

Exercice 1

1. a. Un acide est une espèce chimique susceptible de céder un proton H^+ .

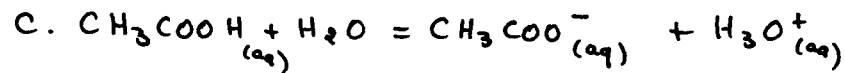
$$b. -\log c_a = -\log 1,0 \cdot 10^{-2} = 2$$

$$pH \neq -\log c_a$$

La relation $pH = -\log c_a$ n'est pas vérifiée.

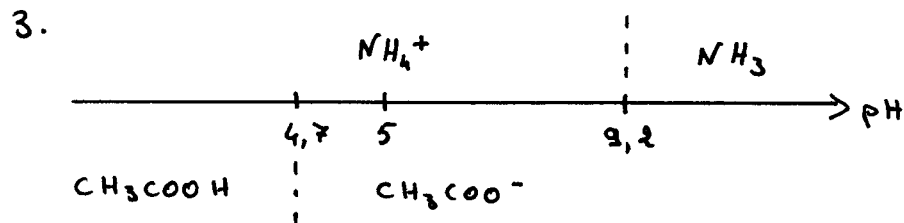
La dissociation de l'acide n'est pas totale.

L'acide éthanóique est un acide faible.



$$d. K_A = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot [CH_3COO^-]_{\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{\text{éq}}}$$

2. $pK_{A2} < pK_{A3} \Rightarrow$ l'ammoniac est une base plus faible que la méthylamine.



D'après les résultats précédents, les espèces

qui prédominent à $pH = 5$ sont CH_3COO^- et NH_4^+ .

$$4. a. n(CH_3COOH)_i = c_a \cdot V_a$$

$$\Rightarrow n(CH_3COOH)_i = 1,0 \cdot 10^{-2} \times 10 \cdot 10^{-3}$$

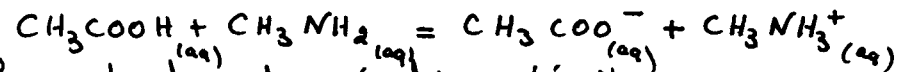
$$\Rightarrow \underline{n(CH_3COOH)_i = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$$

$$n(CH_3NH_2)_i = C_{b2} \cdot V_{b2}$$

$$\Rightarrow n(CH_3NH_2)_i = 1,5 \cdot 10^{-2} \times 20 \cdot 10^{-3}$$

$$\Rightarrow \underline{n(CH_3NH_2)_i = 3,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}$$

b. On envisage la réaction entre l'acide le plus fort en solution (CH_3COOH) et la base la plus forte en solution (CH_3NH_2)



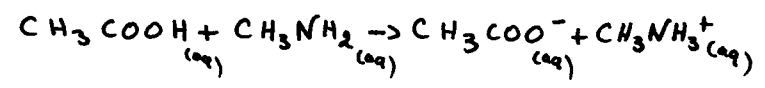
La constante de réaction s'écrit :

$$K = \frac{[CH_3COO^-]_{\text{éq}} \cdot [CH_3NH_3^+]_{\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{\text{éq}} \cdot [CH_3NH_2]_{\text{éq}}}$$

$$\Rightarrow K = \frac{[CH_3COO^-]_{\text{éq}} \cdot [CH_3NH_3^+]_{\text{éq}}}{[CH_3COOH]_{\text{éq}} \cdot [CH_3NH_2]_{\text{éq}}} \times \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}}{[H_3O^+]_{\text{éq}}}$$

$$\Rightarrow K = \frac{K_{A1}}{K_{A3}} = \frac{10^{-pK_{A1}}}{10^{-pK_{A3}}} = \frac{10^{-4,7}}{10^{-9,2}} = 10^6$$

$K > 10^4$. La réaction peut être considérée comme totale :



c.

	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{NH}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{CH}_3\text{NH}_3^+$			
E.I	$1,0 \cdot 10^{-4}$	$3,0 \cdot 10^{-4}$	0	0
E.F	$1,0 \cdot 10^{-4} - x_{\max}$	$3,0 \cdot 10^{-4} - x_{\max}$	x_{\max}	x_{\max}

Le réactif limitant est CH_3COOH et $x_{\max} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

- d'où
- $n(\text{CH}_3\text{COOH})_f = 0$
 - $n(\text{CH}_3\text{NH}_2)_f = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 - $n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_f = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 - $n(\text{CH}_3\text{NH}_3^+)_f = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

On en déduit :

