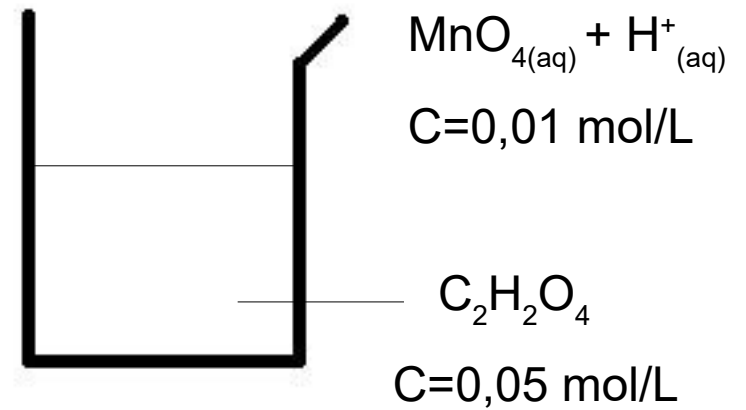
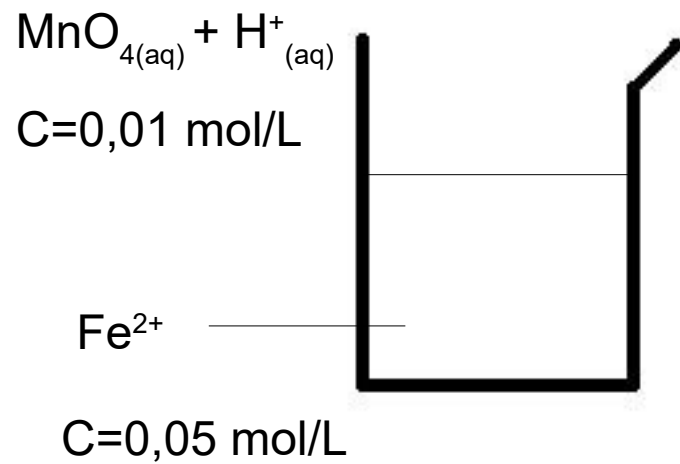


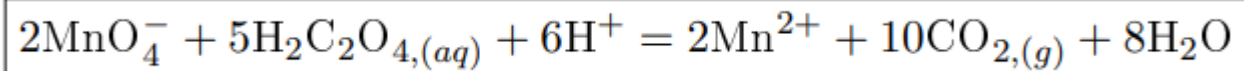
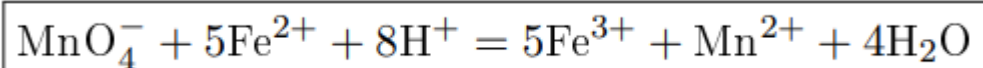
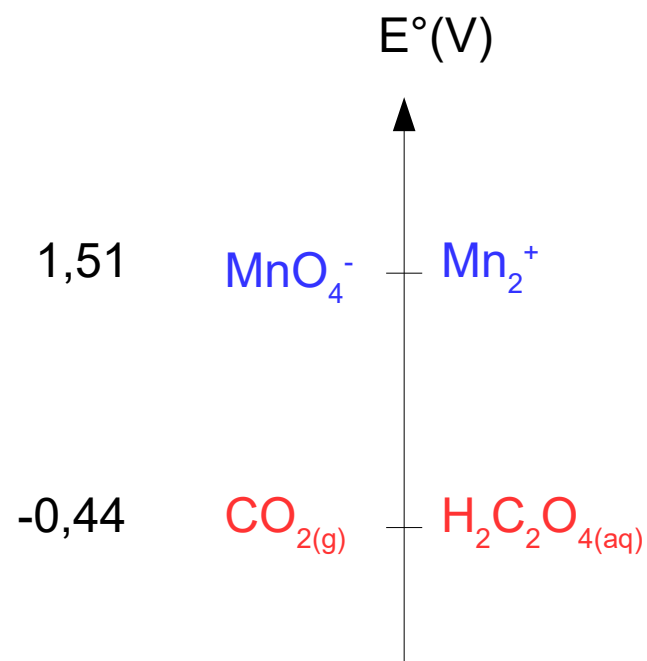
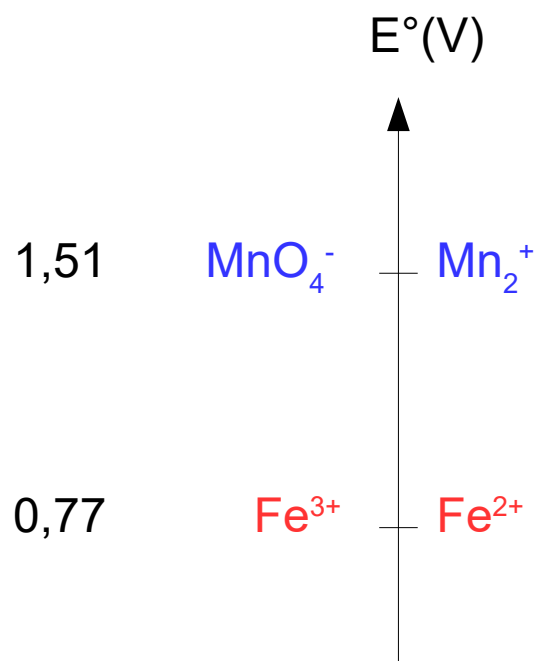
# LC15 – Cinétique homogène

