

MANIPULATION N° 1-S3

DOSAGE D'UN MÉLANGE D'ACIDES ET DE SEL PAR CONDUCTIMÉTRIE

TP 1S3

1.1- THÉORIE.

Les solutions d'électrolytes conduisent le courant électrique par migration des ions sous l'effet d'un champ électrique. Elles obéissent à la loi d'Ohm tout comme les conducteurs métalliques.

Pour une différence de potentiel, U , maintenue constante à une valeur supérieure à celle de la tension de décomposition de l'électrolyte l'intensité, i , passant par les électrodes placées dans la solution est inversement proportionnelle à la résistance de l'électrolyte, R . L'inverse de la résistance, $G = 1/R$, est appelé la conductance et s'exprime en siemens (S) (1 siemens = 1 ohm⁻¹).

La conductance, G , qu'on peut mesurer sur une solution est inversement proportionnelle à la distance entre les électrodes, l (m ou cm), et directement proportionnelle à leur surface, A (m² ou cm²) :

$$G = \frac{1}{R} = \kappa \times \frac{A}{l} \quad (\Rightarrow G \propto \kappa) \quad (1-1)$$

κ étant la conductivité de l'électrolyte (en S/m).

La conductivité d'une solution est la somme des conductivités individuelles de tous les ions en solution. Elle dépend du nombre d'ions par unité de volume et de la vitesse à laquelle ils se déplacent sous l'action de la différence de potentiel appliquée. Au fur et à mesure que l'on dilue un électrolyte en solution, la conductivité, κ diminue. En effet, chaque centimètre cube de solution contient moins d'ions susceptibles de conduire le courant.

Pour exprimer les propriétés de conduction des divers ions, il faut recourir à une fonction, Λ_m , appelée conductivité molaire :

$$\Lambda_m = 0,001 \times \frac{\kappa}{C} \quad (\Rightarrow \kappa \propto \Lambda_m \cdot C \text{ donc } G \propto \Lambda_m \cdot C) \quad (1-2)$$

C étant la concentration en mol/l. Λ_m s'exprime en S.m²/mol. La conductance, G , est donc proportionnelle au produit ($\Lambda_m \cdot C$).

Pour une solution infiniment diluée, les ions sont théoriquement indépendants les uns des autres et chacun contribue pour sa part à la conductivité totale. Par conséquent on peut écrire :

$$\Lambda_m^0 = \sum \lambda_+^0 + \sum \lambda_-^0 \quad (1-3)$$

λ_+^0 et λ_-^0 représentant respectivement les conductivités ioniques des cations et des anions pour une dilution infinie. Le tableau 1-1 donne les valeurs des conductivités ioniques limites de quelques ions dans l'eau à 25 °C.

La conductivité des solutions est étroitement liée à leur température. Une augmentation de température se traduit invariablement par un accroissement de la conductivité ionique. Cette variation est de l'ordre de 2% par degré Celsius pour la plupart des ions. Les variations de λ^0 avec la température sont représentées par la relation :

$$\lambda_i(T) = \lambda_i^0 \times [1 + A \times (T - 298)] \quad (1-4)$$

la température T est exprimée en Kelvin et 'i' est un ion donné.

Les valeurs du paramètre A sont comprises entre 0,013 et 0,030. Quelques valeurs sont données dans le tableau 1-2.

1.2- DOSAGES CONDUCTIMÉTRIQUES.

La méthode consiste à suivre les variations de la conductivité électrique d'une solution au cours du dosage. Il n'est pas nécessaire de connaître la valeur réelle de la conductivité de la solution. Toute grandeur qui lui est proportionnelle peut suffire, ce qui entraîne une simplification considérable de l'appareillage. On détermine les valeurs de la conductivité, de la conductance ou de la résistance de la solution après chaque ajout d'un incrément de volume du réactif (0,50 ml par exemple), puis on trace le graphe correspondant. La figure 1-1 illustre le dosage conductimétrique de l'acide chlorhydrique par l'hydroxyde de sodium (soude). Comme on peut le voir d'après les équations 1-1 et 1-2, la conductivité ou la conductance sont des fonctions linéaires de la concentration des ions en solution.

