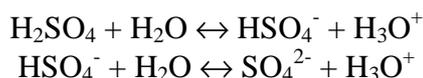


Acide sulfurique à 80 ou 50 %

1. NATURE DU RÉACTIF :

L'acide sulfurique (H₂SO₄) est un liquide dense et épais à température ambiante. C'est un acide biprotique, c'est-à-dire qu'en solution aqueuse, il conduit à la formation de deux ions hydronium (H₃O⁺), responsables du caractère acide :



L'acide sulfurique du commerce contient généralement 95-98 % de H₂SO₄. Dilué deux fois, il en contient donc un peu moins de 50 %. L'acide sulfurique est un acide fort : le pKa (constante d'acidité) du couple H₂SO₄/HSO₄⁻ est de -3, tandis que l'ion hydrogénosulfate (HSO₄⁻) est un acide faible : le pKa du couple HSO₄⁻/SO₄²⁻ est de 2.

2. PRÉPARATION :

1/ Acide sulfurique dilué 2 x :

Eau bidistillée :	50 ml
Acide sulfurique concentré (95-100 %) :	→ 100 ml

2/ Acide sulfurique à 80 % :

Eau bidistillée :	20 ml
Acide sulfurique concentré (95-100 %) :	→ 100 ml

Transférer les 20 ou 50 ml d'eau (selon la dilution souhaitée...) dans une fiole jaugée de 100 ml en verre résistant aux augmentations de température et amener au trait de jauge avec l'acide (il en faut donc 50 ml).

Pour ce faire, verser prudemment l'acide dans l'eau (et non l'inverse !), par petites quantités (5 à 10 ml) à la fois, et agiter continuellement pour dissiper la chaleur qui se dégage. Nous conseillons l'emploi d'un thermomètre de laboratoire afin de veiller à ce que la température ne dépasse pas 80° C.

Des conseils pratiques :

- ATTENTION : CETTE OPÉRATION EST POTENTIELLEMENT DANGEREUSE et ne doit être réalisée que par un opérateur averti !
- D'abord, porter des gants de caoutchouc pour éviter toute brûlure grave aux mains.
- **Placer le flacon en pyrex contenant l'eau bidistillée, dans un cristallisoir large (30 cm de diamètre minimum) et haut (10 cm) à demi rempli d'eau froide et de glace fondante : c'est elle qui va absorber la chaleur issue de la solution.**
- Cette précaution permet d'éviter tout risque de bris du flacon (il suffit d'une micro-fissure...) et de projection du mélange proche de l'ébullition.
- Munir le flacon en pyrex d'un anneau de lestage en plomb afin d'éviter une application simple du principe d'Archimède (le flacon peu rempli va flotter et risque de se renverser).

3. UTILISATION :

L'acide sulfurique à 50 % est surtout utilisé sous forme de sulfovanilline, qui est un réactif aussi bien macrochimique que microscopique. La sulfovanilline, au même titre que le sulfopipéronal, le sulfoformol, le sulfobenzaldéhyde ou le sulfoanisaldéhyde, fait partie des réactifs sulfoaldéhydiques, qui résultent de la dissolution d'un aldéhyde (vanilline, pipéronal, formol, benzaldéhyde ou anisaldéhyde) dans l'acide sulfurique. La sulfovanilline est le plus utilisé des réactifs sulfoaldéhydiques. On la prépare de la manière suivante : **dissoudre extemporanément quelques cristaux de vanilline dans une grosse goutte d'acide sulfurique à 50 % (*)** en mélangeant avec une aiguille en verre. La solution obtenue est jaune clair et s'altère rapidement. Certains auteurs préfèrent préparer la sulfovanilline à partir d'acide sulfurique concentré, plutôt que dilué deux fois, mais nous n'en voyons pas l'intérêt direct et les risques de manipulation sont beaucoup plus grands...

