

# Cinétique par spectrophotométrie



## Objectifs

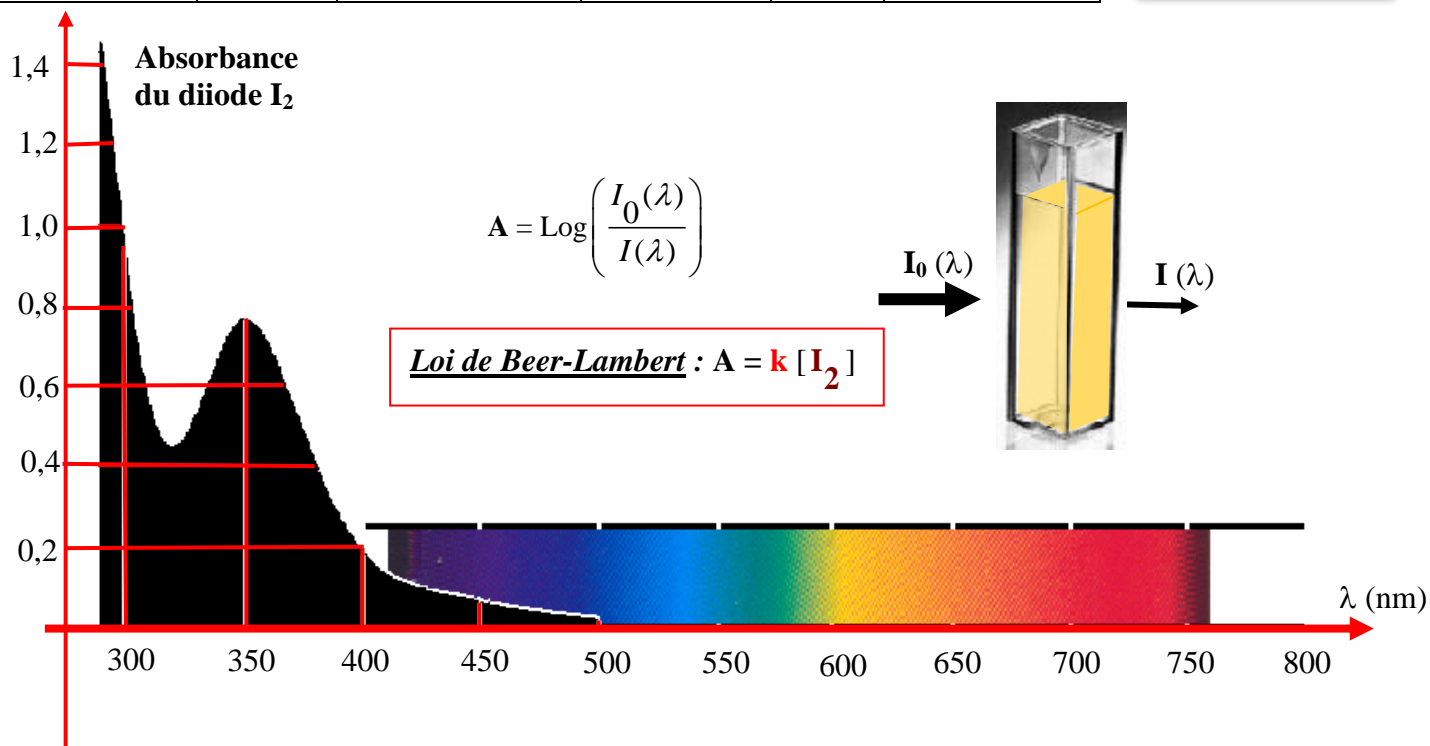
- Observer l'évolution temporelle d'un système chimique
- Comprendre la spectrophotométrie d'absorption :

### Loi de Beer-Lambert

- Suivre l'avancement au cours d'une réaction chimique : « Temps de demi réaction ».

## Principe

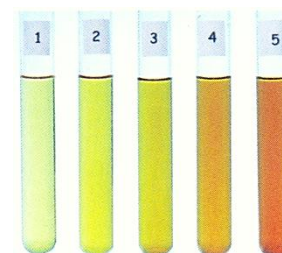
		$S_2O_8^{2-} (aq) + 2 I^- (aq) = I_2 (aq) + 2 SO_4^{2-} (aq)$			
État initial	$x = 0$	$n_{S_2O_8^{2-}}^0$	$n_{I^-}^0$	0	0
État intermédiaire « t »	$x = x(t)$	$n_{S_2O_8^{2-}}^0 - x$	$n_{I^-}^0 - 2x$	x	2x
État final	$x = x_f$	$n_{S_2O_8^{2-}}^0 - x_f$	$n_{I^-}^0 - 2x_f$	$x_f$	$2x_f$

