

TP de chimie n°1 :

Etude cinétique de la réaction d'iodation de la propanone

Objectifs :

- Déterminer expérimentalement la loi de vitesse d'une réaction chimique.
- Utiliser un spectrophotomètre pour réaliser une étude cinétique.
- Faire preuve d'autonomie et d'esprit d'initiative : le protocole expérimental n'est volontairement pas détaillé : c'est à vous de décider quelles expériences vous allez faire et comment analyser les résultats que vous obtenez.

Position du problème :

La « propanone », plus couramment appelée « acétone », est un solvant organique extrêmement utilisé dans les laboratoires comme dans l'industrie. Il s'agit de la plus petite molécule de la famille des « cétones ». Sa formule chimique est CH_3COCH_3 .

L'iodation de la propanone en milieu aqueux acide est une réaction totale qui suit l'équation bilan :



On voit qu'au cours de cette réaction, un des atomes d'hydrogène de l'acétone est remplacé par un atome d'iode, d'où le nom de « iodation ».

Cette réaction est catalysée par les ions oxonium H_3O^+ . On imagine donc que sa vitesse de réaction dépend des concentrations en propanone, en diiode et en ions oxonium. On peut faire l'hypothèse supplémentaire que la réaction possède un ordre, c'est à dire que sa vitesse de réaction peut se mettre sous la forme :

$$v = k[I_2]^\alpha [CH_3COCH_3]^\beta [H_3O^+]^\gamma$$

Le but de ce T.P. est de vérifier que la vitesse peut bien s'écrire sous cette forme, de déterminer les ordres partiels α , β et γ , et de déterminer la valeur de la constante de vitesse k à la température de travail (environ 25°C).

Matériel à disposition :

Pour répondre à la question posée, vous disposez des solutions suivantes :

- solution aqueuse de diiode I_2 à la concentration $c_0 = 2,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L
- propanone pure : sachant que la masse volumique de la propanone est de 0,79 g/L et que sa masse molaire est de 58 g/L, on peut déduire facilement que la concentration molaire de l'acétone pure est de $c_1 = 13,6$ mol/L
- solution d'acide sulfurique H_2SO_4 à 1,0 mol/L. Sachant que l'acide sulfurique est un diacide fort (c'est à dire que chaque molécule de H_2SO_4 libère deux protons H^+), on en déduit que la concentration en ions H_3O^+ dans cette solution vaut $c_2 = 2,0$ mol/L.
- eau distillée

Vous disposez également de la verrerie et du matériel classique d'un laboratoire de chimie :

- pipettes jaugées pour prélever des volumes précis de solutions
- fioles jaugées pour réaliser (entre autres) des dilutions
- béchers
- agitateur magnétique

Enfin, pour le suivi de la réaction, vous disposez également d'un spectrophotomètre. En effet, cette réaction se prête bien à un suivi par spectrophotométrie puisque le diiode est une espèce colorée (jaune) qui absorbe majoritairement dans le violet – bleu, avec un pic d'absorption vers 440 nm.

Vous avez sur votre paillasse la notice d'utilisation du spectrophotomètre. On rappelle qu'avant de mesurer l'absorbance de votre solution, vous devez faire le « blanc », ce qui consiste à mettre dans le spectrophotomètre une cuve remplie du solvant (donc ici de l'eau distillée puisque la réaction a lieu en solution aqueuse) et de régler l'absorbance mesurée à zéro. Ainsi, par la suite, l'absorbance que mesurera l'appareil sera due exclusivement à l'espèce étudiée (ici I_2).

Rem : cette opération est similaire à la « tare » d'une balance, qui consiste à régler la valeur affichée par la balance à 0 après avoir posé sur celle-ci le récipient dans lequel on va placer les objets à peser.

Travail à effectuer :

1) Diluer d'un facteur 10 la solution de diiode (par exemple, en pipetant 10 mL de la solution, en les plaçant dans une fiole jaugée de 100 mL et en complétant avec de l'eau distillée). Cette dilution est nécessaire car la solution dont vous disposez est trop absorbante et ferait saturer le spectrophotomètre, ce qui rendrait les mesures d'absorbance impossibles.

2) Déterminer l'ordre partiel α de la réaction par rapport au diiode.

3) - Pour les groupes « côté fenêtre » : déterminer l'ordre partiel β de la réaction par rapport à la propanone.

- Pour les groupes de l'autre côté : déterminer l'ordre partiel γ de la réaction par rapport à l'ion oxonium.

4) En combinant les résultats des différents groupes, conclure sur l'expression de la loi de vitesse et déterminer la valeur de la constante de vitesse k à 25°C (en précisant bien son unité).

5) Rédiger un compte rendu clair où apparaîtront votre protocole, vos résultats expérimentaux (présentés sous forme de graphiques) et vos conclusions.

Remarque importante :

Le milieu réactionnel doit être une solution aqueuse, ce qui implique que l'acétone soit minoritaire. Ainsi, par exemple, il ne faudrait pas qu'il y ait plus de 10 mL d'acétone pour 100 mL de mélange réactionnel.