulte d'une réaction chimique, propre à l'animal, dans le corps de la luciole. On parle aussi de bioluminescence. Ces émissions de lumière permettent aux couples de se trouver pour assurer la reproduction.
- Certains planctons et phytoplanctons sont aussi bioluminescents. Ce processus pouvant à la fois servir selon l'espèce pour le camouflage, l'attraction sexuelle, mais aussi la répulsion ou la communication.

Si on est en présence d'un public un peu plus averti, on peut préciser que dans les réactions de bioluminescence observées dans divers organismes vivants, le composé chimique à l'origine de la luminescence est presque toujours la luciférine. Celle-ci émet de la lumière en subissant une oxydation par le dioxygène grâce à l'intervention d'une enzyme, la luciférase qui joue le rôle de catalyseur.



formule de la luciférine

Liens et Vidéos de l'expérience:

- [Lien 1](#)
- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)
- [Vidéo 3](#)
- [Vidéo 4](#)
- [Vidéo 5](#)

Expérience combinée de chimiluminescence et de fluorescence réalisée avec du luminol et de la fluorescéine

- Même matériel et mêmes produits que l'expérience précédente.
- En plus une solution de fluorescéine ou fluorescéine en poudre.
- Même mode opératoire que l'expérience précédente, mais ajouter dans la solution A initiale de la fluorescéine en poudre ou en solution, de manière à obtenir une solution bien jaune.
- On peut sans doute utiliser pour cette dernière expérience les produits en quantités divisées par 2.
- Observer alors une lumière verte

Explications

- La même réaction chimique du luminol et de l'eau oxygénée conduit au di-anion qui en se désactivant excite la molécule de fluorescéine.
- Celle-ci en se désactivant à son tour donne la couleur verte qu'elle émettait sous UV.
- Cela peut avoir lieu avec tout autre molécule fluorescente ajoutée.
- On obtiendra l'émission de la couleur caractéristique de la molécule ajoutée.

Exemples dans la vie courante

Les bâtons lumineux festifs que l'on peut acheter lors de concerts ou fêtes et que l'on doit casser délicatement. Lors de la fracture du petit tube de verre intérieur, qui séparait les produits, les réactifs sont mis en contact et il se produit une réaction comparable à celle que nous venons d'observer, avec l'eau oxygénée, le luminol et la fluorescéine.

Il y a différentes couleurs selon les réactifs fluorescents introduits dans chacun des bâtons. Le phénomène s'arrête quand tous les produits chimiques contenus dans le bâton ont été consommés.

Liens et Vidéos de l'expérience:

- [Lien 1](#)
- [Lien 2](#)
- [Lien 3](#)

Jet de mousse ou dentifrice pour éléphant

Introduction

- Cette expérience amusante illustre la réduction de l'eau oxygénée par l'iodure de potassium, avec production d'une gerbe de mousse très chaude.

Matériel

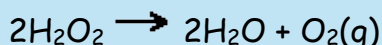
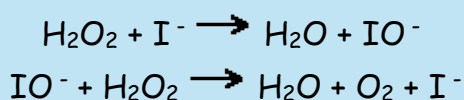
- Une grande bassine (ou un grand cristalliseur) posée sur une table recouverte de plusieurs sacs poubelles
- Une bouteille à eau ou à cola ou encore une grande éprouvette étroite
- Un petit bécher ou une tasse en plastique
- Un entonnoir
- Gants en latex
- Iodure de potassium (KI)
- Eau oxygénée (H_2O_2) à 130 volumes (30%)

Méthode et observations

- Dans le petit bécher dissoudre l'équivalent de deux spatules d'iodure de sodium dans quelques millilitres d'eau tiède.
- Dans la bouteille, verser grâce à l'entonnoir 60 ml de liquide à vaisselle mélangé avec du colorant alimentaire puis 120 ml d'eau oxygénée concentrée. Homogénéiser en faisant tourner le tout dans la bouteille.
- Placer l'éprouvette bien au centre de la bassine ou du cristalliseur. Poser l'ensemble sur une surface qui ne craint pas les produits chimiques ou qui est protégée par des sacs poubelles.
- Verser rapidement la solution d'iodure de potassium dans l'éprouvette et se reculer.
- Observer la formation de plus en plus rapide de mousse qui jaillit de l'éprouvette. La mousse fume, elle est très chaude.