Dans le cas de la figure 1-1a, la branche descendante représente la conductance de l'acide chlorhydrique non encore neutralisé augmentée de celle du chlorure de sodium formé. La branche ascendante donne la conductance de la base en excès après la fin de la neutralisation, augmentée de celle du chlorure de sodium (la conductance augmente par suite de l'augmentation du nombre d'ions Na^+ et OH^-). La variation de la conductance étant linéaire, il suffit de faire six ou huit lectures couvrant les deux côtés du point équivalent et de tracer les deux droites sur lesquelles ils sont alignés. Le point d'équivalence est à l'intersection de ces deux droites.

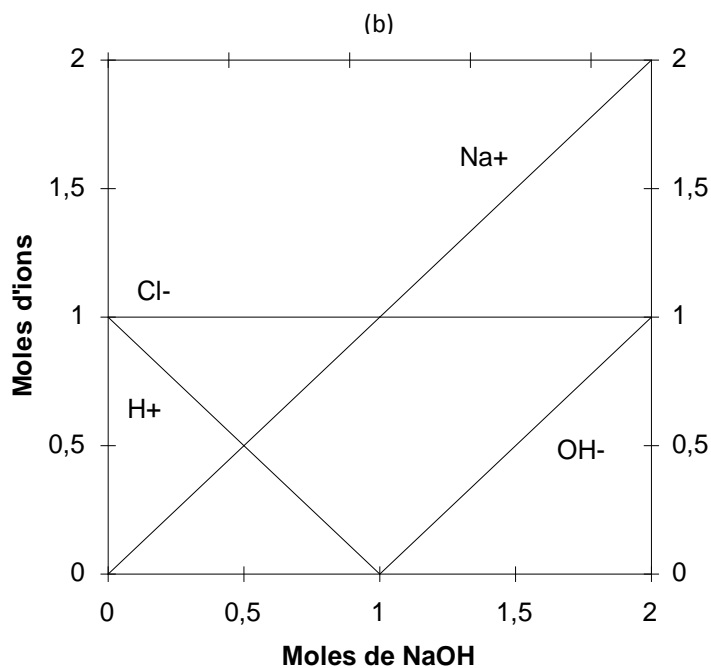
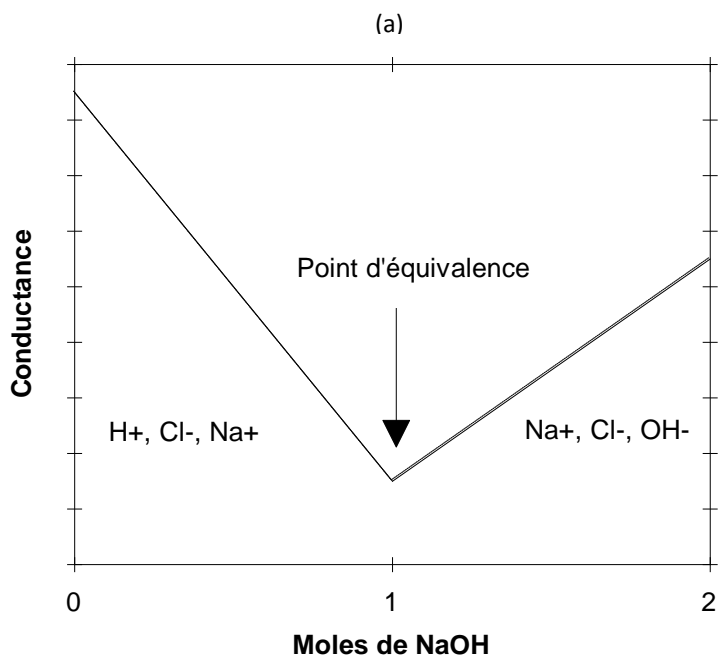
Si la réaction n'est pas quantitative on observe une courbure plus ou moins prononcée au voisinage du point d'équivalence. C'est le cas en particulier s'il y a hydrolyse, dissociation des produits de réaction ou solubilité appréciable d'un précipité. A distance suffisante de chaque côté du point d'équivalence (de 0 à 80% et de 120 à 200% du volume de réactif équivalent), la concentration des ions normaux est assez forte pour éliminer ces effets et les branches redeviennent des droites. La position du point d'équivalence peut alors se déterminer par extrapolation de ces parties de la courbe.

