



# Évolution temporelle des systèmes chimiques : Cinétique par spectrophotométrie



## But de la manipulation

- 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* ».



Longueur  
d'onde : 470  
nm (Bleu)

## I Protocole expérimental

### Échantillonnage : Échelle de teintes

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 :

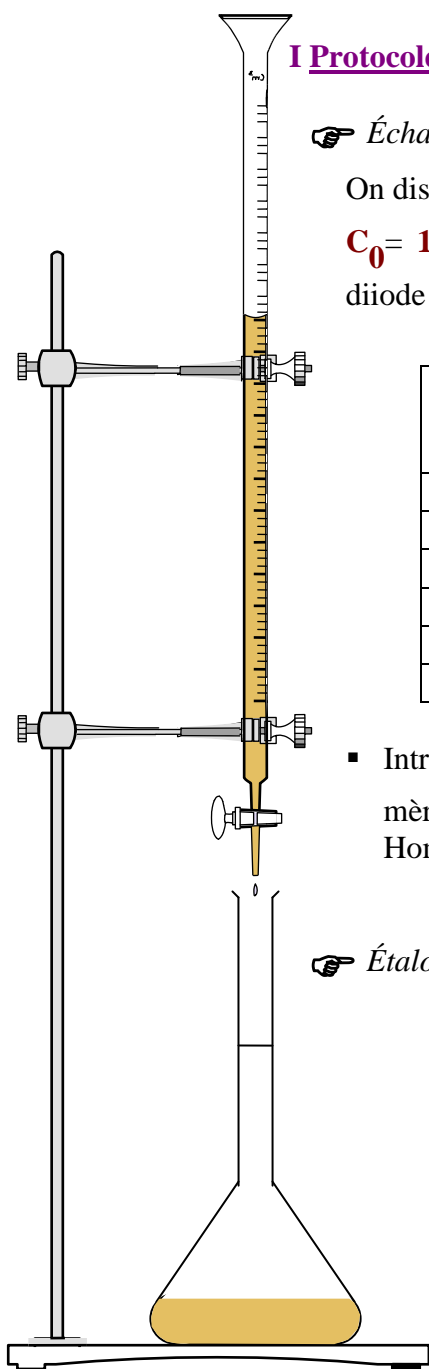
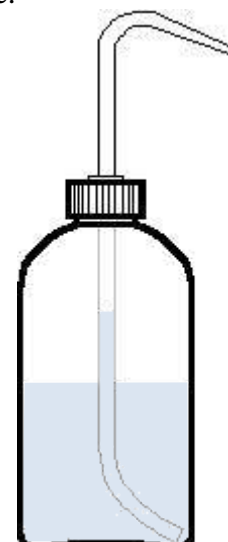
Fiole	Volume $V_0$ à prélever	$V_{H_2O}$ à ajouter	Volume $V_f$	$[I_2]$ solution diluée
1	mL	mL	mL	$\text{mmol.L}^{-1}$
2	4,0	16	20	0,20
3	8,0	12	20	0,40
4	12	8,0	20	0,60
5	16	4,0	20	0,80
6	20	0,0	20	1,0

- 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.

### Étalonnage du spectrophotomètre : Loi de Beer-Lambert

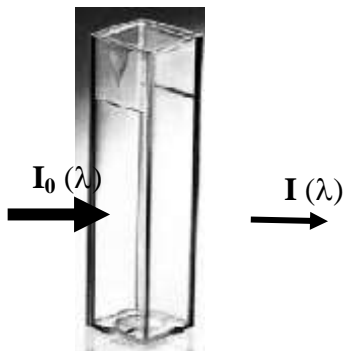


Appel du professeur





- Introduire chaque solution de diiode dans une cuve à spectrophotométrie les concentrations doivent être repérables.
- Préparer également une cuve d'eau distillée.

