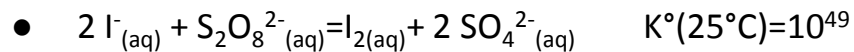


# Cinétique homogène

Agrégation 2020

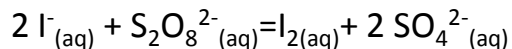
# Manipulation introductive



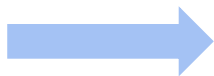
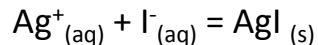
Réactions  
thermodynamiquement  
favorables

**Comment et à quelles vitesses se déroulent ces réactions ?**

## Expérience:

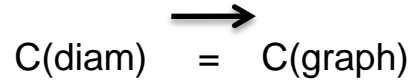


Réaction lente

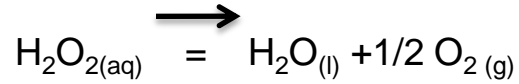


Réaction rapide

# Exemples de cinétique dans la nature et au quotidien



Réaction très lente



Réaction lente



Réaction rapide

# Cadre d'étude

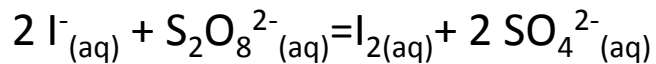
- Système homogène
- Transformation isochore
- Transformation monotherme
- Réacteur fermé

# Vitesse volumique de réaction

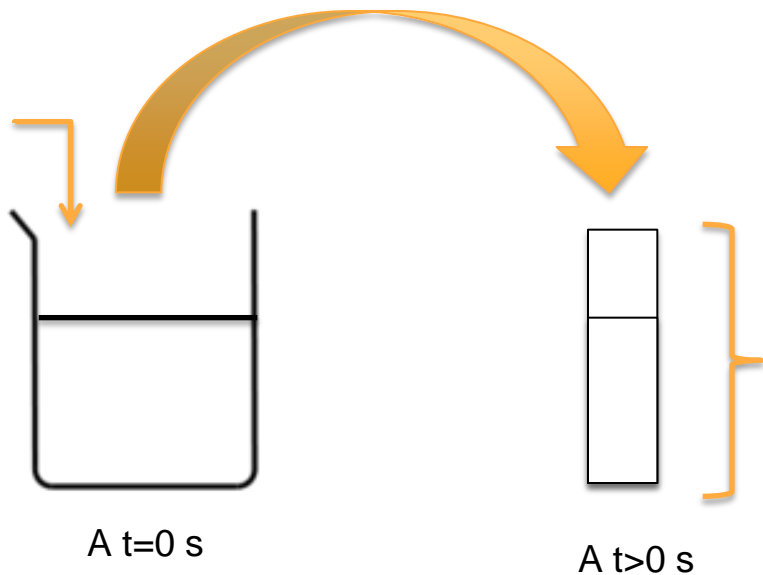


Etat initial	$C_0$	$C_0'$	0	0
A l'instant t Avancement = $x(t)$	$C_0 - 2x$	$C_0' - x$	$x$	$2x$

# Suivi cinétique de la réaction fil rouge



- 15 mL de KI à 1 mol/L
- 5 mL de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$  à  $10^{-3}$  mol/L

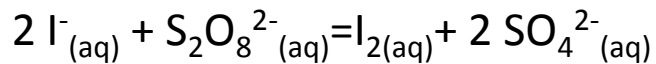


Cuve introduite dans  
le spectrophotomètre

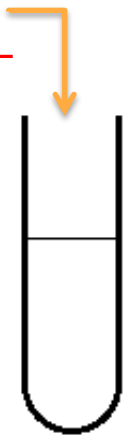
# Méthodes de suivi cinétique

	Méthode de suivi chimique	Méthode de suivi physique
Description de la méthode	Détermination de la concentration d'une espèce par un titrage	Suivi d'une grandeur physique [pH, Absorbance, conductivité, polarimétrie...]
Avantages	Directement accès à la concentration	Très pratique. Suivi continu d'une grandeur directement proportionnel à la concentration.
Inconvénients	Long, nécessite de réaliser plusieurs titrages avec trempe préalable des différents échantillons pour arrêter la réaction.	Ne donne pas accès directement aux concentrations. Sensibles aux réactions parasites.