L'ouverture de l'angle au point d'intersection des deux branches de la courbe dépend des conductivités ioniques des composés en réaction. Sur la figure 1-1a, la branche descendante a une pente accentuée car elle fait intervenir le remplacement de l'ion hydrogène de l'acide de forte conductivité (35,01; voir tableau 1-1), par l'ion sodium de la base dont la conductivité est beaucoup plus faible (5,01). En ce qui concerne la branche ascendante, due à l'excès d'hydroxyde de sodium (ions Na^+ et OH^-), sa pente est élevée en raison de la bonne conductivité des ions hydroxydes, mais elle est plus faible que la précédente car l'ion OH^- est moins conducteur que l'ion H_3O^+ [$19,92 < (35,01 - 5,01)$].

Dans le cas d'un mélange, le diagramme de neutralisation présentera plus de deux droites sécantes. L'interprétation du diagramme sera réalisée à partir des équations des réactions chimiques mises en jeu et des valeurs des conductivités ioniques limites des ions qui apparaissent et/ou disparaissent au cours de ces réactions.

Quand on peut choisir, il faut prendre un réactif ayant un ion associé dont la conductance est la plus faible possible. A cet égard, le lithium parmi les cations et l'acétate parmi les anions, ont des caractéristiques uniques.

Figure 1-1. - Dosage conductimétrique de HCl par NaOH.
(Solution d'HCl 1M)



Si on veut que les variations de volume restent faibles, il faut utiliser un réactif au moins dix fois plus concentré que la solution à doser.

Si c'est nécessaire, on peut appliquer une correction :

$$G_{\text{réel}} = \left[\frac{(V + v)}{V} \right] \times G_{\text{mesuré}} \quad (1-5)$$

V étant le volume initial et v le volume de réactif ajouté.

En principe, on peut avoir recours à n'importe quel type de réaction. La méthode s'applique à des solutions très diluées (de l'ordre de 10^{-4} mol/l), des solutions colorées ou des solutions contenant des matières en suspension. Par contre, tous les ions présents contribuant à la conductivité électrolytique, il faudra éviter d'avoir une forte concentration en électrolytes étrangers.

Dans les conditions optimales, les dosages conductimétriques permettent de repérer le point d'équivalence avec une erreur relative de l'ordre de 0,5%. Un seul dosage prend à peu près dix minutes.

La méthode conductimétrique est utilisée couramment pour effectuer des dosages acido-basiques (acides et bases forts ou faibles, mélange d'acides forts et faibles), complexométriques et par précipitation (dosages de sels).

1.3- APPAREILLAGE.

La cellule de mesure est constituée par deux électrodes carrées en platine platiné (recouvert de noir de platine pour réduire la polarisation des électrodes), de 5 mm de largeur, distantes de 5 mm. Cette cellule constitue l'une des branches d'un pont de Wheatstone, alimenté en courant alternatif (50 à 1000 Hz) pour éviter la polarisation des électrodes. Le courant de déséquilibre du pont est lu sur un galvanomètre, ou un affichage numérique, après amplification et redressement. Les conductimètres sont directement gradués en siemens par cm (S/cm) ou millisiemens par cm (mS/cm), les résistivimètres en ohms. Un schéma de principe de résistivimètre est présenté dans l'appendice A1.2.

