

Sulfate de fer, cristal [M21]

1. NATURE DU REACTIF :

Il existe deux variétés de sulfate de fer : le sulfate ferreux, ou sulfate de fer (II), dont la formule est FeSO_4 , et le sulfate de fer (III), ou sulfate ferrique, qui répond à la formule $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. C'est l'état d'oxydation de l'atome de fer qui est responsable des différentes variétés. Dans le FeSO_4 , le fer est à l'état +2 (Fe^{2+} ; ion ferreux), c'est-à-dire qu'il a perdu deux électrons, tandis que dans le $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, il en a perdu trois ; le fer est alors à l'état +3 (Fe^{3+} ; ion ferrique).

C'est le sulfate ferreux que l'on utilise en mycologie. Celui-ci peut être soit anhydre (libre de toute molécule d'eau), soit hydraté. C'est la forme hydratée, que l'on appelle aussi cristallisée, qui est la plus employée. En effet chaque molécule de sulfate de fer (II), en cristallisant, capture sept molécules d'eau : on parle de sulfate ferreux heptahydraté ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$). Ce corps est susceptible, avec le temps, de perdre ses molécules d'eau, et donc de se déshydrater : on parle d'efflorescence des cristaux.

Le sulfate ferreux se présente sous forme de petits cristaux verts à l'état hydraté, et d'une poudre blanchâtre à l'état anhydre. Le sulfate ferrique, quant à lui, a une couleur rouille. Le sulfate ferreux s'ionise en solution aqueuse selon l'équilibre suivant :



Et le Fe^{2+} (ion ferreux) s'oxyde très facilement en ion ferrique :



C'est pour cela que les solutions de sulfate ferreux virent en quelques temps du vert au rouille. C'est pour cela également que l'on préfère utiliser le cristal de sulfate ferreux, qui s'oxyde beaucoup moins rapidement que la solution.

2. PREPARATION :

Acide sulfurique concentré (95-100 %) :	0,1 ml
Eau bidistillée :	→ 100 ml
Sulfate de fer (II) heptahydraté :	55 g

Transférer d'abord environ 50 ml d'eau bidistillée dans une fiole jaugée de 100 ml, puis y ajouter les 0,1 ml d'acide et amener au trait de jauge avec la quantité supplémentaire nécessaire d'eau bidistillée (il en faut donc à peu près encore 50 ml). Bien agiter puis vérifier le pH de la solution, qui doit être compris entre 1 et 2.

Créateur du projet : Didier BAAR (=) Auteur de la fiche technique : Didier BAAR (=)

Responsable : Marcel LECOMTE (Cercle Mycologique de Namur & Cercle des M.L.B.)

Collaborateurs : Philippe DUFOUR (Cercle Mycologique de Namur) – Roland HANON (Cercle des M.L.B.)

Cercle des Mycologues du Luxembourg belge asbl (M.L.B.), Président : Paul PIROT, rue des Peupliers, 10, B-6840 NEUFCHATEAU

Pour vos commandes : voir la feuille du Catalogue

Broyer ensuite soigneusement le sulfate de fer au mortier, puis l'ajouter par petites fractions dans l'eau en agitant entre chaque ajout. Poursuivre l'agitation jusqu'à dissolution totale. La solution a une teinte verte et contient généralement quelques particules de couleur rouille. Filtrer et récupérer le filtrat dans un cristalliseur de 500 ml, puis laisser évaporer jusqu'à siccité presque complète (environ deux semaines). Laver alors rapidement les cristaux au méthanol, puis les éponger et les laisser sécher quelques minutes avant de les enfermer dans un récipient hermétique. L'acide sulfurique, même en quantité très faible, est indispensable pour éviter une oxydation trop importante de la solution. Si les cristaux sont trop petits, on peut les faire grossir en les plongeant dans de la solution fraîche et en laissant évaporer celle-ci.

3. UTILISATION :

Pour l'utilisation, il suffit de frotter le cristal sur la partie du champignon à tester. Certains auteurs conseillent l'utilisation de la solution à 10 % de sulfate de fer. Les réactions que provoque cette solution sont généralement beaucoup plus rapides et plus vives que celles que provoque le cristal, mais la solution ne se conserve que peu de temps ; c'est pourquoi, d'une manière générale, le cristal lui est préféré. Le sulfate de fer est surtout employé lors de la détermination des russules, chez lesquelles il provoque des réactions variées ; par exemple chez *Russula nigricans*, dont la chair vire au vert sombre suite à l'application du sulfate de fer (réaction assez lente).

4. DANGERS :

Le cristal de sulfate de fer est vraiment un réactif peu dangereux. Eviter toutefois un contact prolongé avec la peau, en raison de l'acide sulfurique qu'il contient (en très faible quantité).

5. CONSERVATION :

L'ion fer II a tendance à s'oxyder, avec le temps, en fer III. C'est pourquoi il faut conserver le cristal de sulfate de fer dans un flacon bien fermé, à l'abri de l'oxygène, de l'humidité et de la lumière. Une autre raison de tenir le flacon hermétiquement fermé est l'efflorescence du cristal : il perd son eau en vieillissant. Il faut donc absolument le garder à l'écart de tout agent desséchant. On peut, pour limiter encore l'oxydation et l'efflorescence du cristal, enduire celui-ci d'une couche d'huile. De même, les vapeurs ammoniacales lui sont fortement nuisibles. Enfin, le cristal est assez fragile, aussi faut-il éviter les chocs.