

Compte-rendu de :
TP 3 de chimie en solution
Modèle de la chimie expérimentale
Filière : SMC - S3

Dosage conductimétrique d'un acide fort (HCl) par une base forte (NaOH)

Nom et prénom : AMRAOUI Mohamed et AIT SOUS Houssam	Date : le 09/12/2021
Section ! Groupe : 1	N° de la paillasse : 5



Titre : dosage conductimétrique d'un acide fort par une base forte

Objectif :

Détermination la concentration molaire d'un acide fort par dosage conductimétrique,

Principe :

- ✓ Lorsque des ions interviennent dans la réaction de dosage, un suivi conductimétrique est possible,
- ✓ On verse la solution titrant 1mL par 1mL,
- ✓ On mesure la valeur de la conductivité de la solution σ pour chaque volume V de solution titrant versé,
- ✓ On trace la courbe de dosage $\sigma = f(V)$,
- ✓ Les deux portions de la courbe sont modélisées par deux droites,
- ✓ Le point d'intersection de ces droites est le point d'équivalence, noté E,

Equations de réactions mises en jeu :

- ✓ La réaction de chlorure d'hydrogène avec l'eau est : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$,
- ✓ La réaction de dissociation de l'hydroxyde de sodium dans l'eau est $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HO}^-$,
- ✓ Equation globale de dosage est : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$,

Mode opératoire avec les schémas annotés :

Après avoir rincé tous les verreries avec l'eau distillée, les étapes à suivre sont :

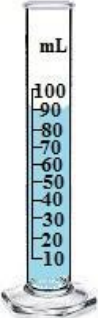
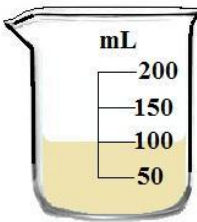
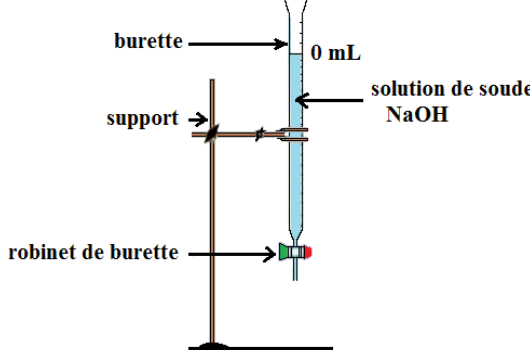
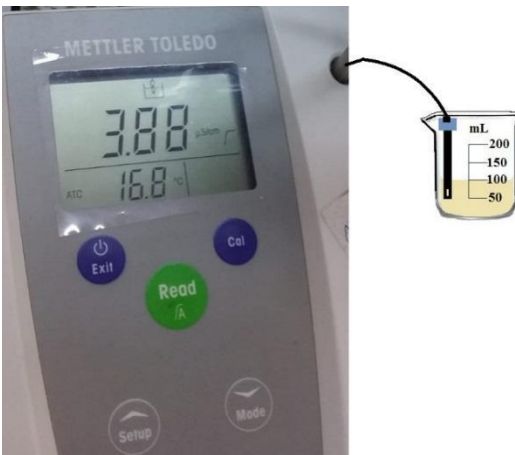
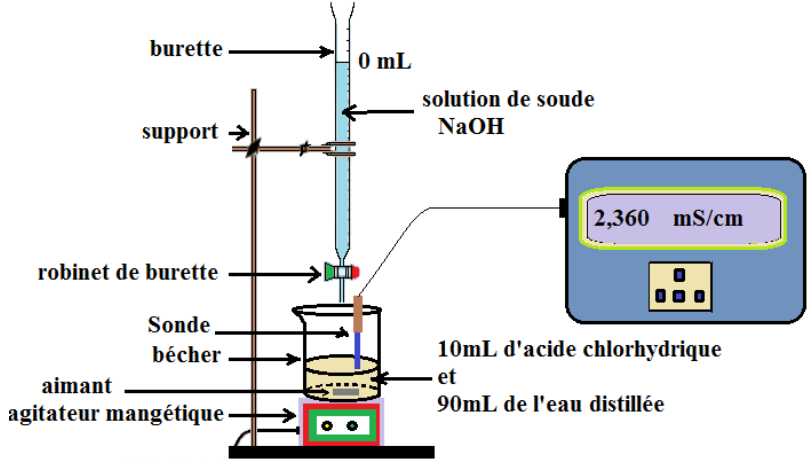
1- À l'aide d'une pipette, mesurer 10mL de la solution d'acide chlorhydrique (HCl), 	2- A l'aide d'une éprouvette graduée, mesurer 90mL de l'eau distillée, 
3- Dans un bécher de 200mL, verser 10mL de la solution aqueuse d'acide chlorhydrique (HCl) mesurée, - Puis ajouter 90mL de l'eau distillée mesurée aussi, 	4- Remplir la burette avec la solution de soude (NaOH), 
5- Mesurer la conductivité de la solution de chlorhydrique (HCl), 	6- ajouter la solution d'hydroxyde de sodium mL par mL jusqu'à $V_b = 20\text{mL}$, 