- $[\text{CH}_3\text{COOH}]_f = 0$
- $[\text{CH}_3\text{NH}_2]_f = \frac{2,0 \cdot 10^{-4}}{30 \cdot 10^{-3}} = 6,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$
- $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_f = \frac{1,0 \cdot 10^{-4}}{30 \cdot 10^{-3}} = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$
- $[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_f = 3,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$

R) l'acide éthanique existe à l'état de traces car la base conjuguée CH_3COO^- réagit avec l'eau selon l'équilibre $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$. Cette réaction est très peu avancée et $[\text{CH}_3\text{COOH}]_f \approx 0$.

d. $\text{pH} = \text{p}K_{A3} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_2]_f}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]_f} \Rightarrow \text{pH} = 10,7 + \log \frac{6,7 \cdot 10^{-3}}{3,3 \cdot 10^{-3}}$

$\Rightarrow \text{pH} = 11,0$.

Exercice 2:

1.a.	HInd	$+ \text{H}_2\text{O}$	$= \text{Ind}^-$	$+ \text{H}_3\text{O}^+$
E.I.	$C_0 V$	-	0	0
E.I.	$C_0 V - x$	-	x	x
E.F	$C_0 V - x_{\text{eq}}$	-	x_{eq}	x_{eq}

$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{x_{\text{eq}}}{V} \Rightarrow x_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V$

De plus, $x_{\max} = C_0 V$.

d'où $\tau = \frac{x_{\text{eq}}}{x_{\max}} \Rightarrow \tau = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot V}{C_0 V} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0}$

$\Rightarrow \tau = \frac{6,6 \cdot 10^{-5}}{2,9 \cdot 10^{-4}}$

$\Rightarrow \tau \approx 23\%$

$$b. K_A = \frac{[H_3O^+]_{\text{eq}} [Ind^-]_{\text{eq}}}{[HInd]_{\text{eq}}}$$

$$c. pK_A = -\log K_A \Rightarrow pK_A = -\log(1,9 \cdot 10^{-5})$$

$$\Rightarrow pK_A = 4,7.$$

L'indicateur coloré est donc le vert de bromocrésol.

2. a. L'équation de la réaction du dosage s'écrit: $H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$
cette réaction est totale.

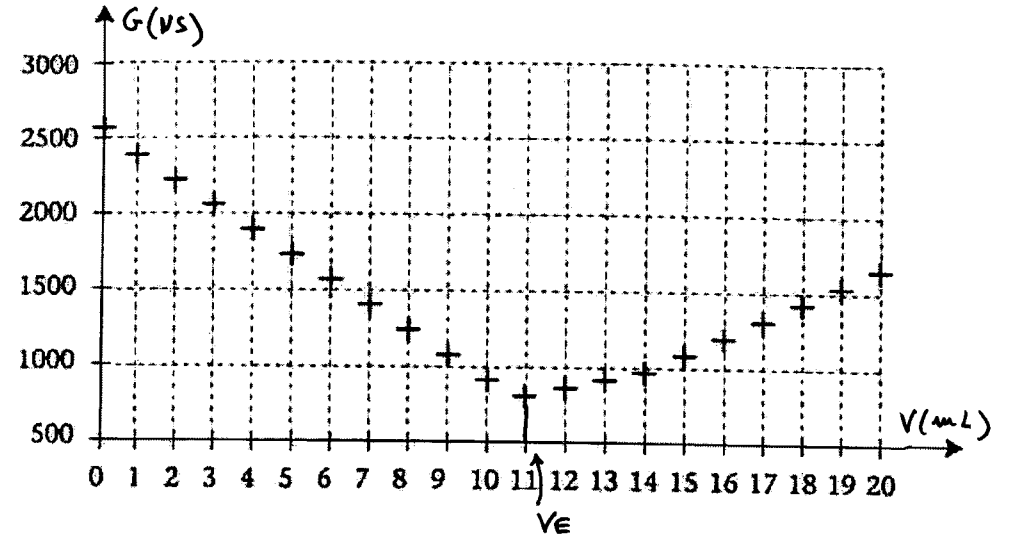
b. L'équivalence correspond au point où la conductance est minimale (voir ci-contre).
on lit sur le graphique $V_E = 11 \text{ mL}$.

c. A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques.

