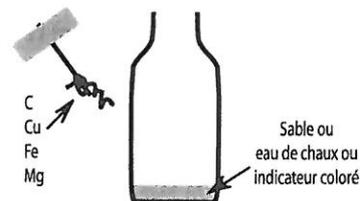


3 C.1		Combustion dans le dioxygène : carbone, cuivre, fer, (magnésium ¹)	
Durée : Préparation 10 min Manipulation 10 min		Bibliographie : [5] [25] [31] [39] [97] [98]	
Prérequis	Objectifs	Thème d'enseignement	
Savoir - reconnaître les matériaux ; - utiliser une bouteille de gaz.	Introduire les notions : - d'oxydation ; - de réduction.	- Combustion - Oxydation	
Matériel	Réactifs		
Flacon en verre résistant à la chaleur bouchon en liège avec attache de cuivre, têt à combustion.	Tournure de cuivre, barreau de graphite, paille de fer, ruban de magnésium Dioxygène gazeux  eau de chaux, sable Indicateurs colorés : rouge de méthyle (0,2 % dans l'alcool), phénolphtaléine (0,1 % dans l'alcool)		
Principe			
On effectue la combustion de différents éléments dans un flacon rempli de dioxygène. Les équations stœchiométriques des réactions sont :			
$\begin{aligned} \text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} &= \text{CO}_{2(g)} \\ 2 \text{Cu}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} &= 2 \text{CuO}_{(s)} \\ 3 \text{Fe}_{(s)} + 2 \text{O}_{2(g)} &= \text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} \\ 2 \text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} &= 2 \text{MgO}_{(s)} \end{aligned}$			
Mode opératoire			
Préparer un copeau de cuivre, un morceau de graphite de forme allongée, une petite pelote de paille de fer ou un petit ruban de magnésium.			
Les suspendre à l'aide d'un fil de cuivre ou de fer accroché à un bouchon en liège.			
Remplir de dioxygène un flacon en verre épais résistant à la chaleur .			
Introduire l'échantillon porté à incandescence dans le flacon et boucher immédiatement :			
- cas du carbone : mettre 20 à 30 mL d'eau de chaux (ou de l'eau distillée contenant quelques gouttes de rouge de méthyle) au fond du flacon ; observer, expliquer ;			
- cas du fer : disposer une couche de sable au fond du flacon afin d'éviter les chocs thermiques dus à la chute des globules d'oxyde formés ;			
- cas du cuivre : observer le ruban après combustion ;			
- cas du magnésium : la réaction est très vive : disposer une couche de sable au fond du flacon ; travailler sous hotte ; après réaction, ajouter 20 à 30 mL d'eau contenant quelques gouttes de phénolphtaléine au fond du flacon ; observer la coloration, en expliquer la raison.			



¹ Attention, la réaction est extrêmement vive et la lumière éblouissante.

magnésium 1)

39] [97] [98]

ne d'enseignement

mbustion
ydation

reau de graphite, paille de

ge de méthyle (0,2 % dans
e (0,1 % dans l'alcool)

dioxygène. Les équations

Sable ou
eau de chaux ou
indicateur coloréimmédiatement :
stillée contenant quelques

les chocs thermiques dus à

sable au fond du flacon ;
quelques gouttes de**Compléments théoriques**

Cette expérience est une illustration de l'oxydation des éléments, C, Cu, Fe et Mg décrite en termes de « gain d'oxygène » :

- le graphite est porté au rouge, il se consume quand on le met en présence de dioxygène. L'oxyde formé, CO_2 , réagit avec l'eau de chaux¹ contenue dans le flacon : il se forme CaCO_3 , insoluble : « l'eau de chaux se trouble » ; le rouge de méthyl prend la couleur de sa forme acide, rouge ; CO_2 est un « oxyde acide » ; la solubilité de CO_2 dans l'eau est de $0,04 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ environ, à température ambiante ;
- le fer s'enflamme lorsqu'on le chauffe mais la combustion ne dure pas. C'est du reste la difficulté avec cet élément. En l'introduisant dans le flacon rempli de dioxygène, la combustion se ravive et le fer brûle en émettant des étincelles. La température est suffisante pour que l'oxyde formé, Fe_3O_4 , fonde et forme des globules qui tombent au fond du flacon. Le sable permet d'éviter tout choc thermique ;
- le cuivre brûle à l'air en donnant l'oxyde de cuivre (I) sous forme d'irisations sur le copeau. En l'introduisant dans le flacon rempli de dioxygène, la combustion devient plus vive et conduit à l'oxyde de cuivre(II), noir qui se détache facilement de son support ;
- le magnésium s'enflamme lorsqu'on le chauffe. En l'introduisant dans le flacon rempli de dioxygène, la combustion devient plus vive et la flamme plus intense. L'oxyde formé, MgO , se dissout dans l'eau contenue dans le flacon : il se forme $\text{Mg}(\text{OH})_2$, la phénolphthaléine prend la couleur de sa forme basique, rouge violacé ; MgO est un « oxyde basique ».

Notons que ces réactions sont très exothermiques et non spontanées (heureusement...).