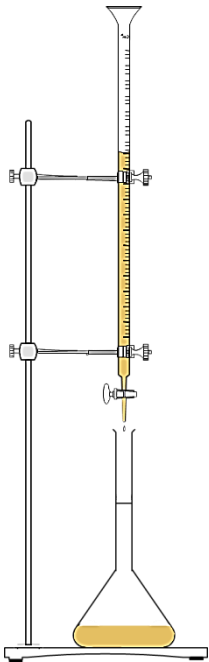


## 1. Échantillonnage

### – Échelle en concentrations

On dispose d'une solution aqueuse de diiode de concentration molaire  $C_0 = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . On cherche à réaliser différentes solutions de diiode de concentration  $C_f$  connues :





Fiole	Volume $V_0$ à prélever mL	$[I_2]$ solution diluée mmol.L <sup>-1</sup>
1	4,0	0,20
2	8,0	0,40
3	12	0,60
4	16	0,80
5	20	1,0

- Introduire dans des fioles jaugées de 20 mL les volumes  $V_0$  de solution mère de diiode. Compléter à 20 mL avec de l'eau distillée. Homogénéiser.
- Calculer littéralement la concentration fille  $[I_2]$  de la solution diluée n°3.

### - Loi de Beer-Lambert

- Introduire chaque solution de diiode dans une cuve à spectrophotométrie les concentrations doivent être repérées.
- Préparer également une cuve d'eau distillée.
- Régler le spectrophotomètre sur  $\lambda_m = 350$  nm car c'est pour cette longueur d'onde que le diiode absorbe le plus.
- Faire le réglage au « blanc » ( $A = 0$  pour la cuve remplie d'eau distillée).
- Mesurer l'absorbance de chacune des solutions réalisées.
- Tracer  $A = f([I_2])$  : **loi de Beer-Lambert**. Calculer la pente **k** de la droite linéaire  $A = k [I_2]$ .



## 2. Cinétique de la réaction entre les ions peroxydisulfate et les ions iode

### - La réaction

- Mélanger dans un bécher 9,0 mL d'iode de potassium à  $5,0 \times 10^{-1}$  mol.L<sup>-1</sup> et 1,0 mL de peroxydisulfate de potassium à 0,010 mol.L<sup>-1</sup>.
- Déclencher immédiatement le chronomètre et remplir une cuve avec la réaction. La placer dans le spectrophotomètre.
- Relever « à la volée » le plus souvent possible temps et Absorbance.

$t$ (s)	0	...	...	...
$A$	0			

### - Courbe cinétique $x = f(t)$

- À l'aide d'un tableur ou de la calculatrice, compléter le tableau de ses 2 dernières lignes

$$\frac{A}{k} = [I_2] = \frac{n(I_2)}{V} = \frac{x}{V}$$


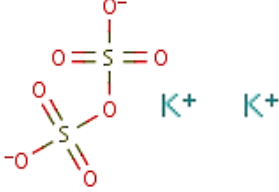


$t$ (s)	0	...	...	...
$A$	0			
$[I_2]$ (mmol.L <sup>-1</sup> )	0			
$x$ (en $10^{-5}$ mol)	0			

- Tracer le graphe  $x = f(t)$ .
- Déterminer l'avancement maximal  $x_f$  et montrer que  $x_f = x_{max}$ . En déduire la concentration théorique attendue de diiode en fin de la réaction.
- Quelle observation expérimentale indique que la transformation est terminée.

– **Vitesse volumique et temps de demi réaction**

- Déterminer  $t_{1/2}$ .
- Comparer les vitesses volumiques aux dates  $t_1 = 120$  s et  $t_2 = 600$  s. Commenter

**Données**

	diiode ( <i>iodine</i> )	Peroxodisulfate de potassium ( <i>oxidooxysulfonyl sulfate</i> )
Formule brute	$I_2$	$S_2O_8^{2-}; 2 K^+$
Formule topologique		
masse molaire moléculaire ( $g \cdot mol^{-1}$ )	256	270
masse volumique ( $g \cdot mL^{-1}$ )	3,96	2,48
Solubilité dans l'eau ( $g \cdot L^{-1}$ )	0,583	50
Température d'ébullition ( $^{\circ}C$ )	184	
Pictogramme de sécurité		
Phrases de risques	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Toxique, irritant, sensibilisant, narcotique</li> <li>• Danger pour le milieu aquatique.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Toxique, irritant, sensibilisant, narcotique</li> <li>• Matières comburantes,</li> <li>• Sensibilisant, mutagène, cancérrogène, reprotoxique.</li> </ul>