

Montage 6

Expériences portant sur les réactions d'estérification, d'hydrolyse ainsi que sur la saponification des esters.

Introduction

- Histoire de la parfumerie
- Esters : parfumés, à l'origine des arômes des fruits
- Structure générale des esters
- Synthèse des esters (à partir d'acides, réaction lente)
- Définitions (estérification, hydrolyse, saponification)

I. Caractéristiques des réactions d'estérification et d'hydrolyse

1. Facteurs cinétiques

Les réactions d'estérification et d'hydrolyse sont des réactions extrêmement lentes. Dans un premier temps nous allons donc montrer que ces caractéristiques.

Pour cela, dans 4 grands tubes à essais, verser des quantités stoechiométriques d'acide acétique et d'éthanol absolu. Rajouter ensuite dans deux tubes quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, et placer au bain-marie deux tubes : un catalysé et un autre qui ne l'est pas. Laisser une bonne heure agir.

On relarguera ensuite (cette fois devant le jury) le contenu des 4 tubes à essais pour montrer la nécessité de l'emploi d'un catalyseur lors de la réaction d'estérification, et l'utilité du chauffage à reflux.

2. Equilibre estérification / hydrolyse

Les réactions d'estérification et d'hydrolyse sont des réactions inverses l'une de l'autre. Chacune d'elle est limitée par la réaction inverse qui se produit à chaque instant. Le but de cette manipulation est de montrer cet équilibre.

Pour cela, préparer deux erlenmeyer en pyrex, introduire dans l'un des quantités stoechiométriques d'acide éthanoïque et d'éthanol (par exemple 10mL d'acide et 10mL d'éthanol absolu) avec 1mL d'acide sulfurique et dans l'autre des quantités stoechiométriques d'ester (éthanoate d'éthyle) et de l'eau (on prendra les mêmes quantités stoechiométriques, à savoir 17mL d'ester et 3mL d'eau) avec 1mL d'acide sulfurique.

Relever les deux pH.

Mettre les erlenmeyer, surmontés d'un réfrigérant à air, au bain-marie pendant une heure. Relever alors la valeur du pH dans les deux béchers et constater l'égalité.

II. Amélioration du rendement

La question que tous les chimistes peuvent se poser, notamment ceux qui travaillent pour l'industrie, est comment arriver à déplacer l'équilibre afin de rendre la réaction totale. Plusieurs solutions sont possibles : tout d'abord le déplacement de l'équilibre par élimination d'un des produits formés. D'après le principe de Le Chatelier, toute modification du sujet tend à s'opposer aux causes qui lui ont donné naissance, c'est-à-dire que l'équilibre va être déplacé dans le sens de la formation des produits, à savoir le sens direct.

Ainsi, l'élimination de l'eau à l'aide de l'appareil de Dean-Stark ou l'élimination de l'ester formé par distillation (à condition que celui-ci soit beaucoup plus volatil que tous les autres constituants du mélange) sont les méthodes possibles afin d'améliorer le rendement.

Une autre méthode, consiste en l'emploi d'un réactif qui ne conduirait pas à la formation d'eau : par exemple un chlorure d'acyle ou un anhydride d'acide.

Ici, pour montrer le principe de l'amélioration du rendement de la réaction d'estérification, on va traiter le cas de la distillation. Pour cela, on verse dans un ballon 20mL d'acide formique, 30mL d'éthanol absolu, 2mL d'acide sulfurique et on laisse distiller le mélange tant que la température en tête de Vigreux vaut la température d'ébullition de l'ester, à savoir 54°C.

On n'oubliera pas de tarer préalablement l'erlenmeyer afin de faire le calcul du rendement de la réaction (qui doit être proche de 95%).

III. Saponification : hydrolyse basique des esters

Dans un ballon monocol de 250mL, 20mL de soude à 10M, 15mL d'huile alimentaire et 20mL d'éthanol à 90°. Chauffage à reflux pendant 15mn. Verser dans un verre à pied contenant 100mL NaCl saturé.

Propriétés des savons : dans eau dure, dans eau pure, dans éthanol, ...

Conclusion : ➤ Importance des détergents, aspect industriel
➤ Coût des réactions non totales, importance du rendement.