**TP N° 2 : Détermination expérimentale de l’ordre d’une réaction**

1. **Partie théorique :**

**I.1. Vitesse d’une réaction :**

La vitesse de la réaction est égale à la variation de la concentration des réactifs ou des produits par unité de temps.

Soit la réaction : **A +B → C+D**

La vitesse de cette réaction à tout instant est :

**V = - d [A]/dt = - d[B] /dt = dC∕dt = dD/dt** ; qui est directement proportionnelle au produit des concentrations des réactifs.

L’équation de vitesse s’écrit : **V=k [A]p1 [B]p2; p1+p2** est l’ordre global de la réaction. De façon générale, si la réaction :

**aA + bB + cC + dD + eE…………….+ z Z → Produits**

**V = k[A]P1.[B]P2 .[C]P3 ….[Z]**

L’ordre global **P = P1+P2+P3+ ……………….+Pn.**

Pour déterminer « P » expérimentalement, on détermine d’abord séparément chaque ordre partiel Pi de la réaction par rapport à chacun des constituants.

Pour cela on fait en sorte que la concentration des autres constituants reste Constante sauf celle du constituant Ai. On utilisera par exemple un large excès des autres réactifs.

La vitesse de la réaction s’écrira alors : **V=k [Ai] pi**

Les concentrations des autres réactifs en excès étant incluses dans la constante **k**.

1. **Partie expérimentale :**

**II.1. But :**

Détermination de l’ordre d’une réaction en utilisant la méthode des vitesses initiales.

**II.2. Matériels et réactifs :**

* **Tubes à essai - Acide sulfurique (H2SO4, 0,8M)**
* **Chronomètre - Thiosulfate de sodium (Na2SO3 , 0,1 M)**
* **Eau distilée**

**II.3. Principe :**

Pour déterminer l’ordre de la réaction :

**Na2S2O3 + H2SO4 → Na2SO4 + H2O + S + SO2**

On détermine les vitesses initiales pour différentes concentrations initiales **de Na2S2O3** grâce à la formation de la plus petite quantité de soufre qui va troubler le mélange. La température et la concentration de **H2SO4** étant constantes.

On mesure le temps correspondant à la formation de cette quantité de soufre c.

**V0 = dC/dt =C-0/t-0**

« **C**» est constante pour toutes les déterminations, elle représente aussi la quantité de Na2S2O3 qui a réagi.

**V0 =k [ Na2S2O3]0 m**

**C/t =k [Na2S2O3]0 m**

**-Ln 1/t = - m Ln[ Na2S2O3]0 - Ln k + Ln c**

On représente **- Ln 1/t = f (-Ln [Na2S2O3]0)** et on calcule m en mesurant la pente de la droite

**II.4. Mode opératoire :**

1. Préparer 5 tubes à essai contenant la solution **A** (**Na2S2O3 0,1 mol/l + H2O**) en respectant les volumes donnés dans le tableau.
2. Préparer 5 tubes à essai contenant la solution **B** (**H2SO4 0,8 mol/l**) en respectant les volumes donner dans le **tableau 1**.
3. On mélange pour chaque cas A et B et on détermine avec un chronomètre le temps mis pour que la solution commence à devenir trouble pour chaque essai.

**II.5. Calculs :**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | | Volume à prendre en ml | | | | |
| Essai 1 | Essai 2 | Essai 3 | Essai 4 | Essai 5 |
| Solution A | Na2S2O3 (0,1M) | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 |
| H2O | 4 | 3 | 2 | 1 | 0 |
| Solution B | H2SO4 (0,8M) | 5 | 5 | 5 | 5 | 5 |
| [Na2S2O3]0 (mole /l ) |  |  |  |  |  |  |
| t (secondes) |  |  |  |  |  |  |
| - Ln 1/t |  |  |  |  |  |  |
| -Ln [Na2S2O3]0 (mole /l ) |  |  |  |  |  |  |

**III. Questions :**

1. Ecrire les équations de réactions.
2. Tracer la courbe –Ln (1/t) = f (-Ln[Na2S2O3]0).
3. En déduire la valeur de l’ordre de la réaction m.