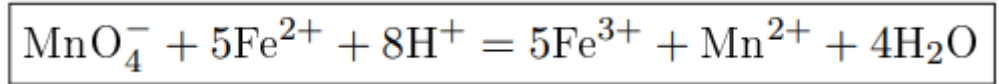
Maria Ubero Gonzalez

# Introduction



# Introduction





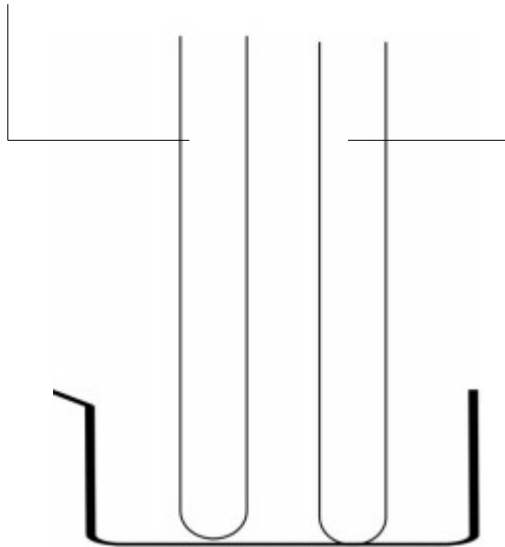
# Facteurs cinétiques

Influence de la température

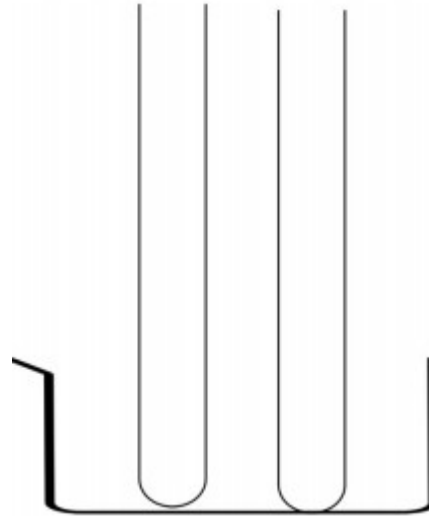
PAS LE TEMPS

KI à 0,2 mol/L, 5 mL  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> à 0,5 mol/L, 1 mL

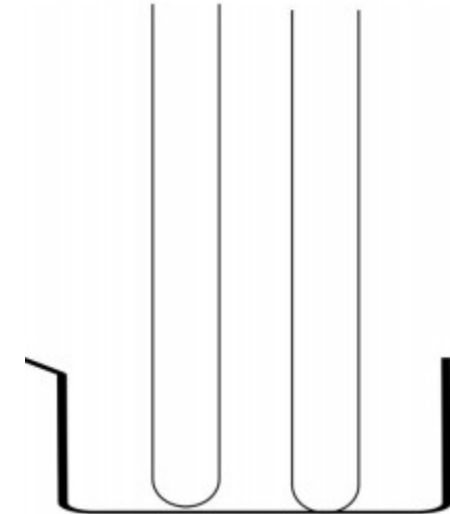
H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> à 0,01 mol/L, 5 mL



Bain thermostaté

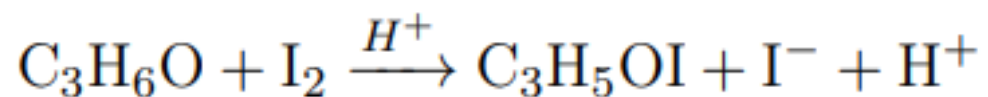


Température ambiante



Bain de glace

Plus la température est élevée, plus la vitesse de la réaction est grande

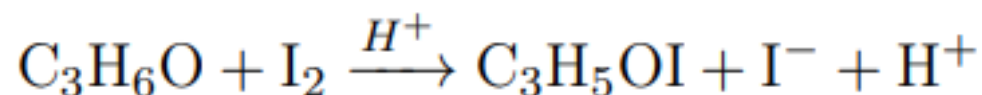


$$v = k(T)[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}]^\alpha [\text{I}_2]^\beta [\text{H}^+]^\gamma.$$

