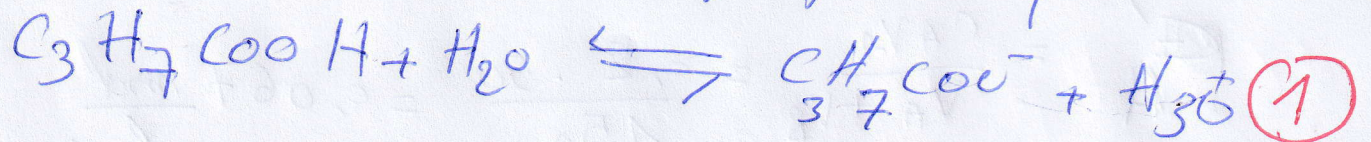


Ex 1: 7 points

La réaction de l'acide propanoïque avec l'eau



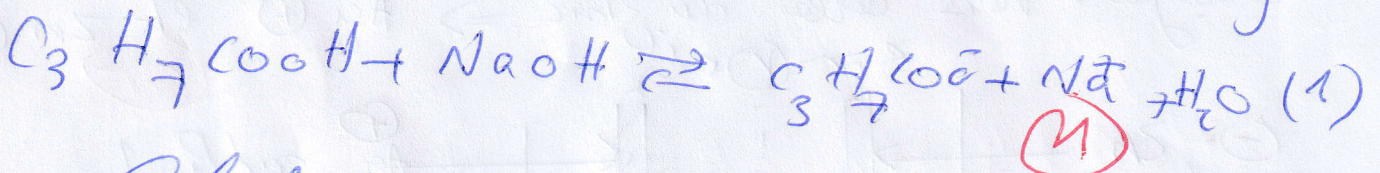
2. Calcul du pH

$C_3H_7COOH$  acide faible

$$C_0 > 10^{-6} M \Rightarrow pH = \frac{1}{2} (pK_a - \log C_0)$$

$$pH = \frac{1}{2} (4,9 - \log 0,2) = 2,799 \approx 2,8$$

3. L'équation de la réaction de dosage



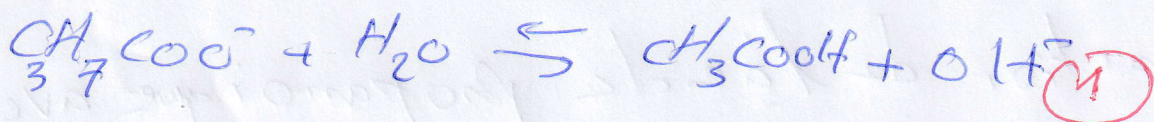
4. Calcul du volume d'hydroxyde de sodium versé, voir à la neutralisation

D'après l'équation 1

$$n_a = n_b \Rightarrow C_a V_a = C_b V_b$$

$$V_b = \frac{C_a V_a}{C_b} = \frac{0,2 \cdot 500}{0,1} = 1000 \text{ ml}$$

5. Calcul du pH à la neutralisation



$$[A] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} = \frac{0,2 \cdot 50}{150} = 0,067 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Base faible  $C_3H_7COO^-$

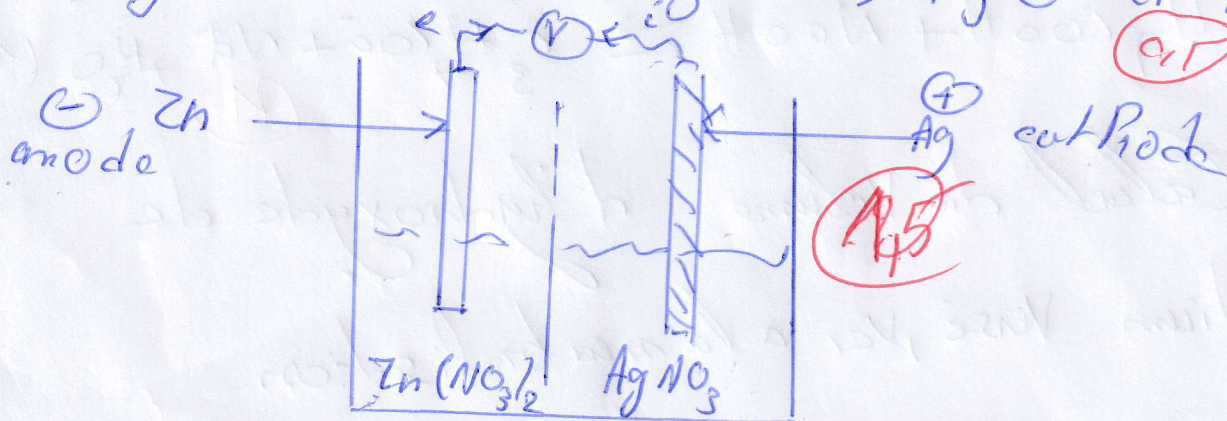
$$pH = 7 + \frac{1}{2} (pK_a + \log C_0) \quad (1)$$

$$pH = 8,86 \quad (2)$$

EX2: 8 points

Le schéma de la pile

Le courant électrique circule de l'électrode d'argent vers celle du zinc  $\Rightarrow Ag^+$  et  $Zn^{2+}$  (1)