1.4- LES DIVERSES GRANDEURS UTILISÉES EN CONDUCTIMÉTRIE.

Dans la pratique, les grandeurs et unités utilisées en conductimétrie sont les suivantes :

- R : résistance de la solution en ohms (Ω),
- G : conductance de la solution en siemens (S ou mS),
- ρ : résistivité de la solution en $\Omega \cdot \text{cm}$,
- κ : conductivité de la solution en S/cm ou en mS/cm,
- Λ_m : conductivité molaire de la solution en $\text{S} \cdot \text{cm}^2/\text{mol}$,
- C : concentration de la solution en mol/l,
- k : constante de la cellule de mesure ($= \lambda/A$) en cm^{-1} .
(certains auteurs utilisent comme constante de cellule : $k' = A/\lambda$ (cm))

Si nécessaire, la constante, k, de la cellule de mesure est déterminée à l'aide d'une solution de chlorure de potassium étalon de conductivité connue (voir appendice A1.1).

TABLEAU 1-1			
Conductivités ioniques limites dans l'eau à 298 K (mS.m ² /mol)* d'après les références (5) et (6).			
ION	λ_+^0	ION	λ_-^0
H ₃ O ⁺	35,01	Fe(CN) ₆ ⁴⁻	44,20
Fe ³⁺	20,50	P ₂ O ₇ ³⁻	38,36
Cr ³⁺	20,10	OH ⁻	19,92
Al ³⁺	18,30	SO ₄ ²⁻	16,00
Pb ²⁺	14,00	(-COO ⁻) ₂	14,84
Ba ²⁺	12,72	CO ₃ ²⁻	11,86
Hg ²⁺	12,72	CN ⁻	8,20
Ca ²⁺	11,90	Br ⁻	7,81
Co ²⁺	11,00	I ⁻	7,68
Cd ²⁺	10,80	Cl ⁻	7,64
Fe ²⁺	10,80	NO ₃ ⁻	7,15
Cu ²⁺	10,70	ClO ₄ ⁻	6,74
Mg ²⁺	10,61	ClO ₃ ⁻	6,46
Zn ²⁺	10,56	F ⁻	5,54
Mn ²⁺	10,00	HCOO ⁻	5,46
Ni ²⁺	10,00	H ₂ PO ₂ ⁻	4,60
Cs ³⁺	7,73	HCO ₃ ⁻	4,45
K ⁺	7,35	CH ₃ COO ⁻	4,09
NH ₄ ⁺	7,35	CH ₂ ClCOO ⁻	3,97
Ag ⁺	6,19	CH ₃ CH ₂ COO ⁻	3,58
Na ⁺	5,01	H ₂ PO ₄ ⁻	3,30
Li ⁺	3,87	C ₆ H ₅ COO ⁻	3,24

* 1 mS = 10⁻³ S.

TABLEAU 1-2	
Valeurs du paramètre A pour divers ions (K ⁻¹)	
ION	A
Ag ⁺	0,021
Co ²⁺	0,020
Cu ²⁺	0,020
H ⁺	0,014
Na ⁺	0,022
Cl ⁻	0,020
OH ⁻	0,018
SO ₄ ²⁻	0,022
CH ₃ COO ⁻	0,022

TABLEAU 1-3 Relations entre les diverses grandeurs utilisées en conductimétrie			
$G = \frac{1}{R}$	(1-6)	$\kappa = G.k$	(1-10)
$\rho = \frac{R}{k}$	(1-7)	$A_m = \frac{\kappa}{C}$	(1-11)
$\rho = \frac{1}{G.k}$	(1-8)	$G = A_m \times C / k$	(1-12)
$\kappa = \frac{1}{\rho} = \frac{k}{R}$	(1-9)		

1.5- PRINCIPE DE LA MANIPULATION.

