

Equation de la transformation



On voit que cette transformation exige un milieu acide ; il ne faut pas que l'acide soit le réactif limitant on utilisera donc un excès franc d'acide sulfurique ; le chlorhydrique est exclu en milieu oxydant car il peut dégager du dichlore.

Le dosage se fait avec le thiosulfate de sodium selon l'équation :



Tableau d'avancement

Temps	H ₂ O ₂	2 I ⁻	2H ₃ O ⁺	4H ₂ O	I ₂
Initial	5 mmol	10 mmol	15 mmol	Solvant	0
Quelconque	5 - x	10 - 2x	15 - 2x	Solvant	x
final	0	Regénéré !	5 mmol		5mmol

x est l'avancement de la réaction. La réaction est terminée quand l'un des réactif (limitant) est épuisé ; Le principe de ce dosage est particulier car les ions iodures sont régénérés et leur quantité de matière reste constante ; la concentration varira cependant légèrement car les coulées de thiosulfate vont le diluer par augmentation de volume. Le thiosulfate coulé transforme l'iode formé en ions iodures. Le réactif limitant est donc l'eau oxygénée.

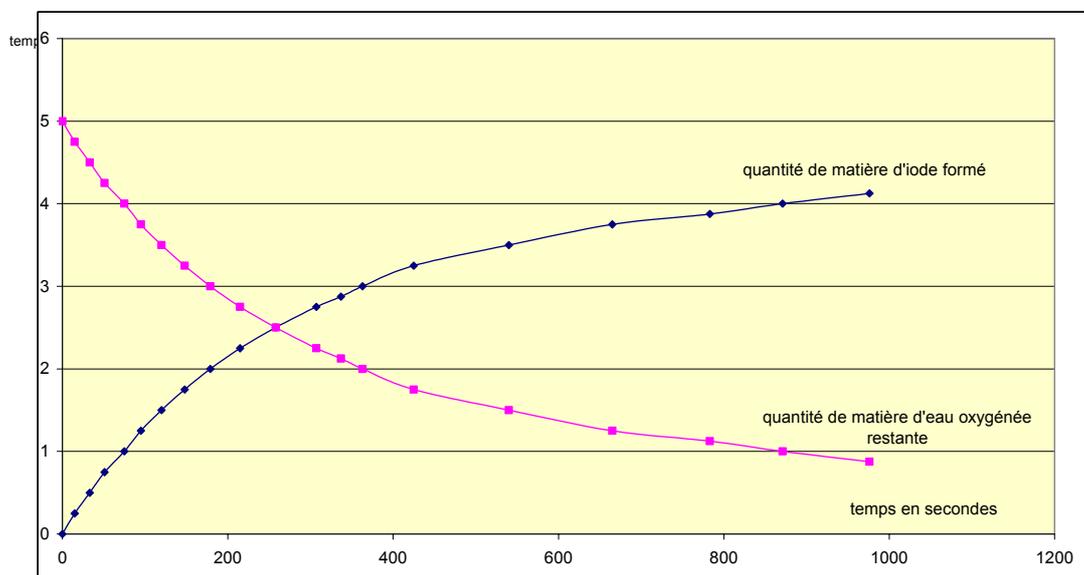
On constate que l'acide était effectivement en excès.

La quantité d'iode formée, n_{I₂} est :

$$n_{I_2} = n_{S_2O_3^{2-}} / 2 = C_{thio} \cdot V_{thio} / 2 = x$$

La quantité d'eau oxygénée restante est égale à la quantité initiale : 5mmol diminuée de l'avancement de la réaction.

Voici les résultats expérimentaux (obtenus par vos camarades).



Pour caractériser l'évolution de cette transformation, on peut mesurer le temps qu'il faut pour qu'elle arrive à la moitié de son avancement maximal. Sur le graphe ci-dessus nous ne sommes pas arrivés à l'avancement maximum qui est : x_{max}=5mmol mais cela n'empêche pas de mesurer le temps correspondant à x_{1/2}=2.5mmol On peut de plus remarquer qu'à cet instant la quantité d'eau oxygénée restante est égale à la quantité d'iode formé, c'est donc le point d'intersection des graphes.

On lit sur le graphique t_{1/2} = 258 s. Cela n'a pas d'intérêt dans l'absolu, il faudrait le comparer à d'autres réactions ; ce sera pour jeudi 2 Octobre !