Explications

- L'eau oxygénée réagit avec l'iodure de potassium selon une réaction d'oxydoréduction : l'eau oxygénée est réduite, l'iodure de potassium est oxydé.



- Remarquez qu'après avoir réagi avec une molécule d'eau oxygénée, l'ion iodure est régénéré ce qui lui permet de réagir avec une autre molécule. Cela peut continuer ainsi pendant des milliers de cycles.
- Cette réaction est exothermique, elle dégage de la chaleur, d'où la formation d'un léger brouillard autour de la mousse, provenant de la condensation de la vapeur d'eau.
- C'est une réaction autocatalysée par la chaleur qu'elle produit : la réaction produit de la chaleur et la chaleur accélère la réaction.

- La mousse provient des minuscules bulles de dioxygène (O_2) produites par la réaction. Le liquide à vaisselle emprisonne ces bulles et forme une fine mousse. Comme la réaction s'accélère la mousse monte de plus en vite. (Le liquide à vaisselle n'entre pas en jeu dans la réaction chimique.)
- Il est facile de montrer qu'il s'agit bien de dioxygène en touchant la mousse avec une baguette de bois incandescente : celle-ci se rallume.
- Dans le vidéo ci-dessous, la coloration beige de la mousse est due à la production de diiode (I_2) de couleur marron, reconnaissable à son odeur.
- Précautions
- Attention à ne pas toucher la mousse car elle pourrait contenir de l'eau oxygénée concentrée (risques de brûlures chimiques) et elle est très chaude (risques de brûlures thermiques). Éliminer la mousse avec une serpillière humide, bien rincer les surfaces touchées.
- La formation de diiode peut être irritante, aérer la pièce après l'expérience ou, mieux, faire cette dernière à l'extérieur. Le diiode tache irrémédiablement les vêtements à leur contact.

Liens et Vidéos de l'expérience:

- [Vidéo Prof-TC](#)
- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)
- [Vidéo 3](#)

Brouillard artificiel

Matériel

- 1 bécher (1 L)
- Permanganate de potassium (KMnO_4) pulvérisé
- Eau oxygénée (H_2O_2)

Méthode et observations

- Dans le grand bécher, préparer environ 300 mL d'une solution d'eau oxygénée à 20% .
- Verser une pincée de permanganate dans le bécher, la réaction est très vive et dégage un épais brouillard blanc qui se dissipe en quelques secondes.
- Lorsqu'on agite légèrement le récipient, la réaction reprend, et ceci jusqu'à ce que l'un des réactifs ait totalement disparu.

Explications

- Le permanganate de potassium oxyde l'eau oxygénée par une réaction d'oxydo-réduction très exothermique (dégagement important de chaleur). Sous l'effet de la chaleur, l'eau passe de l'état liquide à l'état gazeux, et cette vapeur d'eau se recondense instantanément en fines gouttelettes d'eau en suspension donnant un brouillard blanc.
- L'eau oxygénée est un composé métastable, sa décomposition en eau et dioxygène est fortement exothermique ($\Delta H_r^\circ = -196 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$), mais bloquée par une énergie d'activation importante ($E_a = +211 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Précautions

- L'eau oxygénée concentrée provoque de graves brûlures à la peau et aux muqueuses. Aussi, la manipulation doit être assistée par un adulte responsable et l'opérateur doit porter des gants et des lunettes de protection.
- La température du récipient est aussi très élevée, il vaut mieux éviter de saisir le bécher avec des gants de caoutchouc.