Compléments pratiques

Éviter tout contact entre le matériau incandescent et le flacon de verre sous peine de voir ce dernier se fêler sous l'effet du choc thermique : pour cela maintenir l'échantillon dans l'axe du support.

Éviter de compacter la pelote de paille de fer : elle ne s'enflammerait pas à l'air : au contraire détacher les brins afin que l'air puisse circuler. Il suffit d'un point incandescent pour que la combustion se ravive.

Bien décaper la tournure de cuivre à la toile émeri avant de la porter dans la flamme du bec Bunsen². Elle se recouvre d'irisations rouges dues à la formation d'oxyde cuivreux Cu_2O : l'oxydation à l'air est partielle.

Dans le cas du magnésium, bien décaper le ruban qui s'oxyde à l'air en surface. Utiliser très peu de magnésium et porter des lunettes filtrant les rayons ultra-violet à cause de l'intensité de la lumière émise.

Ne pas hésiter à agiter le flacon, en fin de réaction, pour aider à la dissolution des produits formés (sauf Fe_3O_4 bien sûr !).

Compléments culturels

La chaux « vive », ou CaO , traitée par l'eau, dégage une grande quantité de chaleur et se transforme en hydroxyde de calcium, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, vendu dans le commerce sous forme de poudre blanche et sous le nom *chaux éteinte* ou *chaux hydratée*. L'eau de chaux, solution alcaline de chaux éteinte dans l'eau, est utilisée en médecine comme antiacide dans le traitement des intoxications et des brûlures.

¹ Voir 3 C.23, p. 208.

² Ou d'un « brûleur électrique », sans flamme, sa version moderne, permettant d'éviter l'utilisation de gaz de ville.

L'oxyde de magnésium ou magnésite, MgO, est une poudre blanche fondant à 2500 °C ; elle est antiacide et laxative ou purgative à forte dose ; c'est le contre poison des acides et de l'anhydride arsénieux. Dans l'eau elle conduit à l'hydroxyde de magnésium ou « magnésite hydratée » Mg(OH)₂.



Observations

Réaction entre le carbone et le dioxygène : le morceau de graphite est incandescent (rouge brillant). La combustion est vive, sans flamme. CO₂ se dissout dans l'eau selon CO_{2(g)} + H₂O_(l) = H₂CO_{3(aq)}¹.

Réaction entre le fer et le dioxygène : l'oxyde fond et forme des « globules » d'oxyde.

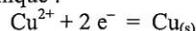
Réaction entre le cuivre et le dioxygène : c'est avec le cuivre que la réaction est la moins vive, la moins spectaculaire.

Réaction entre le magnésium et le dioxygène : la combustion dans le dioxygène est très vive, elle produit une lumière blanche éblouissante² ainsi qu'une fumée blanche, MgO. Une partie se dépose sur les parois du flacon ; lorsqu'on la dissout dans l'eau contenue dans le flacon : la phénolphthaléine rosit³.

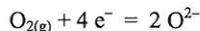
Interprétations

Cette expérience permet de passer aisément du « modèle oxygène » au « modèle n.o. ».

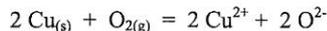
L'oxydation du cuivre a pour équation stœchiométrique : Cu_(s) + ½ O_{2(g)} = CuO_(s). CuO est un oxyde ionique : chaque atome de cuivre donne naissance à un cation Cu²⁺, et chaque molécule de dioxygène donne naissance à deux anions O²⁻. Il s'est donc produit une réaction d'oxydation du métal cuivre, de demi-équation électronique :



et une réaction de réduction du gaz dioxygène, selon la demi-équation électronique :



D'où l'équation bilan :



ou



De la même façon, lors des réactions C_(s) + O_{2(g)} = CO_{2(g)}, et 2 Mg_(s) + O_{2(g)} = 2 MgO_(s), le carbone et le magnésium ont « gagné de l'oxygène » ; ils sont passés du degré d'oxydation 0 au degré d'oxydation +IV dans CO₂ et +II dans MgO, bien qu'il n'y ait pas de charges apparentes.

Dans le cas du fer, l'oxydation est susceptible de donner :

- FeO, oxyde de fer(II) peu stable et qui a tendance à la non-stœchiométrie⁴ par oxydation partielle de certains atomes de fer(II) en fer(III) ;
- Fe₂O₃, oxyde de fer (III), dont il existe différentes formes, hématite, αFe₂O₃ qui sert de pigment et d'agent de polissage alors que la forme γFe₂O₃ est utilisée dans la fabrication de bandes magnétiques ;
- Fe₃O₄, enfin, le plus stable, oxyde mixte de fer(II) et de fer(III), ou magnétite, de structure spinelle inverse (voir la structure fiche 3 D.6, p. 232), que l'on devrait écrire Fe^{II}(Fe^{III})₂O₄ afin de mettre en évidence les deux degrés d'oxydation du fer.

¹ D'où son nom d'« anhydride carbonique », nom qui n'est plus utilisé, ou presque...

² Mise à profit dans la fabrication des lampes « flash » bien connues des photographes.

³ La solubilité de MgO dans l'eau est assez faible : la coloration peut être assez faible.

⁴ Cf. [60], p. 139.