Tableau des résultats :

$V_b(\text{mL})$	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
$\sigma(\frac{\text{mS}}{\text{cm}})$	2,36	2,10	1,83	1,56	1,29	1,10	1,15	1,21	1,26	1,30	1,36

La suite du tableau

$V_b(\text{mL})$	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
$\sigma(\frac{\text{mS}}{\text{cm}})$	1,38	1,41	1,44	1,47	1,52	1,60	1,65	1,73	1,82	1,93

Exploitation :

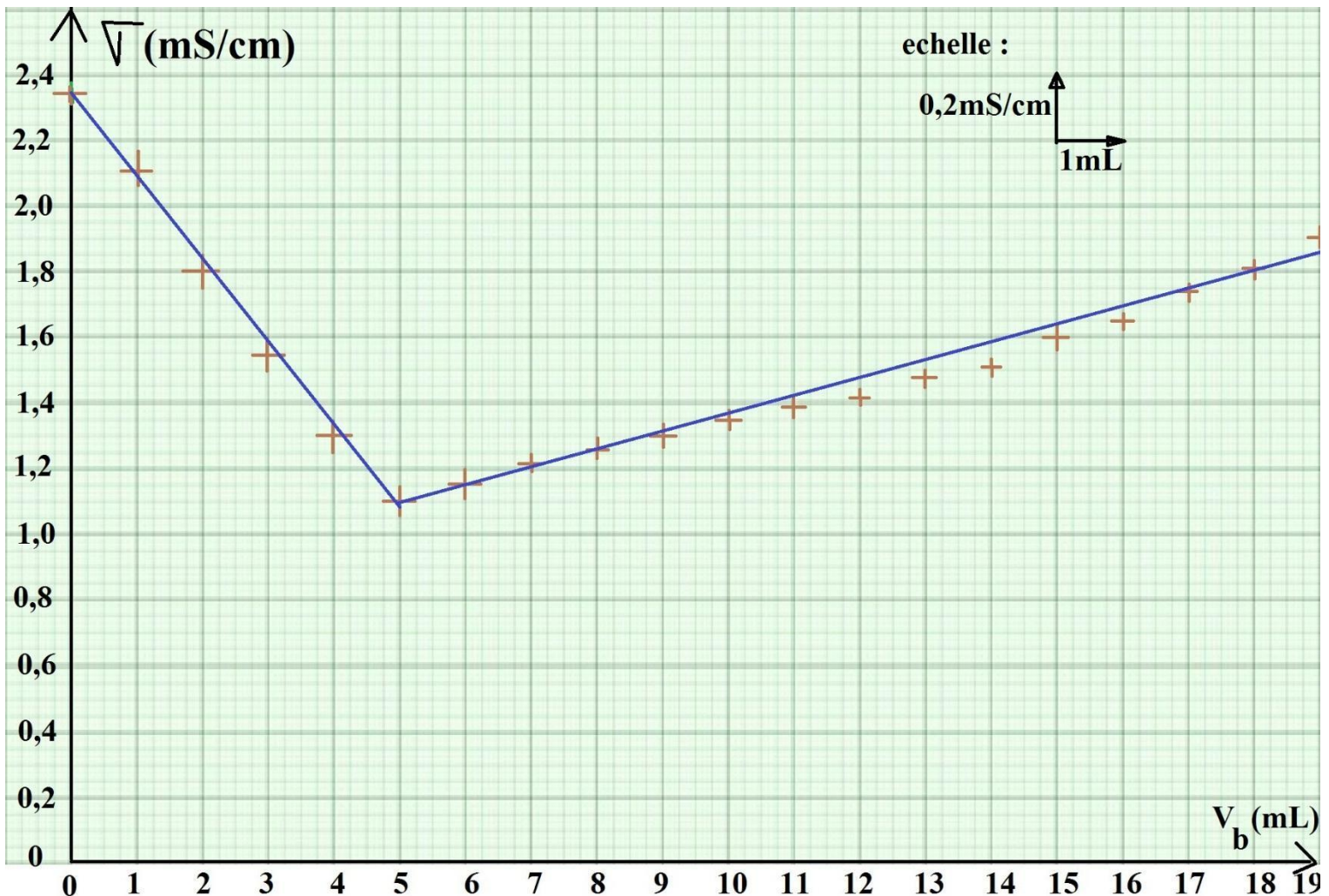
- 1- La réaction de chlorure d'hydrogène avec l'eau est : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$, c'est une réaction acido-basique,
- 2- La réaction de dissociation de l'hydroxyde de sodium dans l'eau est $\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HO}^-$,
- 3- Les espèces chimiques présentes dans le mélange sont : H_3O^+ , Cl^- , Na^+ , HO^- et H_2O ,
- 4- La réaction acido-basique qui se produit lorsqu'on verse la solution de soude dans la solution d'acide chlorhydrique est : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$,
- 5- L'expression littérale de la conductivité de la solution est :