Liens et Vidéos de l'expérience :

- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)

Le génie dans la bouteille

Matériel

- Ballon de 1000 mL avec bouchon
- Peroxyde d'hydrogène, H_2O_2 à 27%
- Dioxyde de manganèse, MnO_2
- Eprouvette graduée de 100 mL
- Spatule
- Lunettes de protection
- Gants en plastique
- Lunettes de protection

Méthode et observations

- Porter les gants et les lunettes
- Verser 250 mL de peroxyde d'hydrogène dans le ballon
- Transférer dans le ballon 1,5 g de dioxyde de manganèse (pour le spectacle, le fixer à la base du bouchon par une pellicule de plastique qui libérera le MnO_2 quand on retire le bouchon !!!)
- Le liquide se met à bouillir
- Une grande quantité de vapeur d'eau se condense après avoir jailli avec force du ballon
- A ce moment, on entend parfois la "plainte du génie"

Explications :

- Quand MnO_2 est ajouté à la solution de H_2O_2 , une réaction d'oxydoréduction se passe.
- MnO_2 est réduit en Mn^{2+} en accord avec la réaction:
$$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$$
- Les ions Mn^{2+} formés sont alors oxydés comme suit:
$$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^-$$
- Après cela, les ions MnO_4^- sont réduits à nouveau pour reformer du MnO_2 :
$$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- Comme MnO_2 a été régénéré à la fin de la réaction, cela prouve bien qu'il agit en tant que catalyseur.



Précautions

- Il faut se placer dans un lieu ventilé et ne pas être proche de la projection du brouillard.
- Porter gants et lunettes.
- Les deux produits utilisés peuvent être dangereux.

Liens et Vidéos de l'expérience:

- [Vidéo 1](#)