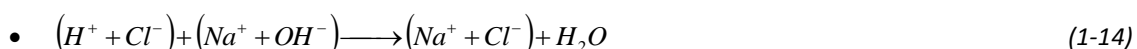
Dans cette manipulation on utilise la méthode conductimétrique pour doser, avec une solution d'hydroxyde de sodium, des mélanges pouvant contenir un acide fort, un acide faible et un sel.

L'acide fort sera l'acide chlorhydrique, l'acide faible l'acide acétique et le sel du sulfate de cuivre.

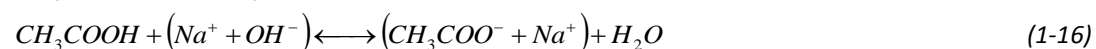
Les points équivalents seront obtenus en portant sur un graphique, les valeurs de la conductance de la solution en fonction du volume de réactif ajouté, et en déterminant les intersections des courbes (droites) extrapolées.

Pour obtenir des droites, il est nécessaire que le volume de la solution reste constant pendant le dosage. Ceci est réalisé en partie en utilisant une solution titrante beaucoup plus concentrée (environ 100 fois plus) que la solution à doser.

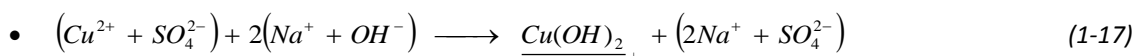
Pour l'acide chlorhydrique, l'acide acétique et le sulfate de cuivre dans le cas d'un sel, les équations des réactions sont les suivantes :



Les ions Na^+ remplacent les ions H^+ (H_3O^+) mole à mole. (rappel : $\lambda_+^0(H_3O^+) = 35,01 \text{ mS.m}^2/\text{mol}$; $\lambda_+^0(Na^+) = 5,01 \text{ mS.m}^2/\text{mol}$).



L'acide faible est peu dissocié et il y a donc peu d'ions H^+ en solution. Lors de la neutralisation la formation du sel, l'acétate de sodium, entraîne une augmentation du nombre d'ions (voir appendice A1.4). (rappel : $\lambda_-^0(CH_3COO^-) = 4,09 \text{ mS.m}^2/\text{mol}$; $\lambda_+^0(Na^+) = 5,01 \text{ mS.m}^2/\text{mol}$).



L'ion Cu^{2+} est remplacé par 2 ions Na^+ . (rappel : $\lambda_+^0(Cu^{2+}) = 10,70 \text{ mS.m}^2/\text{mol}$; $\lambda_+^0(Na^+) = 5,01 \text{ mS.m}^2/\text{mol}$).

1.6- MODE OPÉRATOIRE.

RÉACTIFS

Solution d'hydroxyde de sodium (soude) 0,1 mol/l.

(4 g de NaOH pure en pastilles par litre).

Solution 1 : acide acétique

Solution 2 : acide chlorhydrique.

Solution 3 : sulfate de cuivre.

Solution échantillon

MATÉRIEL

1 pipette jaugée de 10 ml.

1 pipette jaugée de 100 ml.

1 poire à pipeter.

1 fiole jaugée de 100 ml.

1 erlenmeyer de 150 ml.

2 béchers de 250 ml.

1 bécher de 150 ml.

1 petit entonnoir.

1 coupelle pour pesée.

1 pissette d'eau déminéralisée.

1 conductimètre avec cellule de mesure (METROHM modèle 712).

1 burette automatique à microprocesseur (METROHM modèle 655 dosimat).

1 agitateur magnétique avec barreau aimanté.



T.P. 133

Les indications concernant l'appareillage seront données au cours de la séance de T.P..

1.6.1- Dosage conductimétrique.

Placer 100 ml (prélevés avec une pipette jaugée) de la solution d'échantillon dans un bécher de 250 ml, propre et **sec**, contenant un petit barreau aimanté. Placer le bécher sur l'agitateur magnétique. Régler le support de manière à ce que la cellule de mesure et la sonde de température plongent dans la solution, puis mettre l'agitation en route. La vitesse de rotation du barreau ne doit pas être trop rapide pour ne pas entraîner de bulles d'air dans la cellule.

