

Les cycles du soufre et du fer en 5°

par Claude DUBOC,
Université de Paris VI

et Madeleine MESMIN,
C.R.F.C.E.P.G. de Paris Batignolles.

L'expérience qui consiste à enflammer le sulfure d'hydrogène au fur et à mesure de sa formation présente des avantages de divers ordres.

SECURITE.

Si le risque d'explosion du mélange avec l'air du gaz qui se dégagerait dans la salle est infime, comme l'indique l'article de M^{me} TONNELAT dans le récent bulletin, il n'en reste pas moins que le risque d'irritation des poumons ne l'est pas (se reporter à l'article du même auteur du bulletin n° 650 de janvier 1983). Aussi, la destruction de ce gaz par combustion supprime-t-elle ce deuxième risque.



Il est bon, toutefois, dès que l'addition de l'acide chlorhydrique sur le sulfure de fer est fait, d'attendre que la réaction ait démarré depuis quelques secondes de façon à purger le *tube* à essais. Ceci coïncide d'ailleurs avec le fait que l'on commence à sentir le gaz. Le produit nouveau est donc décelé.

On bouche alors le tube avec le bouchon surmonté de la pipette, puis on enflamme le gaz à la sortie de celle-ci. Inutile de se presser : chacun apprend à manipuler calmement.

EXPLOITATION DE L'EXPERIENCE.

— On met en évidence le caractère combustible d'un gaz peu commun (1).

— On met en évidence sa consommation : en effet, il se forme mais on ne le sent plus.

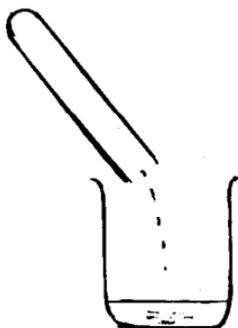
— On peut observer la couleur de la flamme lors de cette combustion et la comparer à celle que l'on observe lors de la combustion du soufre dans l'oxygène; la chimie se construit ici comme une science et non comme un catalogue de faits juxtaposés.

— En écrasant la flamme sur la paroi d'un récipient en verre, donc en limitant l'apport d'oxygène, on favorise la combustion incomplète du sulfure d'hydrogène et la formation de soufre facilement reconnaissable (2).

Le cycle est alors bouclé pour l'élément soufre que l'on retrouve dans le corps simple comme au départ (réaction du soufre et du fer).

PROLONGEMENT POSSIBLE.

La réaction peut se poursuivre ainsi jusqu'à la consommation totale du sulfure de fer. La flamme bleue, après s'être éteinte, disparaît. La fin de réaction est ainsi décelée. On n'a même pas à filtrer. Il suffit de transvaser délicatement le contenu liquide du tube à essais dans un petit récipient (pot à yaourt par exemple) contenant environ 10 cm³ d'eau de Javel diluée. Il se forme un précipité dont la couleur rouille suggère qu'il peut s'agir d'un produit contenant l'élément fer (3).



La manipulation ainsi menée évite un dégagement de chlore ; ce gaz se forme lors de la réaction inévitable de l'acide chlorhydrique restant sur l'hypochlorite de sodium (procédé de préparation du chlore) (4) et ici en quantité très faible.

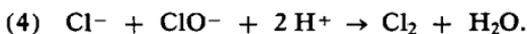
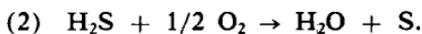
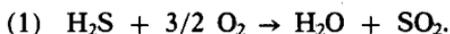
ECONOMIE (*).

Le mode opératoire présenté ici nécessite l'emploi de très petites quantités de réactifs :

1 gramme de sulfure de fer,

4 cm³ de solution chlorhydrique environ 5 fois molaire
(solution étiquetée $d = 1,15$ diluée à 50 %).

Ecriture des réactions chimiques mises en cause à ne pas reproduire en classe :



(*) Elle permet de plus, grâce à l'exothermicité de la réaction entre sulfure de fer et acide chlorhydrique diminuant la solubilité du gaz sulfure d'hydrogène en solution, de par la combustion du sulfure d'hydrogène au fur et à mesure de sa production, de produire l'hydroxyde ferrique en milieu peu sulfuré.