# Influence de la concentration



- 15mL KI à 1mol/L
- 5 mL NaS<sub>2</sub>O<sub>8</sub> à 10<sup>-2</sup> mol/L



TUBE N°1

- 15mL KI à 1mol/L
- NaS<sub>2</sub>O<sub>8</sub> à 10<sup>-3</sup> mol/L



TUBE N°2



# Exploitation des résultats

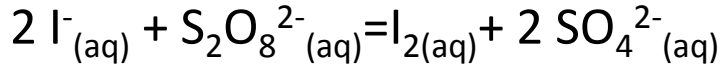
$2 \text{I}^-_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})} = \text{I}_{2(\text{aq})} + 2 \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$				
Etat initial	$C_0$ (EXCES)	$C_0'$	0	0
A l'instant t Avancement = x(t)	$C_0 - 2x$ (EXCES)	$C_0' - x$	x	2x
A l'instant t final	EXCES	$C_0' - x = 0$	$x = C_0'$	$2x = C_0'$

**Loi de Beer-Lambert:**  $A_t = \varepsilon(\lambda) \cdot l \cdot [I_2]$

$$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] = C_0' - x = \left(1 - \frac{A_t}{A_\infty}\right) \cdot C_0'$$

On a accès à  $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] = f(t)$

# Méthode intégrale



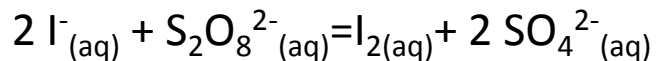
	Ordre 0	Ordre 1	Ordre 2
$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] = f(t)$	<del><math>[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] = [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0 - 1. k_{\text{app}}. t</math></del>	$\ln\left(\frac{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0}\right) = -1. k_{\text{app}}. t$	<del><math>\frac{1}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]} = \frac{1}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]_0} + 1. k_{\text{app}}. t</math></del>

Quelle est le temps de demi-vie,  $t_{1/2}$ , de la réaction ?  $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{1. k_{\text{app}}}$

Pour un ordre 0 :  $t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2. \alpha. k_{\text{app}}}$

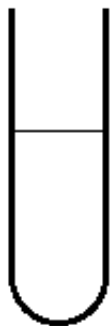
Pour un ordre 2 :  $t_{1/2} = \frac{1}{[A]_0. \alpha. k_{\text{app}}}$

# Influence de la température

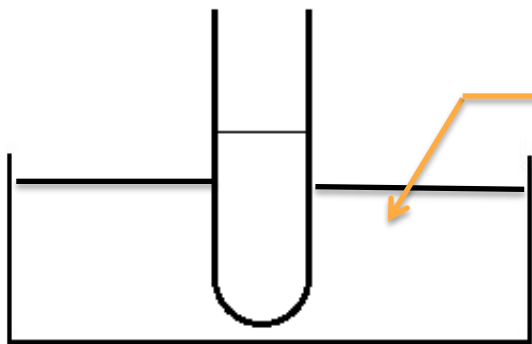


Préparation du mélange réactionnel initial:

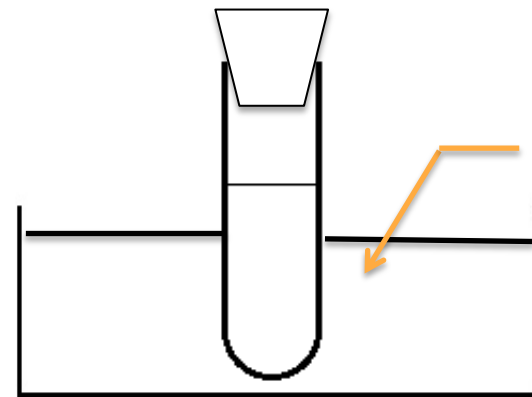
- Eau distillée (tube à essai à mi hauteur) 10mL ??
- 1mL de KI à 0,1 mol/L
- 1mL de  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$



TUBE N°1



TUBE N°2



TUBE N°3