Loi d'Arrhénius

$$k(T) = A \exp \left( -\frac{E_A}{RT} \right)$$

## II. Etude expérimentale de la iodation de la propanone



Espèces colorées, spectrophotométrie.  
Loi de Beer-Lambert

$$A = \ell \sum_i \epsilon_i(\lambda) [X_i]$$

Dans notre cas, seul le diiode est coloré (jaune orangé)

$$A(t) = \ell \epsilon(\lambda) [\text{I}_2](t)$$

## II. Etude expérimentale de la iodation de la propanone

Dégénérescence de l'ordre

$$v = k(T)[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}]^\alpha [\text{I}_2]^\beta [\text{H}^+]^\gamma.$$

Conditions expérimentales : seule la concentration de l'espèce colorée va varier de façon significative. On met un large excès de propanone et d'acide chlorhydrique. Au long de la réaction :

$$[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}] \simeq [\text{C}_3\text{H}_6\text{O}]_0 \quad \text{et} \quad [\text{H}^+] \simeq [\text{H}^+]_0, \quad \text{et donc}$$

$$v \simeq k_{\text{app}}[\text{I}_2]^\beta \quad \text{avec} \quad k_{\text{app}} \equiv k(T)[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}]_0[\text{H}^+]_0$$

Loi des vitesses :

$$v = k_{\text{app}}[\text{I}_2]^\beta = -\frac{d}{dt}[\text{I}_2]$$



Solution	Propanone	$[\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^- +]$	$[\text{KI}, \text{I}_2]$
$S_1$	20 mL à 2 mol/L	10 mL à 0.1 mol/L	20 mL à $10^{-4}$ mol/L
$S_2$	20 mL à 2 mol/L	10 mL à 0.05 mol/L	20 mL à $10^{-4}$ mol/L
$S_3$	20 mL à 1 mol/L	10 mL à 0.1 mol/L	20 mL à $10^{-4}$ mol/L
$S_4$	20 mL à 1 mol/L	10 mL à 0.05 mol/L	20 mL à $10^{-4}$ mol/L

en mol/L

Solution	$[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}]$	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{I}_2]$
S1	0,8	0,02	$4.0 \times 10^{-5}$
S2	0,8	0,01	$4.0 \times 10^{-5}$
S3	0,4	0,02	$4.0 \times 10^{-5}$
S4	0,4	0,01	$4.0 \times 10^{-5}$

Le diode est le réactif limitant.

## Hypothèse sur l'ordre partiel

Ordre 0 :

$$v = k_{\text{app}} = -\frac{d}{dt}[\text{I}_2]$$

$$[\text{I}_2](t) = [\text{I}_2]_0 - k_{\text{app}}t \quad \text{et à} \quad A(t) = A_0 - k_{\text{app}}\ell\epsilon(\lambda)t \equiv A_0 - Kt$$

$$t_{1/2} = \frac{[\text{I}_2]_0}{2k_{\text{app}}}$$

Ordre 1 :

$$\ln [\text{I}_2](t) = \ln [\text{I}_2]_0 - k_{\text{app}}t \quad \text{avec} \quad t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k_{\text{app}}} \quad \text{pour l'ordre 1}$$

Ordre 2 :

$$\frac{1}{[\text{I}_2]} = \frac{1}{[\text{I}_2]_0} + k_{\text{app}}t \quad \text{avec} \quad t_{1/2} = \frac{1}{[\text{I}_2]_0 k_{\text{app}}} \quad \text{pour l'ordre 2}$$

## Exploitation des résultats

$$K_i = \epsilon \ell k_{\text{app},i}, \quad \text{d'où}$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{0,\text{manip } 1}}{[\text{H}_3\text{O}^+]_{0,\text{manip } 2}} \right)^\gamma = 2^\gamma$$

$$\frac{K_1}{K_3} = \left( \frac{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}]_{0,\text{manip } 1}}{[\text{C}_3\text{H}_6\text{O}]_{0,\text{manip } 3}} \right)^\alpha = 2^\alpha$$

## Interprétation microscopique

On propose le mécanisme suivant :

