

Compte rendu

TP n°1 : Dosage acido-basique

....., *PCSI 2*

But du TP :

Le but de ce premier TP est de préparer des solutions à diverses concentrations, puis doser les solutions pour déterminer leurs concentrations.

I. Préparation des solutions aqueuses par dilution :

On dispose d'un volume V d'une solution mère S de concentration C et on cherche à préparer une solution S' de concentration C' en ajoutant un volume « x » d'eau.

- Relation entre C , C' , V et x :

D'après la conservation du nombre de mol on a : $n=C \cdot V=C' \cdot (V+x)$

$$\text{D'où : } C' = \frac{n}{v(\text{total})} = \frac{C \cdot V}{(V+x)}$$

Manipulation :

-On dispose de deux solutions mères :

S1 une solution d'acide chlorhydrique (H^+ , Cl^-) de concentration $C_1=0,1\text{mol/l}$

S2 une solution de soude (Na^+ , HO^-) de concentration $C_2=0.1\text{mol/L}$

Protocole de dilution :

A l'aide d'une pipette graduée de 10mL, prélever 10 .0mL de la solution S1 et l'introduire dans une fiole jaugée de 100mL. Remplir la fiole jusqu'au 2/3 avec de l'eau distillé, boucher puis agiter pour homogénéiser la solution. Compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillé.

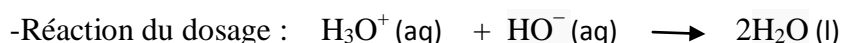
La concentration $C'1$ de la solution obtenue est :

$$\text{A.N : } C'1 = \frac{(0.1 \times 10^{-3} \times 10 \times 10^{-3})}{(10 \times 10^{-3} + 90 \times 10^{-3})}$$

$$\underline{C'1=10^{-5}\text{mol/L}}$$

II. Dosage acido-basique :

a. Par colorimétrie :



$$\text{Constante thermodynamique } K^\circ : K^\circ = \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]} = 10^{14}$$

-Le point équivalent est le point où les réactifs sont introduits dans des proportions stœchiométriques.

-A l'équivalence, les réactifs sont complètement consommés, ils sont introduits dans des proportions stœchiométriques et leur quantité de matière est nulle.

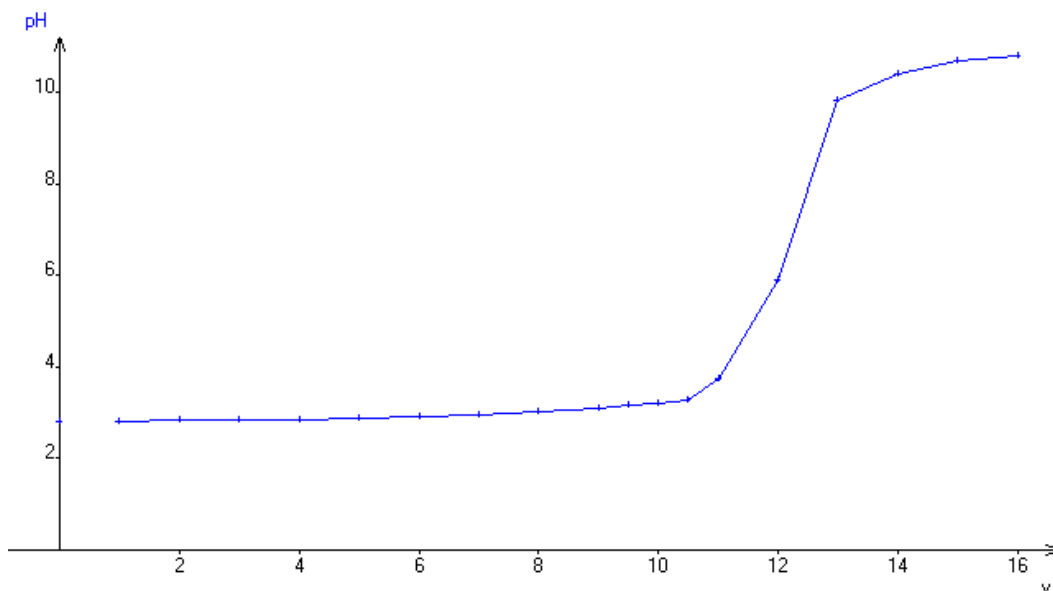
Ainsi : $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HO}^-)$

b. Par pHmétrie :