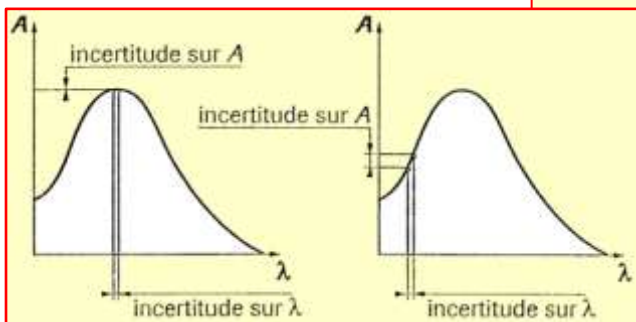


**Principe du spectrophotomètre**

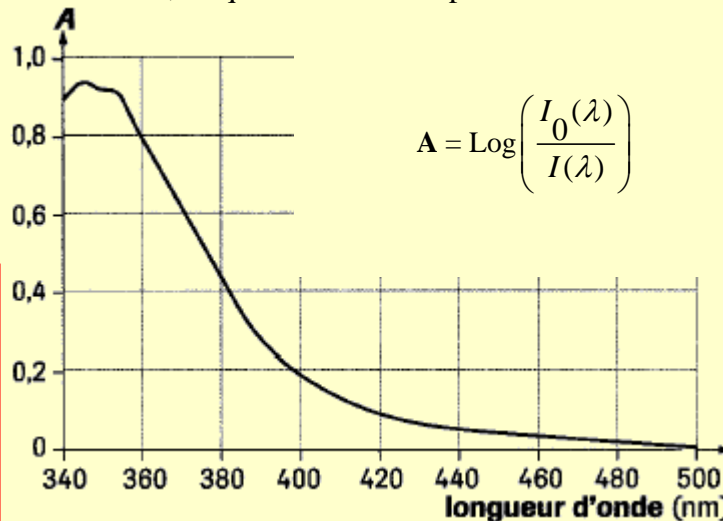
Pour calculer l'Absorbance A le spectrophotomètre compare l'intensité lumineuse reçue après la traversée de la solution à une intensité de référence.

Pour que la diminution de l'intensité ne provienne que de l'espèce colorée à titrer, il faut éliminer toutes les autres causes. Il faut utiliser un « blanc » de référence en faisant le réglage de l'absorbance à zéro lorsque la lumière traverse ce blanc : l'eau distillée.

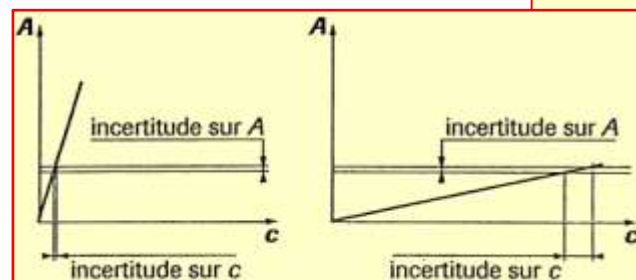
Pour la plus grande précision sur la concentration, il faut se placer au maximum d'absorption :



- Plus faible incertitude sur l'absorbance pour une incertitude sur la longueur d'onde sélectionnée.
- Par ailleurs, la pente « k » de la droite  $A = k \times c$  y est maximale, ce qui conduit à une plus faible incertitude sur c.



$$A = \text{Log} \left( \frac{I_0(\lambda)}{I(\lambda)} \right)$$



- Régler le spectrophotomètre sur  $\lambda_m = 345 \text{ nm}$  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  $A = f([I_2])$ .
- Déterminer numériquement la **loi de Beer-Lambert**





## II Application à la cinétique de la réaction entre les ions peroxydisulfate et les ions iodure

### ☞ La réaction

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

### ☞ La courbe cinétique $x = f(t)$

Données :  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-}$  ion peroxydisulfate / ion sulfate  $\text{I}_2 / \text{I}^-$  diiode / ion iodure

- Compléter le tableau d'avancement de la réaction provoquée.

États	Av.				
init.	0				
int.	$x(t)$				
final	$x_f$				

- Déterminer l'avancement maximal  $x_{max}$ . En déduire la concentration théorique attendue de diiode en fin de la réaction.
- Quelle observation expérimentale indique que la transformation est terminée.
- À l'aide d'un tableur ou de la calculatrice, compléter le tableau suivant :

t (s)	0	...	...	...
A	0			
$[\text{I}_2] (\text{mmol.L}^{-1})$	0			
$x (\text{en } 10^{-5} \text{ mol})$	0			

- Tracer le graphe  $x = f(t)$ .
- Déterminer  $t_{1/2}$ .
- Comparer les vitesses aux dates  $t_1 = 120 \text{ s}$  et  $t_2 = 600 \text{ s}$ . Commenter