$$\sigma = [\text{H}_3\text{O}^+] \times \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + [\text{HO}^-] \times \lambda_{\text{HO}^-} + [\text{Na}^+] \times \lambda_{\text{Na}^+} + [\text{Cl}^-] \times \lambda_{\text{Cl}^-}$$
et puisque les ions Cl^- sont inactifs, et

le volume presque constant, alors leurs concentration est constante, donc $[\text{Cl}^-] \times \lambda_{\text{Cl}^-} = \text{cte} = C$

Donc on peut écrire : $\sigma = [\text{H}_3\text{O}^+] \times \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} + [\text{HO}^-] \times \lambda_{\text{HO}^-} + [\text{Na}^+] \times \lambda_{\text{Na}^+} + C$

- 6- Le graphe $\sigma = f(V_b)$ est le suivant:



- 7- Commentaire de l'allure de la courbe :

✓ La courbe de titrage présente la conductivité en fonction du volume de réactif titrant ajouté (NaOH),

- ✓ Cette courbe est constituée de deux parties linéaires de pentes différentes,
- ✓ L'intersection des droites obtenues par extrapolation des deux parties linéaires donne le point d'équivalence.
- Avant l'équivalence, la solution est acide, il y a des ions oxonium H_3O^+ dans le bécher,
- ✓ Seulement une partie des ions oxonium H_3O^+ a réagi,
- ✓ Par contre tous les ions hydroxyde HO^- ont réagi, donc les ions hydroxyde HO^- constituent le réactif limitant,
- ✓ On ajoute des ions hydroxyde $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ et autant d'ions sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ qui ne réagissent pas,
- ✓ Tout se passe comme si les ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ avaient été remplacés par les ions sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$,
- ✓ Comme la conductivité molaire ionique des ions sodium $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ ($5,0 \text{ mS.m}^{-2}.\text{mol}^{-1}$) est inférieure à la conductivité molaire ionique des ions oxonium $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ ($35,0 \text{ mS.m}^{-2}.\text{mol}^{-1}$),

✓ Donc la conductivité de la solution diminue, et on a la courbe sous forme une droite décroissante,

Après l'équivalence, la solution est basique, il y a des ions hydroxyde HO^- dans le bécher,

✓ Tous les ions oxonium H_3O^+ ont réagi, donc les ions oxonium H_3O^+ constituent le réactif limitant,

✓ Tout se passe comme si on ajoutait des ions hydroxyde HO^- et des ions sodium Na^+ dans la solution :

Donc la conductivité de la solution augmente, et on a la courbe sous forme une droite croissante,

8- Le volume $V_{b,\text{eq}}$ de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence est : $V_{b,\text{eq}} = 5\text{mL}$,

9- La relation d'équivalence est $C_a V_a = C_b V_{b,\text{eq}}$,

10- On déduire la concentration C_a :

$$\text{On a } C_a \times V_a = C_b \times V_{b,\text{eq}} \text{ alors : } C_a = \frac{C_b \times V_{b,\text{eq}}}{V_a}$$

$$\text{Application numérique : } C_a = \frac{0,1 \times 5}{10} = 0,05 \text{ mol/L},$$

✓ Calculons le titre de la solution d'acide chlorhydrique :

□ Pour la normalité N: On sait que $N_a V_a = N_b V_{b,\text{eq}}$: donc $N_a = \frac{N_b V_{b,\text{eq}}}{V_a} \Rightarrow N_{\text{HCl}} = \frac{0,1 \times 5}{10} = 0,05 \text{ N}$,

□ Pour la molarité M: on a $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$,

Donc le nombre d'équivalente est $p=1$, et on sait que $N=P.M$, alors $M=N$, donc $M_{\text{HCl}} = 0,05 \text{ M}$

□ Pour la concentration massique C_m :