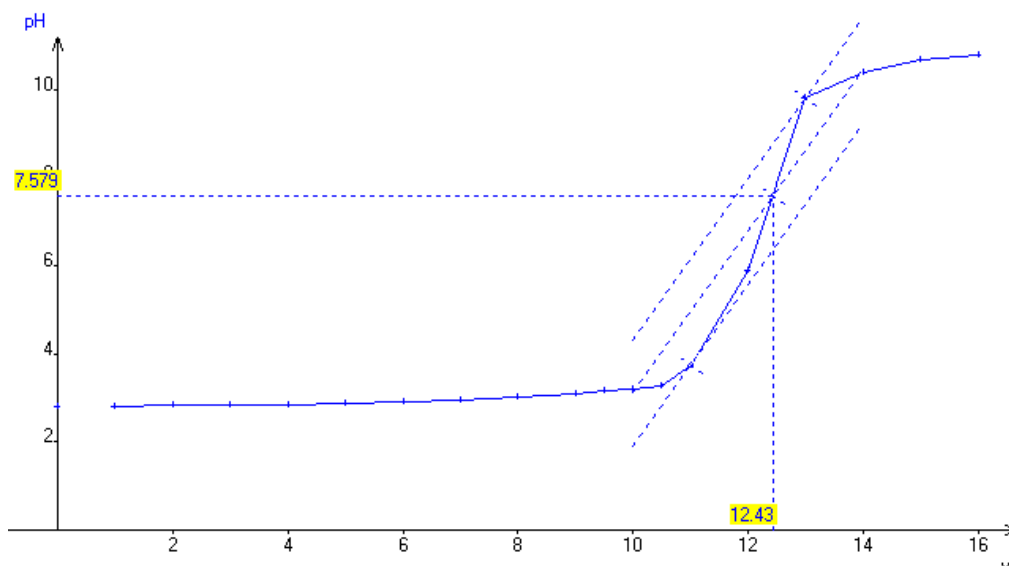
Etude expérimentale du dosage de H_3O^+ par HO^- :

Graphe : $\text{pH} = f(v)$

V	pH
0.000	2.820
1.000	2.820
2.000	2.840
3.000	2.850
4.000	2.860
5.000	2.890
6.000	2.910
7.000	2.950
8.000	3.020
9.000	3.100
9.500	3.150
10.00	3.200
10.50	3.270
11.00	3.750
12.00	5.900
13.00	9.840
14.00	10.40
15.00	10.70
16.00	10.80



-Le point d'équivalence est déterminé à partir de la méthode des tangentes : on remarque que le saut du pH a lieu lorsque le volume de réactif titrant versé est de 12.43 mL donc $V_e = 12.43 \text{ mL}$



- La concentration de l'acide fort :

On a à l'équivalence: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HO}^-)$

$$\text{D'où: } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{C_b \times V_e}{V}$$

$$\text{A.N: } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,1 \times 12,43}{10,0}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \underline{0,1 \text{ mol/L}}$$

-Etude théorique du dosage de CH_3COOH par HO^- :

Réaction du dosage: $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{HO}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

À $V=0$:

	$\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) +$	$\text{H}_2\text{O} (\text{l})$	\rightarrow	$\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq}) +$	H_3O^+
E. initial	Ca.Va	en excès		0	0
E. final	$\text{Ca.Va}-xf$			xf	xf

$$\text{On a: } K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{\frac{\text{Ca.Va}-xf}{va}}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{\text{Ca}-\frac{xf}{va}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{\text{Ca}-[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

La réaction étant peu avancée, on néglige donc $[\text{H}_3\text{O}^+]$ devant Ca, ceci implique :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\frac{1}{2} \log (\text{Ka.Ca})$$

D'où: $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pKa} + \text{pCa})$, avec $\text{pCa} = -\log (\text{Ca})$

À $0 < V < V_{\text{eq}}$:

	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{HO}^- \text{(aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- \text{(aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$			
E. initial	Ca.Va	Cb.V	0	en excès
E. final	Ca.Va-Cb.V	0	Cb.V	

Avant l'équivalence le réactif titrant est limitant, dans le cas présent c'est la base HO^- .