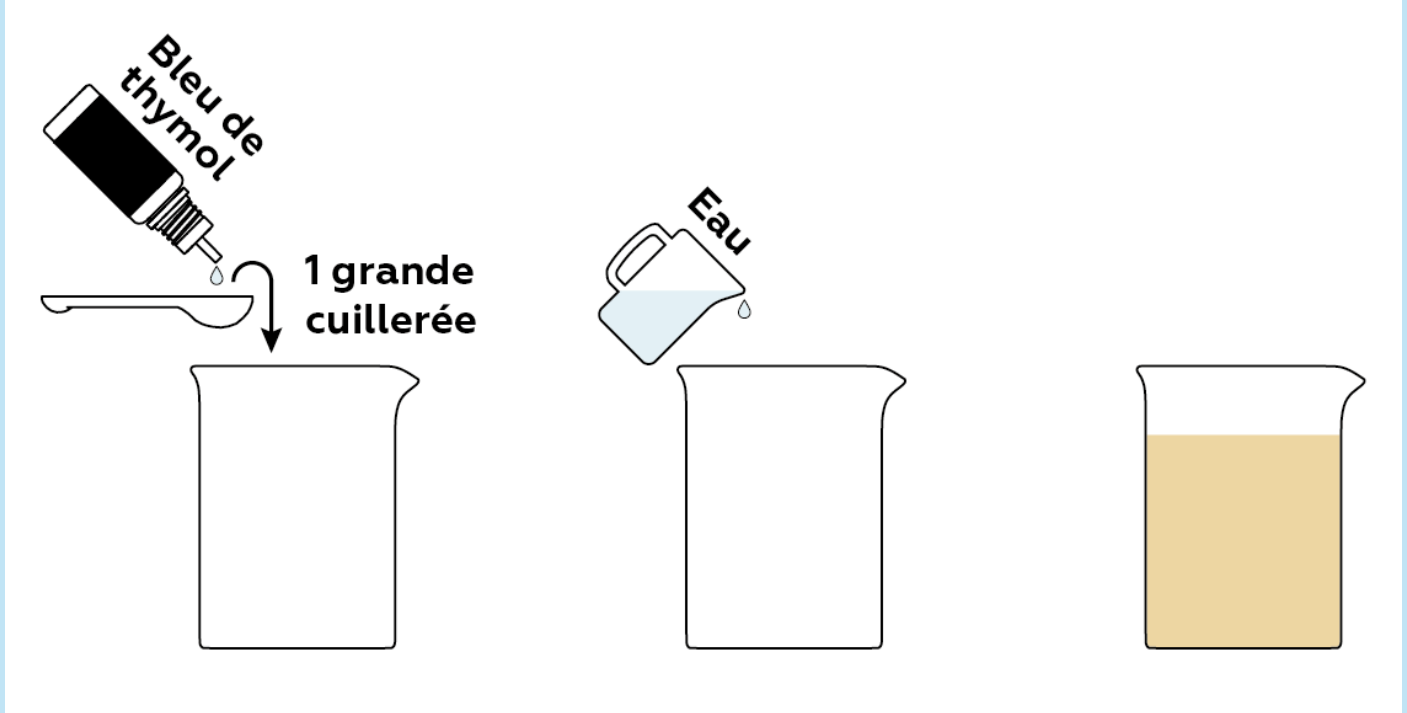
Le liquide magique

Réactifs

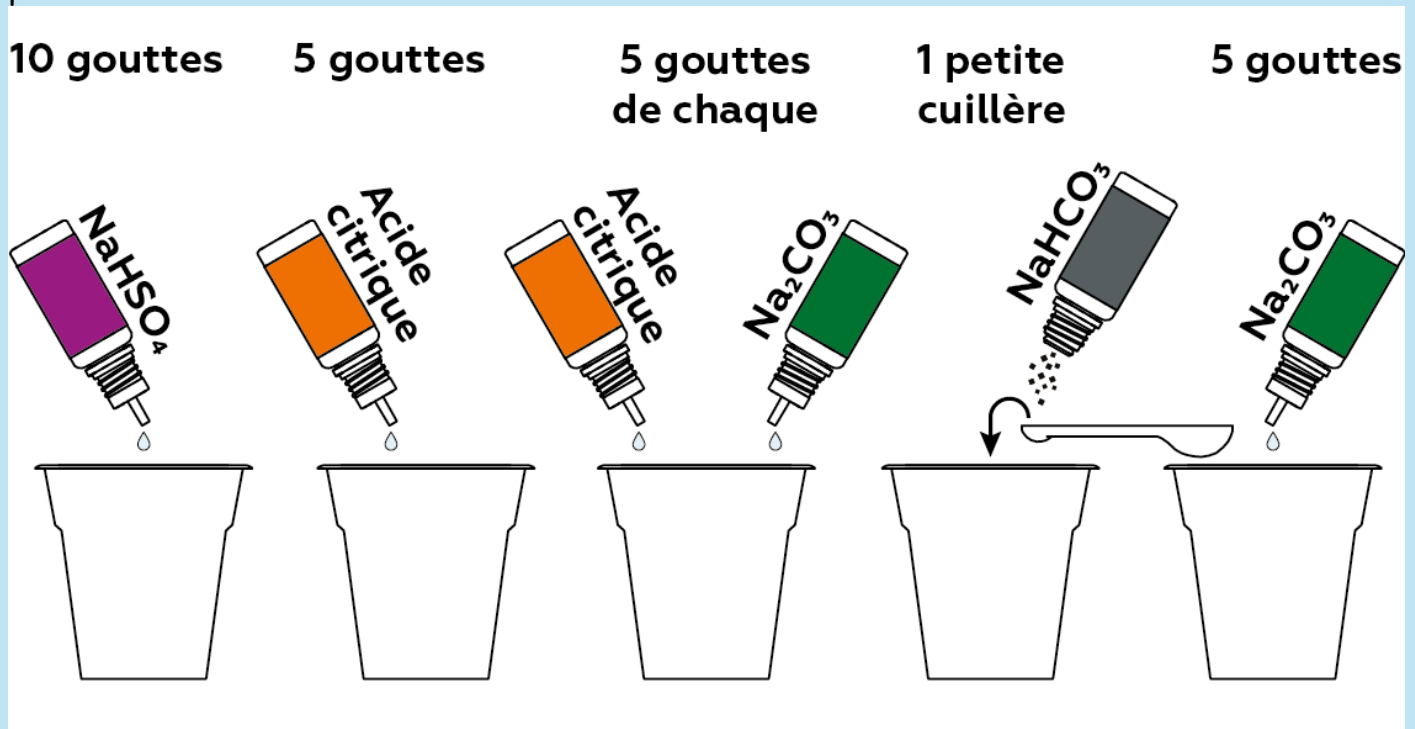
- Carbonate de sodium
- Hydrogénocarbonate de sodium
- Hydrogénosulfate de sodium
- Acide citrique
- Bleu de thymol

