

1.5.1. Il faut une fiole jaugée de 200 mL
 1 pipette jaugée de 20 mL pour la propionate
 1 pipette jaugée de 1 mL pour H_2SO_4 .

$$1.5.2. [I_3^-] = \frac{n_{I_3^-}}{V_{TOT}} = \frac{d \times P \times V_{pél} = 0,8 \times 20}{\pi R^2 V_{TOT}} = 1,4 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H^+] = \frac{2 m_{H_2SO_4}}{V_{TOT}} = \frac{2 \times [H_2SO_4] V_{pél} = 2 \times 1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}{200} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[I_3^-] = \frac{n_{I_3^-}}{V_{TOT}} = \frac{[I_3^-] V_{pél} = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 1}{200} = 5,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$\Rightarrow$ 2 des réactifs sont en large excès
 $\Rightarrow$ on est dans le CI de dégénérescence de l'acide.

$$v = k [I_3^-]^a [I_3^-]^b [H^+]^c \approx k [I_3^-]_0^a [I_3^-]_0^b [H^+]_0^c$$

$$v = k_{app} [I_3^-]^B \text{ avec } k_{app} = k [I_3^-]_0^a [H^+]_0^c$$

1.5.3. On peut déduire β de $k_{exp}(d)$

$$\text{En effet } v = k_{app} [I_3^-]^\beta = - \frac{d[I_3^-]}{dt}$$

représentons son allure β on a $-\frac{d[I_3^-]}{dt} = k_{app} t$

$$\Rightarrow [I_3^-] = [I_3^-]_0 - k_{app} t$$

on divise la loi de Beer-Lambert $[I_3^-] = A / \epsilon l$

$$\Rightarrow \frac{A}{\epsilon l} = \frac{A_0}{\epsilon l} - k_{app} t$$

$$\Rightarrow \left[A = A_0 - \epsilon l k_{app} t \right]$$

or $A = f(t)$ est une P.E affine $\Rightarrow$ l'ordre $\beta = \beta$ est infini

1.5.4. $k_{exp} b \Rightarrow$ on déduit α
 on effectue $\frac{k_{app}(b)}{k_{app}(a)} = \left(\frac{[I_3^-]_0(b)}{[I_3^-]_0(a)} \right)^\alpha$

$$\text{donc } d = \frac{\ln(k_{app}(b) / k_{app}(a))}{\ln([I_3^-]_0(b) / [I_3^-]_0(a))}$$

$$\alpha = \frac{\ln(10,204 / 0,102)}{\ln 2} = 1 = d$$

Donc à l'ordre de l'esp c on en déduit α
 $\alpha = \frac{\ln(k_{app}(c) / k_{app}(a))}{\ln([H^+]_0(c) / [H^+]_0(a))} = 1 = \delta$

$$1.5.5. v = k [\tilde{I}^-] [H^+]^1$$

$$1.5.6. \text{À l'équilibre } v_1 = v_{-1} \Rightarrow \frac{k_1}{k_{-1}} = \frac{[AH^+]}{[A][H^+]}$$

1.5.7. L'étape (c) étant l'É.C.D., on peut considérer

$$\text{que } v = v_2 = k_2 [H^+] \Rightarrow k_2 [H^+] = \frac{k_1 k_2}{k_{-1}} [\tilde{I}^-] [H^+] = v$$

on retrouve bien la loi précédemment établie avec $k_0 = \frac{k_1 k_2}{k_{-1}}$

$$1.5.8. [B] : \text{ord} : \frac{10H}{\text{OH}}$$

$A \rightleftharpoons B$ est l'équilibre cétolactonique