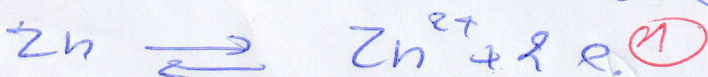


Les réactions chimiques

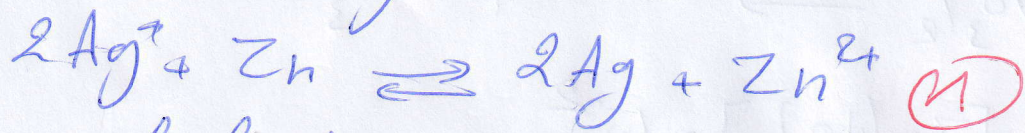
a. Au niveau de la cathode



b. Au niveau de l'anode



La réaction globale:

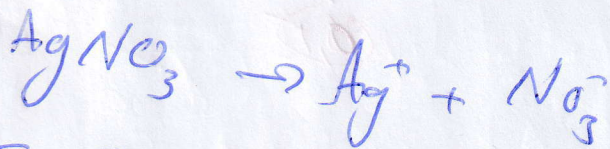


calcul de  $E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ}$  et  $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ}$

$$E_{\text{Oxd/Red}} = E_{\text{Oxd/Red}}^{\circ} + \frac{0,06}{n} \log \frac{a_{\text{Oxd}}}{a_{\text{Red}}}$$

$$E_c = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} + \frac{0,06}{1} \log \frac{a_{\text{Ag}^+}}{a_{\text{Ag}}}$$

$a_{\text{Ag}^+} = [\text{Ag}^+]$ ,  $a_{\text{Ag}} = 1$  c'est un métal



$$[\text{Ag}^+] = [\text{AgNO}_3] = 10^{-2} \text{ M}$$

$$E_c = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} + 0,06 \log 0,1$$

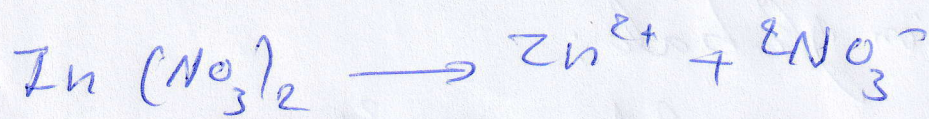
$$0,741 = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - 0,06$$

$$E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} = 0,801 \quad (0,1)$$

$$E_a = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + 0,03 \log \frac{a_{\text{Zn}^{2+}}}{a_{\text{Zn}}}$$

$$a_{\text{Zn}^{2+}} = [\text{Zn}^{2+}], \quad a_{\text{Zn}} = 1$$

$$E_a = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + 0,03 \log [\text{Zn}^{2+}]$$



$$[\text{Zn}^{2+}] = [\text{Zn}(\text{NO}_3)_2] = 10^{-2}$$

$$E_a = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + 0,03 \log 10^{-2}$$

$$-0,819 = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + 0,06$$

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = -0,819 + 0,06 = -0,759 \text{ Volt.}$$

$$= -0,759 \text{ Volt.}$$

0,1

$$4 \text{ f.e.m.} = E_c - E_a$$

$$= E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} + 0,03 \log [\text{Ag}^+] - (E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + 0,03 \log [\text{Zn}^{2+}])$$

$$= E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + 0,03 \log [\text{Ag}^+] - 0,03 \log [\text{Zn}^{2+}]$$

$$= (E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ}) + 0,03 \log \frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

$$\log \frac{[\text{Ag}^+]}{[\text{Zn}^{2+}]} = \frac{\text{f.e.m.} - (E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^{\circ} - E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ})}{0,03}$$

$$\log R = \frac{1,7 - (0,801 + 0,719)}{0,03} = 4,7$$

$$R = 10^{4,7} = 5,011 \cdot 10^4 \quad (0,5)$$

EX 3 : 5 points

1. La réaction est d'ordre 1 car  $k$  est exprimé en  $s^{-1}$  (1)

2. Le temps de demi réaction

La réaction est d'ordre 1  $\Rightarrow t_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k}$   
 $t_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{\ln 2}{4 \cdot 10^{-5}} = 17328,67 \text{ s}$  (1)

Calcul de  $k_2$  à 300 K

$$k_1 = k_0 e^{-\frac{E_a}{RT_1}} \quad (1)$$

$$k_0 = \frac{k_1}{e^{-\frac{E_a}{RT_1}}} = k_1 \cdot e^{\frac{E_a}{RT_1}}$$

$$k_2 = k_0 e^{-\frac{E_a}{RT_2}}$$

$$= k_1 \cdot e^{\frac{E_a}{RT_1}} \cdot e^{-\frac{E_a}{RT_2}}$$

$$= k_1 \frac{E_a}{eR} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad (1)$$

$$= 4 \cdot 10^{-5} \cdot e^{\frac{166 \cdot 10^3}{8,314}} \left( \frac{1}{350} - \frac{1}{300} \right)$$

$$= 1,546 \cdot 10^{-5} \text{ s} \quad (1)$$