Instructions pas à pas

Préparez d'abord l'indicateur de pH : une solution de bleu de thymol.

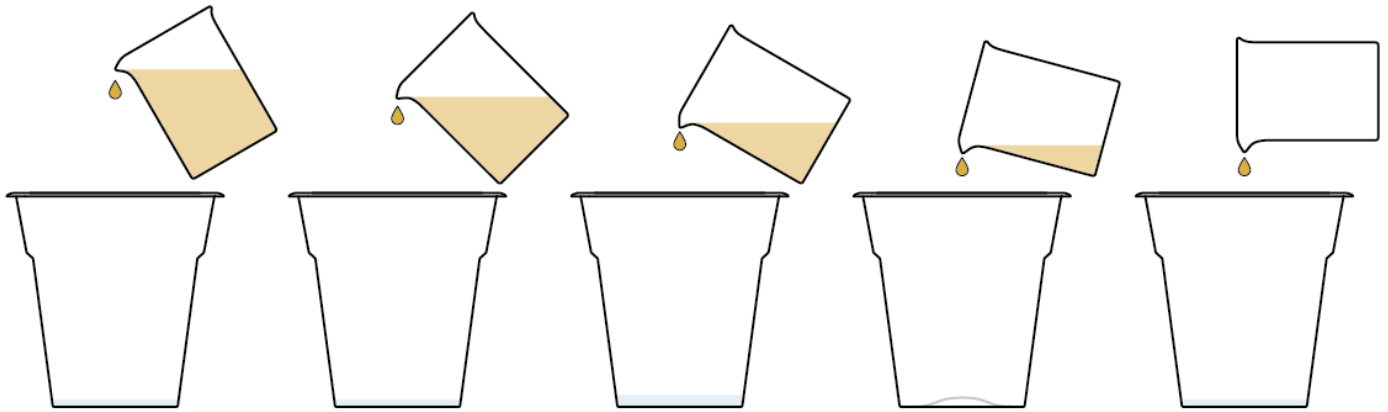


Préparez maintenant des échantillons de composés qui influenceront de différentes manières le pH de la solution.