On sait que $C_m = M \cdot \mathcal{M}$ avec $\mathcal{M}$ c'est la masse molaire et $\mathcal{M}(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$

Application numérique : $C_m = 0,05 \times 36,5 = 1,775 \text{ g/L}$

✓ On faire un calcul d'erreur sur la détermination de la normalité, molarité et la concentration massique de la solution d'acide chlorhydrique :

□ Calculons ΔN_{HCl} : puisque $N_{\text{HCl}} = \frac{N_b V_{b,\text{eq}}}{V_{\text{HCl}}}$ donc $\ln(N_{\text{HCl}}) = \ln(N_b) + \ln(V_{b,\text{eq}}) - \ln(V_{\text{HCl}})$

$$\text{Alors } \frac{dN_{\text{HCl}}}{N_{\text{HCl}}} = \frac{dN_b}{N_b} + \frac{dV_{b,\text{eq}}}{V_{b,\text{eq}}} - \frac{dV_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}} \text{ d'où } \frac{\Delta N_{\text{HCl}}}{N_{\text{HCl}}} = \frac{\Delta N_b}{N_b} + \frac{\Delta V_{b,\text{eq}}}{V_{b,\text{eq}}} + \frac{\Delta V_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}}$$

$$\text{alors } \Delta N_{\text{HCl}} = \left[\frac{\Delta N_b}{N_b} + \frac{\Delta V_{b,\text{eq}}}{V_{b,\text{eq}}} + \frac{\Delta V_{\text{HCl}}}{V_{\text{HCl}}} \right] \cdot N_{\text{HCl}} \text{ donc } \Delta N_{\text{HCl}} = \left[\frac{\Delta N_{\text{NaOH}}}{N_{\text{NaOH}}} + \frac{\Delta V_{\text{Burette}}}{V_{\text{NaOH,eq}}} + \frac{\Delta V_{\text{pipette}}}{V_{\text{HCl}}} \right] \cdot N_{\text{HCl}}$$

$$\text{Application numérique : } \Delta N_{\text{HCl}} = \left[\frac{0,001}{0,1} + \frac{0,1}{5} + \frac{0,01}{10} \right] \cdot 0,05 = 0,00155 \text{ N donc } \Delta N_{\text{HCl}} = 0,002 \text{ N}$$

$$\text{Finalement } (N_{\text{HCl}} + \Delta N_{\text{HCl}}) = (0,050 \pm 0,002) \text{ N}$$

□ Calculons ΔM_{HCl} : Puisque le nombre d'équivalente est $p=1$, et on sait que $N=P.M$, alors $M=N$

$$\text{D'où } \Delta M_{\text{HCl}} = \Delta N_{\text{HCl}} = 0,002 \text{ M, finalement } (M_{\text{HCl}} + \Delta M_{\text{HCl}}) = (0,050 \pm 0,002) \text{ M}$$

□ Calculons ΔC_m : on a $C_m = M \cdot \mathcal{M}$ donc $\ln(C_m) = \ln(M) + \ln(\mathcal{M})$

$$\text{Alors } \frac{dC_m}{C_m} = \frac{dM}{M} + 0 \text{ donc } \Delta C_m = \frac{\Delta M}{M} \cdot C_m \text{ application } \Delta C_m = \frac{0,002}{0,050} \times 1,775 = 0,0471 \text{ g/L}$$

$$\text{Donc } \Delta C_m = 0,05 \text{ g/mol finalement } (C_m + \Delta C_m) = (1,78 \pm 0,05) \text{ g/L}$$

Finalement le titre de la solution de chlorhydrique est :

La normalité	$(N_{\text{HCl}} + \Delta N_{\text{HCl}}) = (0,050 \pm 0,002) \text{ N}$
--------------	--

La molarité	$(M_{HCl} + \Delta M_{HCl}) = (0,050 \pm 0,002)M$
La concentration massique	$(C_m + \Delta C_m) = (1,78 \pm 0,05)g/L$

11- La solution titrant est la solution de soude (NaOH), et la solution titrée est la solution chlorhydrique (HCl),

☐ **Observation et interprétation des résultats**

- ✓ La conductivité du mélange diminue avant l'équivalence et augmente ensuite,
- ✓ La conductivité est minimale au point d'équivalence,
- ✓ Donc le changement de l'évolution de la conductivité permet de déterminer le point d'équivalence,

☐ **Conclusion :**

Le titrage conductimétrique est une méthode de titrage par conductimétrie durant laquelle on mesure, grâce à une électrode, la conductance ou la conductivité électrique d'une solution en fonction du volume du réactif titrant ajouté dans le but de déterminer la concentration d'une espèce chimique dans cette solution.