Le milieu réactionnel ne contient que l'espèce acide faible CH_3COOH , donc :

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

D'où : $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{\text{Cb.v}}{\text{Ca.va} - \text{Cb.v}}$

À $V = V_{\text{eq}}$:

	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{HO}^- \text{(aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- \text{(aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$			
E. initial	Ca.Va	Cb. Veq	0	En excès
E. final	$\xi = 0$	$\xi = 0$	Cb. Veq	

A l'équivalence, l'espèce prédominante est CH_3COO^- , donc :

$$\text{Ka} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Or: $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{HO}^-]$

Et : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{\text{Ca.Va}}{V_{\text{total}}}$

D'où : $\text{Ka} = \frac{\frac{\text{Ca.Va}}{V_{\text{total}}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HO}^-]}$

$$\text{Ka} = \frac{\frac{\text{Ca.Va}}{V_{\text{total}}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{\frac{\text{Ke}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}}$$

Ainsi: $\text{pH} = \frac{1}{2} (\log \text{Ka} + \log \text{Ke} - \log \frac{\text{Ca.Va}}{V_{\text{total}}})$

$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pKa} + \text{pKa} - \text{pC})$ avec $\text{C} = \frac{\text{Ca.Va}}{V_{\text{total}}}$

À $V > V_{\text{eq}}$:

	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{HO}^- \text{(aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- \text{(aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$			
E. initial	Ca.Va	Cb.V	0	En excès
E. final	0	Cb.V-Ca.Va	Ca.Va	

Après l'équivalence le réactif titré est limitant, dans le cas présent c'est l'acide CH_3COOH .

Le milieu réactionnel ne contient donc que la base forte HO^- , donc le pH est celui d'une base forte :

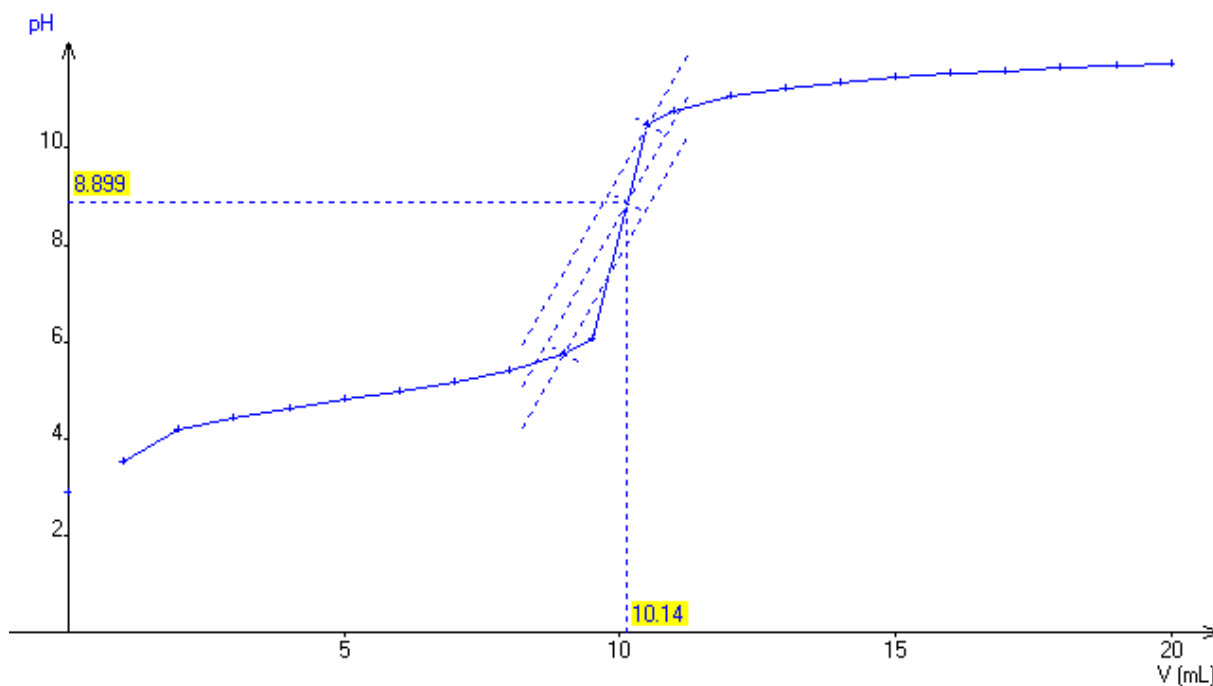
$$\text{pH} = \text{p}K_e + \log [\text{HO}^-]$$

$$\text{pH} = 14 + \log \frac{C_b \cdot V - C_a \cdot V_a}{V_{\text{total}}} \quad \text{avec } v(\text{total}) = (10 + 150 + V)$$