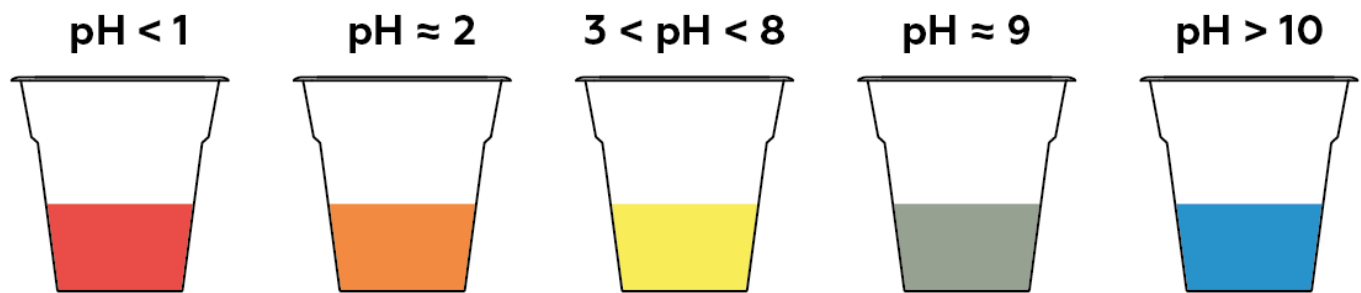


Ajoutez la solution d'indicateur de pH à chacun des échantillons.

répartissez la solution équitablement



Les indicateurs de pH sont des substances qui, lorsqu'on les ajoute à une solution, changent de couleur en fonction du pH de la solution. Le pH d'une solution peut être déterminé par la couleur de l'indicateur.



Pourquoi le liquide change-t-il de couleur ?

Pour récapituler : nous avons préparé cinq gobelets en plastique jetables contenant chacun une petite quantité de substances différentes, puis nous avons ajouté la solution de bleu de thymol à chacun d'eux. Comme chaque gobelet contenait une substance différente, les molécules de bleu de thymol se sont retrouvées dans des environnements très diversifiés, et se sont donc comportées différemment.

Analysons en détail ce qui s'est passé dans chaque gobelet. Nous appellerons le bleu de thymol « Ind » (indicateur).

Gobelet n°1 (rouge)

Nous avons mis 5 gouttes de solution de bisulfate de sodium NaHSO_4 dans le premier gobelet. Une fois dissous dans l'eau, il se dissocie allègrement en trois particules chargées (appelées ions) :

$$\text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$$

En conséquence, de nombreuses particules H^+ (ions d'hydrogène ou protons) sont libérées dans la solution du gobelet. En raison de la grande quantité de protons H^+ , l'acidité du milieu augmente, et le bleu de thymol (Ind^{2-} -bleu) devient rouge H_2Ind .

Gobelet n°2 (orange)

L'acide citrique $C_6H_8O_7$ du deuxième gobelet se dissocie également dans l'eau, produisant des protons H^+ . Chacune de ses molécules peut aussi former trois H^+ entiers ! Mais contrairement au $NaHSO_4$, l'acide citrique le fait à contrecœur, ce qui explique pourquoi beaucoup moins de H^+ est libéré dans la solution du second gobelet, que du premier. Par conséquent, une partie du bleu de thymol devient rouge H_2Ind , et une autre partie devient jaune $HInd^-$. Ce mélange de jaune et de rouge, tout comme en peinture, produit du orange.

Gobelet n°3 (jaune)

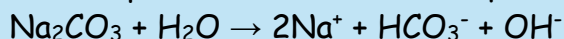
Dans le troisième gobelet, le mélange d'acide citrique $C_6H_8O_7$ et de carbonate de sodium Na_2CO_3 produit encore moins de protons H^+ . Par conséquent, tout le bleu de thymol dans un tel environnement devient jaune $HInd^-$. En réalité, le milieu dans le troisième gobelet est presque neutre. Vous pourriez penser que nous obtiendrions le même résultat si nous ajoutions simplement le bleu de thymol à un gobelet d'eau plate. Cependant, même une eau potable pure contient du dioxyde de carbone dissous, ce qui rend son milieu légèrement acide. C'est pourquoi nous utilisons un mélange d'acide citrique et de carbonate de sodium. Incidemment, lorsque ces deux substances sont mélangées, du dioxyde de carbone se forme, ce qui provoque la formation de bulles.

