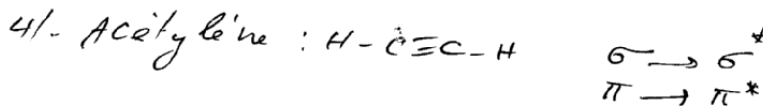
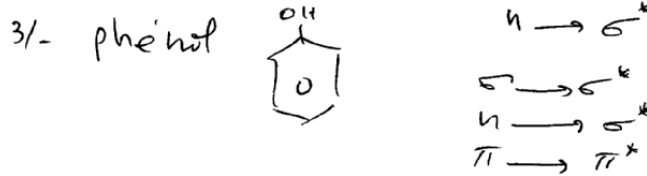
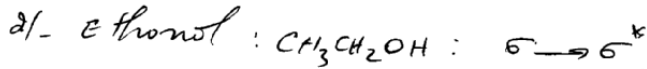
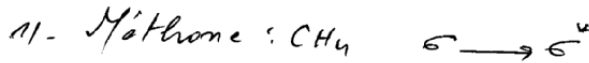


corrigé du TD N° 4

EX N° 1



EX N° 2

$c = \frac{4,3}{25} = 0,076 \text{ g/l} \Rightarrow C_M = \frac{0,076}{100} = 0,076 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

1/ $A = \epsilon \cdot c \cdot l \Rightarrow \epsilon_{\text{max}} = \frac{A}{c \cdot l} = \frac{2,2}{0,076 \cdot 10^{-2} \cdot 1} \Rightarrow$
 $\epsilon_{\text{Max}} = 15 + 8,94 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l} \cdot \text{cm}^{-1}$

2/ $A = \log \frac{I_0}{I} = \epsilon \cdot c \cdot l$

$A = \log \frac{85,4}{20,3} = 0,6235 \Rightarrow \epsilon = \frac{A}{c \cdot l} = \frac{0,6239}{10^{-4} \cdot 2} = 3119,8$

$\epsilon = 3119,8 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l} \cdot \text{cm}^{-1}$

EX N° 3

a/ calcul du coefficient d'absorption molaire

$A = -\log T \Rightarrow A = -\log 0,5 = 0,3$

$A = \epsilon \cdot c \cdot l \Rightarrow \epsilon = \frac{A}{c \cdot l} = \frac{0,3}{4,28 \cdot 10^{-4} \cdot 1}$

$\epsilon = 2344 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l} \cdot \text{cm}^{-1}$

b/ calcul de l'absorbance et de la transmittance de la nouvelle solution

si l'on double la concentration $\rightarrow A = 0,6$

$\Rightarrow -\log T = 0,6 \Rightarrow T = 0,25$

EX N° 4

1- Calcul des 04 coefficients d'absorption molaire.

$$A = \epsilon \cdot c \cdot l$$

* $\lambda_1 = 510 \text{ nm}$

$$A_{A\lambda_1} = \epsilon_{A\lambda_1} \cdot C_A \cdot l \Rightarrow \epsilon_{A\lambda_1} = \frac{0,714}{1,5 \cdot 10^{-2} \cdot 1} \Rightarrow \epsilon_{A\lambda_1} = 4,76 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l} \cdot \text{cm}$$

$$A_{B\lambda_1} = \epsilon_{B\lambda_1} \cdot C_B \cdot l \Rightarrow \epsilon_{B\lambda_1} = \frac{0,295}{6 \cdot 10^{-2} \cdot 1} \Rightarrow \epsilon_{B\lambda_1} = 4,96 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l} \cdot \text{cm}$$

* $\lambda_2 = 575 \text{ nm}$

$$A_{A\lambda_2} = \epsilon_{A\lambda_2} \cdot C_A \cdot l \Rightarrow \epsilon_{A\lambda_2} = \frac{0,097}{1,5 \cdot 10^{-2} \cdot 1} \Rightarrow \epsilon_{A\lambda_2} = 6,4 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l} \cdot \text{cm}$$

$$A_{B\lambda_2} = \epsilon_{B\lambda_2} \cdot C_B \cdot l \Rightarrow \epsilon_{B\lambda_2} = \frac{0,777}{6 \cdot 10^{-2} \cdot 1} \Rightarrow \epsilon_{B\lambda_2} = 12,61 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{l} \cdot \text{cm}$$

2- calcul des concentrations des sels A et B dans la solution

$$\left. \begin{array}{l} A_{\lambda_1} = A_{A\lambda_1} + A_{B\lambda_1} \\ A_{\lambda_2} = A_{A\lambda_2} + A_{B\lambda_2} \end{array} \right\} \Rightarrow \begin{cases} 0,4 = \epsilon_{A\lambda_1} \cdot C_A \cdot l + \epsilon_{B\lambda_1} \cdot C_B \cdot l \\ 0,577 = \epsilon_{A\lambda_2} \cdot C_A \cdot l + \epsilon_{B\lambda_2} \cdot C_B \cdot l \end{cases}$$

⇓

$$C_A = 0,039 \text{ mol/l}$$

$$C_B = 0,043 \text{ mol/l}$$

EX N° 5

1- la détermination du pKa est possible car l'absorption du chromophore est modifiée par la présence de l'auxochrome (-OH) à caractère acide-basique \Rightarrow

Absorption en fonction du pH

- 21- effet bathochrome à $pH = 12$ qui est dû à l'ionisation de la molécule (Dans le forme courbée \rightarrow disponibilité des doublets $e^- \rightarrow E \downarrow \rightarrow \lambda \uparrow$)
- 31- Calcul du pK_a :

$$pK_a = pH - \log \frac{(A_{AH}) - A}{A - (A_{A^-})} = 9,8 - \log \frac{0,688 - 0,920}{0,920 - 1,08}$$

$$\underline{pK_a = 9,64}$$

EX N° 5

11- $T = \frac{I}{I_0} = 0,184$

$$A = \log \frac{I_0}{I} = \log \left(\frac{1}{T} \right) = \epsilon c l$$

$$\epsilon_M^{470} = \frac{1}{C \cdot l} \log \left(\frac{1}{T} \right) \Rightarrow \epsilon_M^{470} = 368 \text{ l. mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$$

- 21- le coefficient d'extinction spécifique :

$$\epsilon_{sp}^{470} = \frac{\epsilon_M^{470}}{M} \Rightarrow \epsilon_{sp}^{470} = 1,71 \text{ g}^{-1} \cdot \text{l. cm}^{-1}$$

EX N° 6

$A_{450} = 0,7$ et $A_{500} = 0,425$

$$\star A_{450} = \epsilon_A^{450} \cdot C_A \cdot l + \epsilon_B^{450} \cdot C_B \cdot l = 1000 \times 2,5 \cdot 10^{-4} + 3000 \times 1,5 \cdot 10^{-4}$$

$$\star A_{500} = \epsilon_A^{500} \cdot C_A \cdot l + \epsilon_B^{500} \cdot C_B \cdot l = 500 \times 2,5 \cdot 10^{-4} + 2000 \times 1,5 \cdot 10^{-4}$$