Valeur du pH:

V (mL)	0.0	1.0	2.0	3.0	4.0	5.0	6.0	7.0	8.0	9.0	9.5
pH	2.9	3.84	4.19	4.43	4.62	4.8	4.98	5.17	5.40	5.75	6.08
10.0	10.5	11.0	12.0	13.0	14.0	15.0	16.0	17.0	18.0	19.0	20.0
8.28	10.47	10.77	11.07	11.25	11.36	11.46	11.53	11.6	11.65	11.70	11.74

Courbe théorique : pH=f(v)

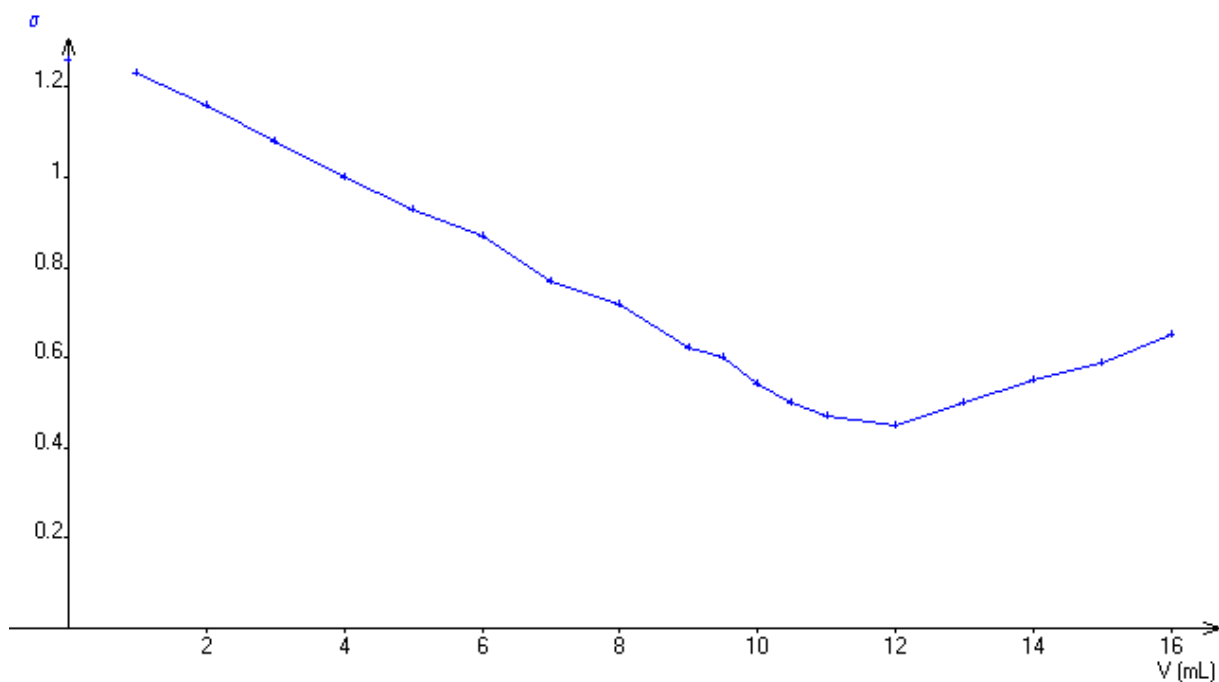


c. Par conductimètre :