Gobelet n°4 (vert)

L'hydrogénocarbonate de sodium $NaHCO_3$ se dissout dans l'eau, en se dissociant en Na^+ , H^+ et en CO_3^{2-} . Sa solution est légèrement basique. Par conséquent, nous pouvons observer une solution légèrement verte, résultant d'un mélange de $HInd^-$ jaune et d' Ind^{2-} bleu.

Gobelet n°5 (bleu)

Dans le dernier gobelet, le bleu de thymol est présent sous sa forme naturelle Ind^{2-} et il est, comme son nom l'indique, bleu - ce qui indique que le milieu dans le gobelet est basique. C'est le résultat de l'interaction de l'eau avec le carbonate de sodium Na_2CO_3 , ce qui donne les ions OH^- responsables du milieu basique :



Liens et Vidéos de l'expérience :

De la cuisine à la chimie

Une échelle de teinte - Le chou rouge

Introduction

On utilisait il y a quelque temps des extraits de plantes qui changent de couleur avec l'acidité du milieu (...).

- Le chou rouge, de loin l'extrait le plus intéressant car sa couleur change nettement suivant la valeur du pH.

La cuisson du chou rouge peut réserver des surprises: chou rouge et eau de cuisson deviennent rapidement bleus. Pour rendre au chou sa couleur violette, on peut ajouter un filet de citron ou du vinaigre.

Après avoir égoutté le chou, une autre modification de couleur peut surprendre le cuisinier: versée dans un évier contenant un détergent, l'eau de cuisson devient verte.

La coloration du chou rouge est due à des anthocyanes.

Matériel

- Pour l'extraction du jus
 - Environ 50 g de chou cru
 - Couteau pour découper en morceaux le chou rouge
 - Eau
 - Bécher
 - Système de chauffage
 - Système de filtration (entonnoir + papier filtre +
 - Porte entonnoir + bécher
- Pour les observations
 - Jus de citron
 - Vinaigres
 - Produit savonneux
 - Eau
 - Solution de bicarbonate de soude,
 - Solution d'acide chlorhydrique à 1 mol.L^{-1}
 - Solution de soude à 1 mol.L^{-1}
 - Solution d'acide éthanoïque à 1 mol.L^{-1}
 - Solution d'ammoniaque à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$

Extraction du jus du chou rouge

Plusieurs procédés sont possibles

- Faire cuire du chou rouge, puis de récupérer l'eau de cuisson (filtration au tamis ou papier filtre).
- Broyer quelques feuilles de chou rouge dans un mortier avec de l'eau distillée (et sable de Fontainebleau) puis filtrer (tamis ou papier filtre). Procéder à l'extraction par chauffage dans un montage de type « à reflux » dans l'eau.

Manipulations & observation des propriétés

- Dans des tubes à essais verser environ 5 mL de jus de choux rouge (pipette graduée) puis quelques gouttes (ou 1 à 2 mL) des différentes solutions disponibles sur la paillasse.
- Réalisation d'une échelle de teinte :
 - Dans des tubes à essais numérotés, ajouter 5 mL de jus de choux rouge puis :
 - Dans le tube 1 ajouter : 5 mL d'acide chlorhydrique et 5 mL d'eau distillée
 - Dans le tube 2 ajouter : 4 mL d'acide chlorhydrique et 6 mL d'eau distillée
 - Dans le tube 3 ajouter : 3 mL d'acide chlorhydrique et 7 mL d'eau distillée
 - Dans le tube 4 ajouter : 2 mL d'acide chlorhydrique et 8 mL d'eau distillée
 - Dans le tube 5 ajouter : 1 mL d'acide chlorhydrique et 9 mL d'eau distillée
 - Dans le tube 6 ajouter : 10 mL d'eau distillée
 - Dans le tube 7 ajouter : 1 mL de soude et 9 mL d'eau distillée
 - Dans le tube 8 ajouter : 2 mL de soude et 8 mL d'eau distillée
 - Dans le tube 9 ajouter : 3 mL de soude et 7 mL d'eau distillée
 - Dans le tube 10 ajouter : 4 mL de soude et 6 mL d'eau distillée
 - Dans le tube 11 ajouter : 5 mL de soude et 5 mL d'eau distillée