$$C_B \cdot V_E = C_A \cdot V_A$$

$$\Rightarrow C_A = \frac{C_B \cdot V_E}{V_A} = \frac{1,00 \cdot 10^{-1} \times 11 \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}}$$

$$\Rightarrow \underline{C_A = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$



$$d. C_0 = 1000 C_A \Rightarrow C_0 = 1000 \times 1,1 \cdot 10^{-2}$$

$$\Rightarrow \underline{C_0 = 11 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

e. La dissociation de HCl dans l'eau est totale. La masse de chlorure d'hydrogène contenue dans un litre de solution est:

$$m(\text{HCl}) = C_0 \cdot V \cdot M(\text{HCl})$$

$$\Rightarrow m(\text{HCl}) = 11 \times 1 \times 36,5$$

$$\Rightarrow \underline{m(\text{HCl}) = 402 \text{ g}}$$

f. La masse d'un litre de solution est:

$$m = \rho_0 \cdot V \Rightarrow m = 1160 \times 1 \Rightarrow \underline{m = 1160 \text{ g}}$$

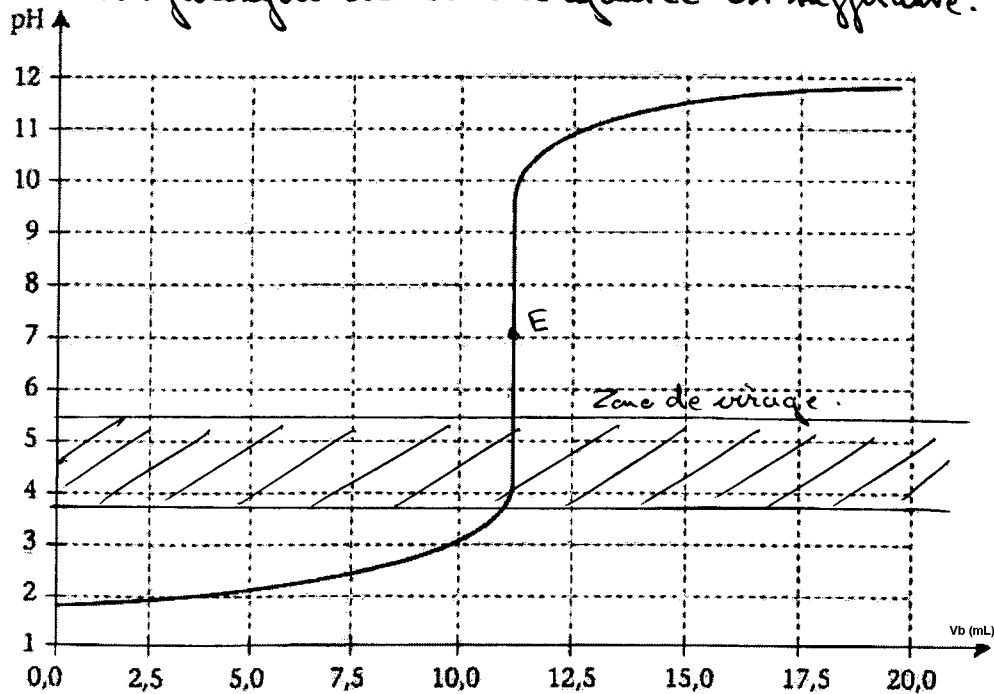
g. Le pourcentage massique de la solution

$$\text{s'écrit: } P = \frac{m(\text{HCl})}{m} \rightarrow P = \frac{402}{1160}$$

$$\Rightarrow P = 0,347 \text{ (34,7\%)}$$

La flacon porte l'indication "33% minimum".
L'étiquette est donc correcte.

h. Le vert de bromocrésol est jaune en milieu acide, puis vire au bleu lorsque la quantité d'hydroxyde de sodium ajoutée est suffisante.



Cet indicateur coloré n'est pas adapté car sa zone de virage ne contient pas le point d'équivalence.

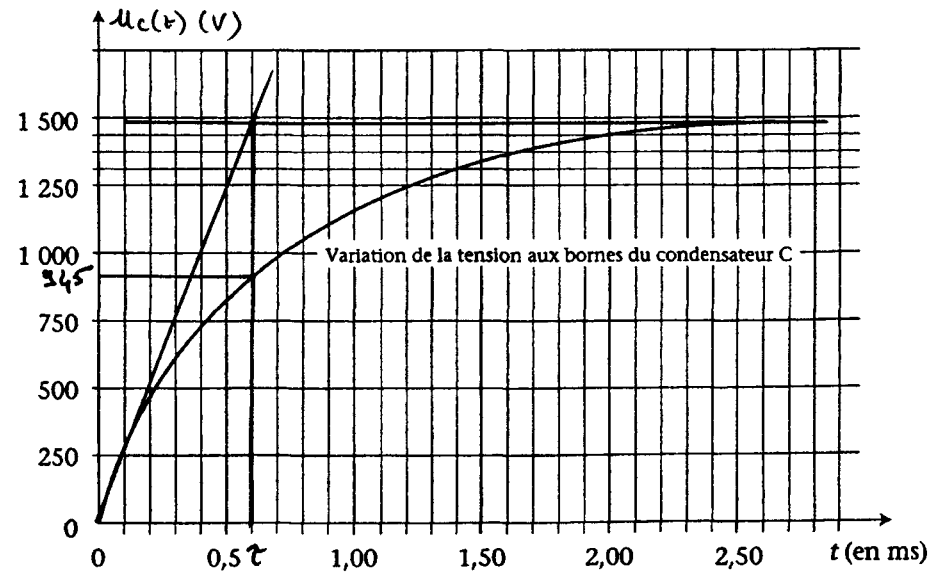
i. A l'équivalence $\text{pH} = 7,0$. Le bleu de bromothymol convient pour ce dosage.