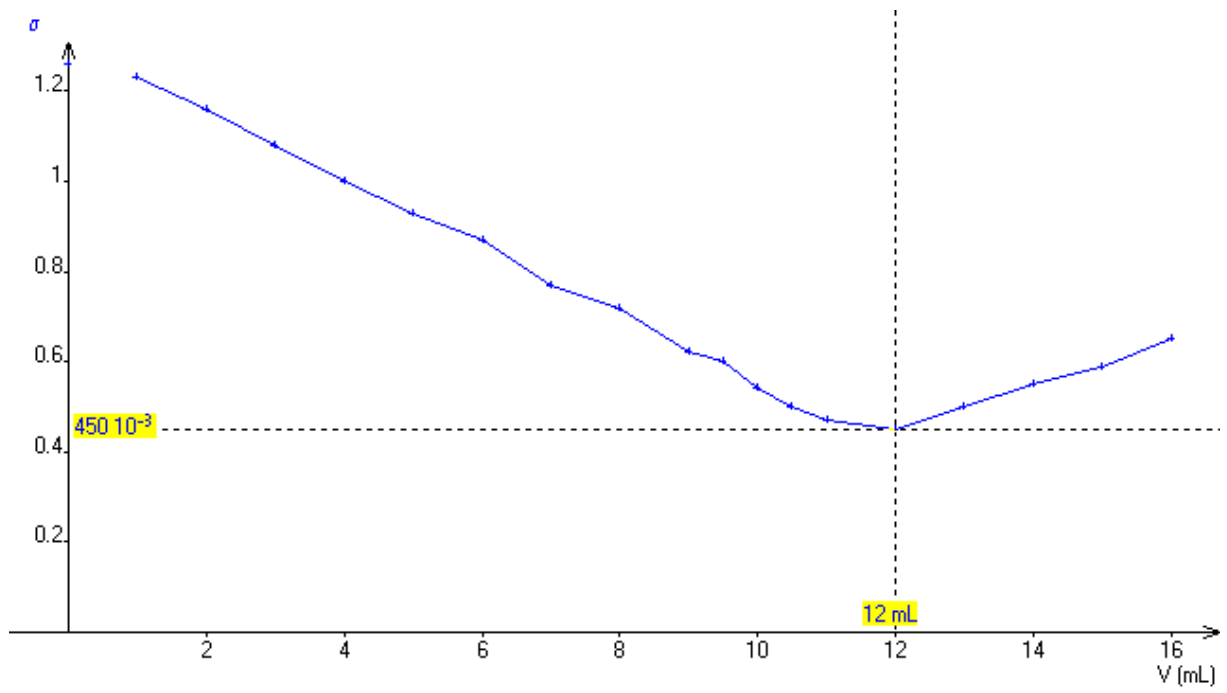
Dosage de H_3O^+ par HO^- :

