

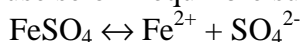
Sulfate de fer en solution aqueuse [M21a]

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 %) :	10 gouttes
Eau bidistillée :	→ 100 ml
Sulfate ferreux anhydre :	30 g

Transférer d'abord environ 100 ml d'eau bidistillée dans une fiole jaugée de 250 ml, puis y ajouter les 10 gouttes d' H_2SO_4 . Broyer ensuite soigneusement le sulfate de fer au mortier, puis le verser dans l'eau en agitant durant 30 secondes. Placer sur l'agitateur magnétique durant 1 heure, jusqu'à obtention d'une solution limpide légèrement verdâtre.

3. UTILISATION :

Pour l'utilisation, il suffit de passer la palette du flacon sur la partie du champignon à tester. Certains auteurs conseillent l'utilisation de la solution à 10 % de sulfate de fer. Nous la préférons en solution à 30 %, pour sa vitesse de réaction. Les réactions que provoque la solution sont généralement beaucoup plus rapides et plus vives que celles que provoque le cristal, mais la solution

avait la réputation de ne se conserver que peu de temps ; c'est pourquoi, d'une manière générale, le cristal lui est préféré.

Cependant, nous avons réussi à stabiliser cette solution aqueuse, ce qui permet de la conserver limpide de manière permanente ! Pour l'utiliser sur le pied des russules, d'abord gratter pour mettre la chair à nu et ensuite, appliquer le réactif !

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).

La solution est particulièrement efficace sur *Lyophyllum connatum* (lames et chair) qu'elle colore en violet de manière rapide et spectaculaire ; dans le même cas, le cristal donne une réaction faible et parfois nulle.

4. DANGERS :

Le 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'addition d'acide sulfurique n'a pas d'influence notable sur les réactions, mais fait que la solution va s'oxyder beaucoup plus lentement et tient en principe durant une saison mycologique. Vu le faible coût de ce réactif, ce n'est pas une ruine d'en changer chaque année.