Exercice 3:

Phase A:

1. Pendant la charge du condensateur, la tension u_c croît. La courbe 2 respecte cette évolution.

2.



Document 2

2 méthodes sont possibles:

- méthode des tangentes.
- le condensateur est chargé à 63% au bout d'un temps τ .

On en déduit $\tau = 0,6 \text{ ms}$.

$$3. W_{\max} = \frac{1}{2} C U_{c \max}^2 \Rightarrow W_{\max} = \frac{1}{2} \times 470 \cdot 10^{-6} \times 1500^2$$

$$\Rightarrow W_{\max} = 5305$$

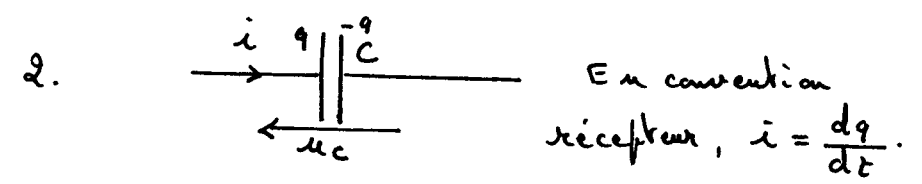
4. Le condensateur est chargé lorsque $U_c = 0,97 U_{c \max} \Rightarrow U_c = 0,97 \times 1500$
 $\Rightarrow U_c = 1455 \text{ V}$.

Sur la courbe, on lit que le condensateur est chargé à 97% au bout d'un temps $\Delta t = 2 \text{ ms}$.

5. $5\tau = 5 \times 0,6 \Rightarrow 5\tau = 3 \text{ ms}$.
 $5\tau > \Delta t$, ce qui est normal car au bout de 5τ , le condensateur est chargé à 99%.

Phase B:

1. à $t=0$, $U_c = A \Rightarrow A e^0 = 1500 \Rightarrow A = 1500 \text{ V}$
 $\tau' = RC \Rightarrow \tau' = 50 \times 470 \cdot 10^{-6} \Rightarrow \tau' = 23,5 \cdot 10^{-3} \text{ s}$



On remarquera que lorsque le condensateur se décharge, $i < 0$.

3. $q = C U_c$.

4. $i = \frac{d(C U_c)}{dt} \Rightarrow i = C \frac{dU_c}{dt}$
 $\Rightarrow i = C \frac{d(A e^{-t/RC})}{dt}$
 $\Rightarrow i = -\frac{A}{R} e^{-t/RC}$

5. $i_{\max} = \frac{A}{R} \Rightarrow i_{\max} = \frac{1500}{50} \Rightarrow i_{\max} = 30 \text{ A}$
 i_{\max} ne dépend pas de C .

Phase c:

1. D'après le document 1, la décharge du condensateur s'arrête à l'instant $t_1 = 16,4 \text{ ms}$.
 La tension aux bornes du condensateur est alors:
 $U_{cf} = A e^{-t/RC} \Rightarrow U_{cf} = 1500 \cdot e^{-\frac{16,4 \cdot 10^{-3}}{23,5 \cdot 10^{-3}}}$
 $\Rightarrow U_{cf} = 746 \text{ V}$.

On lit sur le graphique $U_{cf} \approx 740 \text{ V}$.

2. L'énergie initiale emmagasinée par le condensateur est $E_i = 5305$. L'énergie finale est donc $E_f = 530 - 400 \Rightarrow E_f = 1305$.
 $\frac{1}{2} C U_{cf}^2 = 130 \Rightarrow U_{cf} = \sqrt{\frac{2 \times 130}{470 \cdot 10^{-6}}} \Rightarrow U_{cf} = 744 \text{ V}$.