Graphe : $\sigma=f(v)$

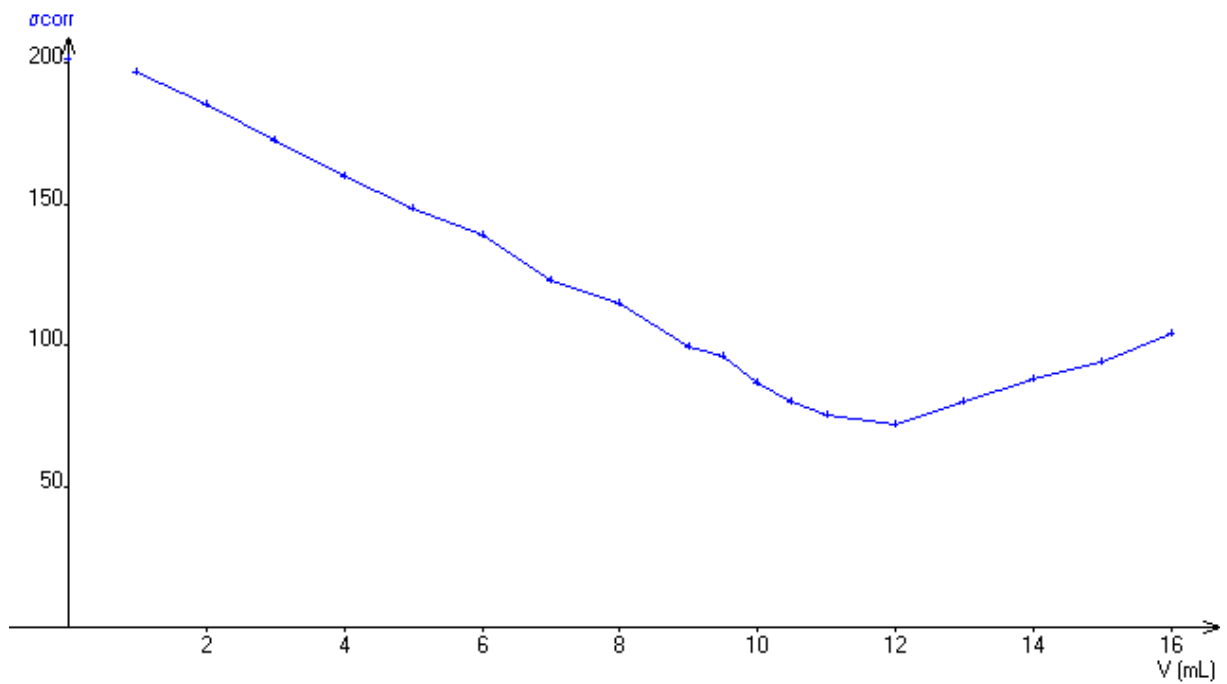
V (mL)	σ	σ_{corr}
0.000	1.260	201.6
1.000	1.230	196.8
2.000	1.160	185.6
3.000	1.080	172.8
4.000	1.000	160.0
5.000	0.9300	148.8
6.000	0.8700	139.2
7.000	0.7700	123.2
8.000	0.7200	115.2
9.000	0.6200	99.20
9.500	0.6000	96.00
10.00	0.5400	86.40
10.50	0.5000	80.00
11.00	0.4700	75.20
12.00	0.4500	72.00
13.00	0.5000	80.00
14.00	0.5500	88.00
15.00	0.5900	94.40
16.00	0.6500	104.0



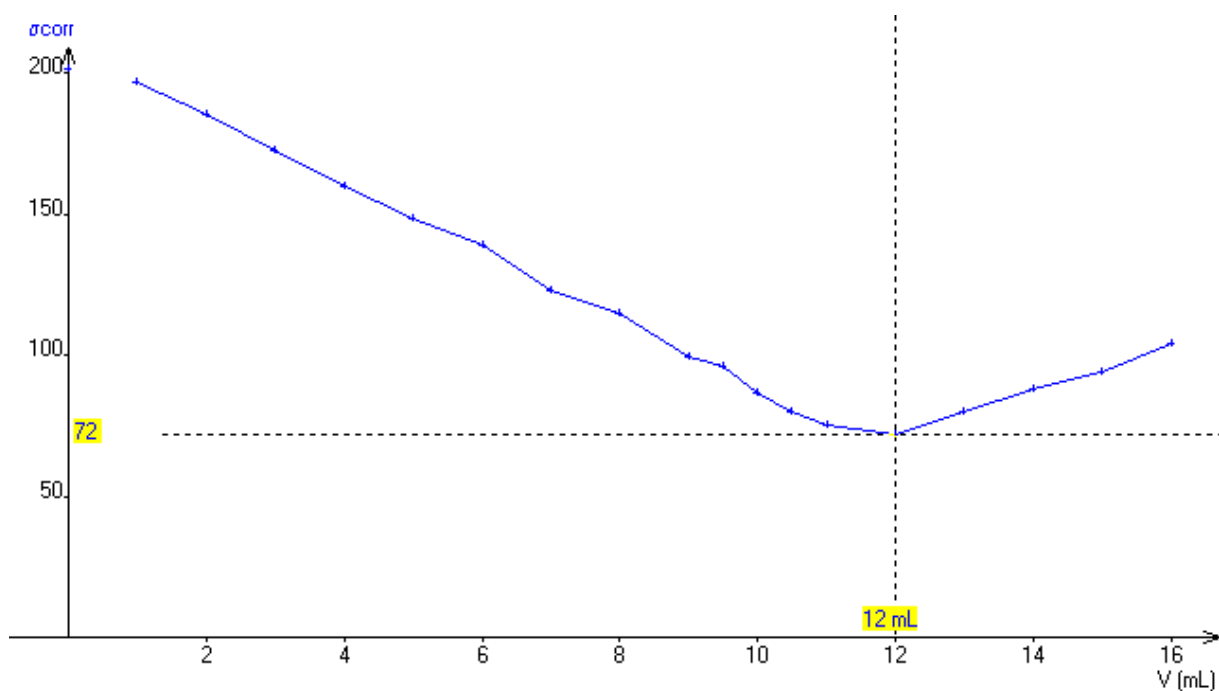
-Le point d'équivalence est repéré par un changement de pente de la courbe représentant la conductivité σ en fonction du volume V de la solution titrante versée. Ainsi on obtient $V_e= 12\text{mL}$



