

ETUDE D'UNE CINÉTIQUE DE RÉACTION PAR COLORIMÉTRIE

I> But et principe de la manipulation :

Déterminer expérimentalement la vitesse de formation d'un produit, ici du diiode, dans la réaction d'oxydation des ions iodure par le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 en milieu acide.

Nous nous entraînerons par ailleurs à réaliser des dilutions à partir d'une solution mère.

Les couples mis en jeu sont : $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$ avec $E^\circ = 1,77\text{V}$
 I_2 / I^- avec $E^\circ = 0,62\text{V}$

⇒ Ecrire les deux demi-équations et l'équation bilan en milieu acide de la réaction sur votre compte rendu.

On utilise une méthode colorimétrique basée sur la comparaison visuelle de la solution colorée dont on cherche la concentration avec une échelle de teinte de plusieurs solutions de concentrations connues.

Un appareil appelé *spectrophotomètre* permet de connaître directement les concentrations dès lors qu'il a analysé préalablement l'absorbance de solutions colorées dont on lui indique la concentration : son principe de raisonnement est finalement le même que celui que nous allons appliquer.

II> Manipulation**1. Matériel :**

- fiole jaugée de 100mL, pipettes jaugées de 10 et 20mL, pipeteur
- deux supports de tubes à essais avec 12 tubes
- chronomètre
- solution acidifiée d'eau oxygénée de concentration $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- solution d'iodure de potassium (K^+ , I^-) de concentration $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$
- solutions de diiode I_2 de concentrations 0,35 ; 0,50 ; 0,75 ; 1,0 ; 1,5 ; 2,0 ; 3,0 ; 4,0 ; 5,0 mmol.L^{-1}

- Les solutions sont préparées à partir d'une solution mère de 5 mmol.L^{-1} : vous devez préparer, en vous répartissant le travail dans la classe, les solutions 0,5 , 1,0 et $1,5 \text{ mmol.L}^{-1}$

⇒ Sur votre compte rendu, rappeler rapidement le principe d'une dilution et faire figurer le détail numérique de vos manipulations pour ces trois solutions.

2. Protocole et mesures :

Les solutions des réactifs sont incolores : c'est le diiode, produit de la réaction, qui colore le tube à essai du jaune, concentration faible de départ, au brun.

Les solutions de diiode servant d'échantillons colorimétriques sont placées dans des tubes à essai disposés sur un support. Sur une feuille placée sous le support, numéroté les tubes du jaune vers le brun : on remplit par ailleurs chaque tube de 20 mL de solution colorée.

Dans un tube à essai propre, on verse 10 mL de la solution acidifiée d'eau oxygénée.

Ajouter ensuite, en déclenchant le chronomètre des contacts des deux solutions, 10 mL de la solution d'iodure de potassium et agiter brièvement. Ce mélange est tel que l'ion iodure est en excès.

⇒ Démontrer numériquement, à l'aide de l'équation bilan, cette affirmation.

Le tube se colore progressivement : noter alors sur votre compte rendu dans un tableau (temps, $[\text{I}_2]$) les dates auxquelles la couleur du milieu réactionnel s'identifie à celle de l'étalon sur le support : soyez vigilant !

III> Exploitations :

⇒ Tracer sur papier millimétré le graphe représentant $[\text{I}_2] = f(t)$ avec les échelles suivantes :

En abscisses : 1cm \rightarrow $0,50 \text{ mmol.L}^{-1}$ et 1cm \rightarrow 2 min

⇒ Calculer les vitesses instantanées de formation du diiode au temps t_4 et t_6 . Les comparer : le résultat est-il logique ?

⇒ Calculer sur votre compte rendu puis vérifier graphiquement la concentration $[\text{I}_2]_\infty$ correspondant à la consommation complète du réactif H_2O_2 en défaut.

⇒ En déduire ensuite graphiquement le temps de demi-réaction $t_{1/2}$.