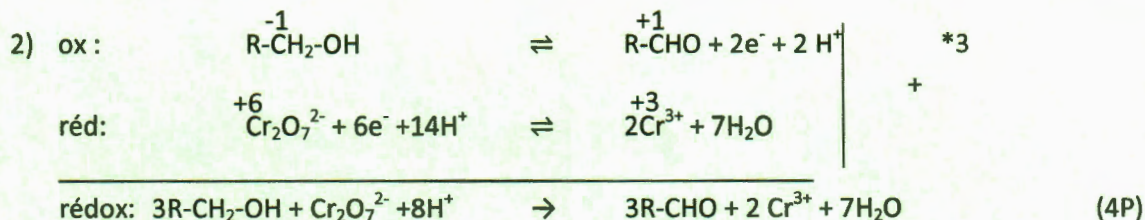


**I) Synthèse d'un ester (20P)**

- 1) Puisque C rougit le réactif de Schiff, il s'agit d'un aldéhyde.  
 A doit par conséquent être un alcool primaire.  
 Pour former un ester, il faut un alcool et un acide carboxylique.  
 B doit donc être un acide. (2P)



- 3) Formule générale :  $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$      $12n-16=112$  g/mol  
 $12n+2n=112$   
 $14n=112$   
 $n=8$

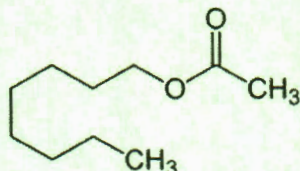
D'où la formule de C :  $\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O}$

Formule de A :  $\text{C}_8\text{H}_{17}\text{OH}$ , il s'agit de l'octane-1-ol.



De la formule de l'ester on déduit que B comporte 2 atomes de carbone, il s'agit donc de l'acide acétique  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  (3P)

- 4) Acétate d'octyle (2P)



- 5) V. manuel p.56 (6P)  
 6) déplacements de l'équilibre par : (3P)

- excès de produit
- distillation du produit
- élimination de l'eau

- 7) réaction avec le  $\text{PCl}_5$  v. p.73 (2P)  
 Réaction avec le chlorure d'acyle v.p.74

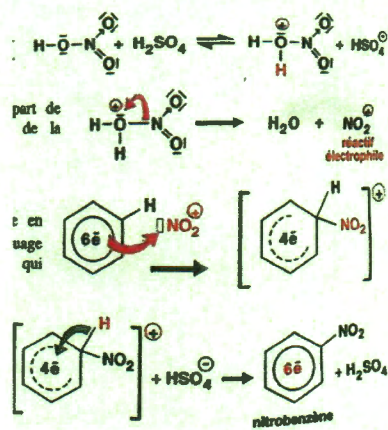
**II) Aromaticité et nitration du noyau benzénique (16P)**

- 1) Voir manuel p. 4-5 (6P)



2)

(5P)

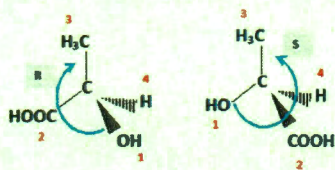


3) Effet mésomère M+, v.p. 46

(3P)

### III) L'acide lactique (15P)

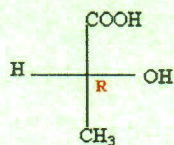
1)



(2P)

2) S'il s'agit d'un racémate, l'activité optique des deux énantiomères à même concentration s'annule et la solution ne présente pas d'activité optique. (2P)

3)



(2P)

4) a)  $c_0 = \frac{2,7 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{90 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,03 \text{ mol/L}$

$$c_0 = 0,03 \text{ M}$$

pH d'un acide faible :  $x^2 + K_a x - K_a c_0 = 0$  avec  $K_a = 1,349 \cdot 10^{-4}$  (3P)

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,945 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,70$$

b)  $n_0 \text{ acide} = c_0 \cdot V = 0,03 \text{ mol} \cdot 0,67 \text{ L} = 2,01 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$  (4P)

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{n_{\text{base}}}{n_{\text{acide}}}$$

$$\Rightarrow 4,17 = 3,87 + \log \frac{x}{2,01 \cdot 10^{-2} - x}$$



$$\Leftrightarrow 10^{4,17-3,87} = \frac{x}{2,01 \cdot 10^{-2} - x}$$

$$\Leftrightarrow 10^{0,3} = \frac{x}{2,01 \cdot 10^{-2} - x}$$

$$\Leftrightarrow 10^{0,3} \cdot 2,01 \cdot 10^{-2} - 10^{0,3} x = x$$

$$\Leftrightarrow x = 1,34 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{c_{\text{NaOH}}} = 268 \text{ mL}$$

#### IV) Acides et bases

1) a) Acide fort,  $\text{pH} = -\log c_0$  (2P)

$$c_0 = 0,192 \text{ M}$$

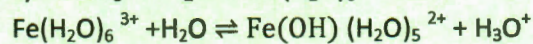
$$\text{pH} = 0,72$$

b) Base faible, donc (2P)

$$x^2 + K_b x - K_b c_0 = 0 \dots$$

$$\text{pH} = 11,25$$

c)  $\text{FeBr}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+} + 3\text{Br}^-$  (3P)



$$c_0 = 0,78 \text{ M}$$

pH d'un acide faible :  $x^2 + K_a x - K_a c_0 = 0$  avec  $K_a = 1,48 \cdot 10^{-3}$  (3P)

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,32 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,48$$

2) Acide fort – base forte (3P)

Concentration initiale de HCl:

$$10^{-\text{pH}} = 10^{-1} = 0,1 \text{ M}$$

Concentration finale de HCl:

$$10^{-\text{pH}} = 10^{-2} = 0,01 \text{ M}$$

$$n_{0 \text{ acide}} = cV = 0,1 \text{ M} \cdot 0,8 \text{ L} = 0,08 \text{ mol}$$

$$n_{\text{final acide}} = cV = 0,01 \text{ M} \cdot 0,8 \text{ L} = 0,008 \text{ mol}$$

$$\text{quantité d'acide à neutraliser} : 0,08 - 0,008 = 0,072 \text{ mol} = n_{\text{OH}^-}$$

$$\text{Or } n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = n_{\text{OH}^-} / 2$$

$$\text{Masse Ca}(\text{OH})_2 = nM = \frac{0,072 \text{ mol}}{2} \cdot 74,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,67 \text{ g}$$

Il faut donc environ 0,5 comprimés.