Graphe : $\sigma_{\text{corrigé}} = v(\text{total}) * \sigma = (10+150+V) * \sigma = f(v)$



Point d'équivalence : $V_e = 12$ mL



- La concentration de l'acide fort :

On a à l'équivalence: $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HO}^-)$

$$\text{D'où: } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{C_b \times V_e}{V}$$

$$\text{A.N: } [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,1 \times 12}{10,0}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,12 \text{ mol/L}$$

-Etude théorique du dosage de CH_3COOH par HO^- :

Réaction du dosage: $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{HO}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

À V=0 :

	$\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq})$	$\text{H}_2\text{O} (\text{l})$	$\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq})$	H_3O^+
E. initial	Ca.Va	En excès	0	0
E. final	Ca.Va-xf		xf	Xf

$$\sigma = \lambda (\text{H}_3\text{O}^+) [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda (\text{CH}_3\text{COO}^-) [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\sigma = (\lambda (\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda (\text{CH}_3\text{COO}^-)) \times [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\sigma = (\lambda (\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda (\text{CH}_3\text{COO}^-)) \times \frac{xf}{Va}$$

À $0 < V < V_{eq}$:

	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$			
E. initial	Ca.Va	Cb.V	0	En excès
E. final	Ca.Va-Cb.V	0	Cb.V	

$$\sigma = \lambda (\text{Na}^+) [\text{Na}^+] + \lambda (\text{CH}_3\text{COO}^-) [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\sigma = 50.1 \times \frac{\text{Cb.V}}{V_{total}} + 40 \times \frac{\text{Ca.Va}}{V_{total}}$$

$$\sigma = \frac{1}{V_{total}} \times (\text{Ca.Va} \times 40 + \text{Cb.V} \times 50.1) \quad \text{avec: } v \text{ (total)} = 10 + 150 + Vb$$

À $V = V_{eq}$:

	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$			
E. initial	Ca.Va	Cb. Veq	0	En excès
E. final	$\xi = 0$	$\xi = 0$	Cb. Veq	

$$\sigma = \lambda (\text{Na}^+) [\text{Na}^+] + \lambda (\text{CH}_3\text{COO}^-) [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\sigma = 50.1 \times \frac{\text{Cb.V}}{V_{total}} + 40 \times \frac{\text{Cb.Veq}}{V_{total}}$$

$$\sigma = (50.1 + 40) \times \frac{\text{Cb.Veq}}{V_{total}}$$

À $V > V_{eq}$:

	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$			
E. initial	Ca.Va	Cb.V	0	En excès
E. final	0	Cb.V-Ca.Va	Ca.Va	

$$\sigma = \lambda (\text{Na}^+) [\text{Na}^+] + \lambda (\text{HO}^-) [\text{HO}^-] + \lambda (\text{CH}_3\text{COO}^-) [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\sigma = 50.1 \times \frac{\text{Cb.V}}{V_{total}} + 200 \times \frac{\text{Cb.V} - \text{Ca.Va}}{V_{total}} + 40 \times \frac{\text{Ca.Va}}{V_{total}}$$

$$\sigma = \frac{1}{V_{total}} [\text{Ca.Va} (40 - 200) + \text{Cb.V} (50.1 + 200)]$$

Valeur de σ :

V (en mL)	0.0	1.0	2.0	3.0	4.0	5.0	6.0	7.0	8.0	9.0	9.5
σ	0.07	0.28	0.31	0.34	0.37	0.39	0.42	0.45	0.48	0.50	0.52
10.0	10.5	11.0	12.0	13.0	14.0	15.0	16.0				
0.53	0.54	0.67	0.81	0.95	1.09	1.23	1.36				

Courbe théorique : $\sigma = f(v)$