(*) Note pratique, de Philippe DUFOUR : “ Les réactions sont plus vives avec un acide plus concentré, j'en ai moi même fait l'expérience cette année lors de l'exposition annuelle de Namur pour la confirmation de la détermination de *Russula aurora* sur laquelle ma SV ne réagissait que très peu avec H₂SO₄ à 50 %. J'ai alors préparé un mélange avec de l'acide sulfurique à 80 % et là, le résultat était nettement plus concluant. Ne pas oublier que l'acide sulfurique est très hygroscopique et que sa concentration peut rapidement baisser au fil des utilisations (ouvertures répétées du flacon, entraînant une absorption de l'humidité de l'air). Je pense qu'une concentration de 50 % constitue une solution trop “ limite ”... ”

Au point de vue macrochimique, la sulfovanilline est surtout destinée à l'étude des russules, sur la chair desquelles elle provoque couramment de belles réactions rose-rouge vif (chez *Russula integra*, par exemple, d'après Bataille, 1969). L'acide sulfurique est également utilisé pur en macrochimie : concentré (95-98 %), il provoque par exemple une réaction lilas-violet pâle sur les lames d'*Amanita phalloides* (d'après Charbonnel, 1995) ; il est aussi employé dans d'autres genres. De plus, il entre dans la composition de différents réactifs macrochimiques, tels que la phénolaniline.

Pour la microscopie, on n'utilise l'acide sulfurique que sous forme de réactifs sulfoaldéhydiques.

- La sulfovanilline colore en gris ardoise le contenu des laticifères et des cystides (on parle alors de gloécystides) chez les Russulales, ce qui permet de les déceler et de les étudier.
- Chez de nombreuses russules, ce réactif est très précieux, notamment, pour la recherche des dermatocystides et des hyphes primordiales cuticulaires, qui peuvent passer inaperçues dans les autres liquides d'observation.
- Le sulfobenzaldéhyde permet des réactions encore plus facilement lisibles et plus précises : il **se prépare de manière extemporanée avec de l'acide sulfurique à 80 %** (une solution plus faible donne des résultats nettement moins lisibles). Ce réactif est très précieux pour pénétrer dans les clés de détermination des russules, où il est question de les classer en SBA+ ou SBA- (réaction positive ou négative au sulfobenzaldéhyde).

On n'utilise pas l'acide sulfurique seul comme milieu de montage parce qu'il détruit les hyphes et donne de très mauvaises préparations.

Il est utilisé pour des réactions macrochimiques chez les *Ramaria*.

Sur la chair du pied de *Cortinarius alboviolaceus*, il donne une couleur ochracée, avec dégagement d'une odeur camphrée (Azéma).

Il permet de séparer *Clitocybe rivulosa* (1) de *C. dealbata* (2)

→ (1) les lames deviennent couleur brun noisette

→ (2) les lames deviennent brun rouge (voir l'article de Marcel LECOMTE dans Champignons Magazine n° 54, 62-63)

Réaction rose orangé sur la cuticule d'*Agaricus maleolens*.

Réaction violette sur les lames de *Amanita phalloides* et *Amanita virosa*.

4. DANGERS :



L'acide sulfurique est un réactif extrêmement dangereux car, étant très corrosif, très oxydant et fortement déshydratant, il détruit la plupart des matières organiques. De nombreux plastiques sont attaqués par lui. Il faut donc absolument éviter tout contact avec la peau et, *a fortiori*, avec les yeux ou la bouche. Garder présent à l'esprit que la moindre goutte d'acide sulfurique, même sensiblement dilué, qui tombe sur un vêtement, provoque à coup sûr l'apparition d'un trou. En ce qui concerne la dilution, il faut savoir que le mélange de l'acide sulfurique avec l'eau s'accompagne d'un important dégagement de chaleur. Aussi, il existe une règle d'or qu'il faut observer lors de la dilution de l'acide sulfurique : verser l'acide dans l'eau (et par petites quantités, en agitant) et non pas l'inverse ; on risquerait de voir l'eau bouillir et l'acide jaillir de tous côtés. Enfin, il faut éviter de mélanger l'acide sulfurique avec des bases (ammoniaque, soude, potasse), car la réaction pourrait être assez violente.

5. CONSERVATION :

L'acide sulfurique pur doit être conservé dans un flacon en verre, muni d'un bouchon en plastique résistant. Il est très hygroscopique (et c'est encore le cas lorsqu'il est en solution à 50 ou 80 %), c'est-à-dire qu'il a tendance à absorber la vapeur d'eau contenue dans l'atmosphère, ce qui a pour effet de le diluer. Il convient donc de garder le flacon bien fermé. D'autre part, il est préférable de tenir l'acide sulfurique éloigné des vapeurs ammoniacales, avec lesquelles il réagit pour donner de l'hydrogénosulfate d'ammonium (NH_4HSO_4), puis du sulfate d'ammonium ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$), ce qui le pollue.