Teintes du jus de chou rouge, selon l'acidité

Liens et Vidéos de l'expérience :

- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)
- [Vidéo 3](#)

Les flammes colorées

Matériel

- Tiges en bois pour brochettes
- 7 tubes à essai, autant que de sels métalliques disponibles
- Bec Bunsen
- Sels métalliques en poudre :
 - Sulfate de cuivre : CuSO_4
 - Nitrate de baryum : $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
 - Nitrate de strontium : $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$
 - Chlorure de calcium : CaCl_2
 - Nitrate de potassium : KNO_3
 - Chlorure de lithium : LiCl
 - Chlorure de sodium : NaCl

Méthode et observations

- Préparer les solutions de sels métalliques en introduisant dans chaque tube une cuillerée à café de poudre. Laver bien la cuillère entre chaque poudre de manière à ne pas faire de mélanges.
- Remplir les tubes d'eau aux 2/3 et plonger une tige en bois dans chaque tube.
- Au-dessus de la flamme (la plus bleue possible), faire passer successivement les tiges en bois imbibées des solutions de sels. Observer les différentes couleurs :

Cation métallique	Couleur de la flamme
<u>Cuivre</u> (Cu^{2+})	Vert/Bleu
<u>Baryum</u> (Ba^{2+})	Vert pâle/Jaune
<u>Strontium</u> (Sr^{2+})	Rouge
<u>Calcium</u> (Ca^{2+})	Orangé-rouge
<u>Potassium</u> (K^+)	Lilas
<u>Lithium</u> (Li^+)	Rose fuschia
<u>Sodium</u> (Na^+)	Jaune orangé

Explications

- Quand un sel métallique est placé dans une flamme assez chaude, il absorbe de l'énergie puis la restitue sous forme de lumière. Si la lumière émise appartient au domaine visible, nous observons une couleur.
- La couleur de la flamme ne dépend pas de la couleur de la solution du sel. Par exemple, la solution de sulfate de cuivre est bleue et sa couleur de flamme est verte. De nombreux ions métalliques donnent des solutions colorées (cobalt, nickel, fer...) mais n'ont pas de couleur de flamme ; ceci parce que l'émission de lumière n'est pas dans le domaine du visible, mais dans l'ultra-violet.

Liens et Vidéos de l'expérience :

- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)

Eruption colorée - Lampe à lave

Matériel

- 3 petits béchers
- 1 pipette jaugée de 3 mL
- 1 Erlenmeyer (ou ballon) de 100mL et tube à dégagement adapté
- 2 éprouvettes de 100mL
- 1 cristalliseur
- Colorants alimentaires : bleu, rouge et vert
- Vinaigre blanc à 6° (ou Acide éthanoïque à 1,0 mol.L⁻¹)
- bicarbonate de sodium en poudre ou comprimés d'Alka Seltzer
- huile de colza

Protocole

- Verser 10 g de bicarbonate de sodium au fond d'un erlenmeyer de 100 mL
- Ajouter 90 mL d'huile de colza.
- Verser dans 3 petits béchers 10 mL environ de vinaigre blanc à 6° (ou d'acide éthanoïque) et rajouter pour chacun d'eux, une goutte de colorant mis à votre disposition (bleu, rouge et jaune).
- A l'aide d'une pipette jaugée, pipeter 3,0 mL d'une des trois solutions de vinaigre blanc à 6° (ou d'acide éthanoïque) colorées.



Remarque: au lieu d'utiliser du bicarbonate de sodium en poudre on peut utiliser des comprimés d'Alka Seltzer que l'on mettra au fond du récipient à la fin de la préparation.

Liens et Vidéos de l'expérience:

- [Vidéo 1](#)
- [Vidéo 2](#)