L'appareil utilisé donne directement la conductivité de la solution ($\kappa = G \times k$). Déterminer la valeur de la **conductivité initiale** (mS/cm) de la solution, puis celle obtenue après chaque ajout de **0,50 ml** d'hydroxyde de sodium (sauf pour la solution d'acide acétique ou le volume ajouté sera variable – voir fiche de résultats). Arrêter le dosage après avoir versé **14 ml** d'hydroxyde de sodium.

Tracer les courbes de dosage en portant les valeurs des conductivités, κ , en fonction du volume d'hydroxyde de sodium ajouté. Tracer les divers segments de droite. Déterminer la composition qualitative de l'échantillon d'après l'allure du diagramme, en considérant les ions qui apparaissent et/ou disparaissent au cours des diverses réactions chimiques mises en jeu, et en utilisant les valeurs des conductivités ioniques limites données dans le tableau 1-1. Déterminer ensuite les points équivalents et en déduire la concentration de chacune des espèces présentes dans l'échantillon.

1.7- RÉSULTATS A DONNER (VOIR FICHE EN FIN DE CHAPITRE).

- Explications concernant l'allure des courbes obtenues en fonction des composés présents dans les diverses solution analysées.
- Composition quantitative (mol/l) des solutions d'acide acétique, d'acide chlorhydrique et de sulfate de cuivre.
- Concentration molaire (mol/l) de chacune des espèces suivantes, si elles sont présentes, dans l'échantillon : Cl^- , CH_3COOH , Cu^{2+} .

1.8- TRAITEMENT INFORMATIQUE DES DONNÉES.

Le traitement complet des données sera réalisé sous WINDOWS avec l'application Excel. Un exemple de résultat est présenté dans l'appendice A1.3.

1.9- BIBLIOGRAPHIE.

Ouvrages généraux.

- (1) H.H. WILLARD, L.L. MERRITT et J.A. DEAN, "Méthodes Physique de l'Analyse Chimique", Dunod, 1965.
- (2) G.W. EWING, "Instrumental Methods of Chemical Analysis", 4^e éd., McGraw-Hill, 1975.
- (3) I.M. KOLTHOFF et coll., "Quantitative Chemical Analysis", 4^e éd., Macmillan, 1969.
- (4) D.A. SKOOG, D.M WEST et F.J. HOLLER, "Chimie Analytique", 7^e éd., DeBoeck Université, 1997.
- (5) D.A. SKOOG, F.J. HOLLER, T.A. NIEMAN "Principes d'analyse instrumentale", 5^e éd., DeBoeck Université, 2003.

Conductivités ioniques des ions.

- (6) L. MEITES, "Handbook of Analytical Chemistry", McGraw-Hill, 1963.
- (7) G. AYLWARD et T. FINDLAY, "SI Chemical Data", 3^e éd., Wiley, 1994.

Manipulation.

- (8) J. ROSE, "Advanced Physico-Chemical Experiments", Isaac Pitman, 1964.

APPENDICE A1.1

DÉTERMINATION DE LA VALEUR DE LA CONSTANTE D'UNE CELLULE DE CONDUCTIMÉTRIE

La constante k d'une cellule conductimétrique est déterminée à partir de la mesure de la résistance ou de la conductance d'une solution étalon de chlorure de potassium.

Soit ρ la résistivité de la solution étalon en $\Omega \cdot \text{cm}$ et R la résistance mesurée en ohms (ou G la conductance en siemens). La constante k de la cellule ($=\ell/A$; en cm^{-1}) est calculée par les relations :

$$k = \frac{R}{\rho} \quad (A1.1-1)$$

$$k = \frac{1}{\rho \times G} = \frac{\kappa}{G} \quad (A1.1-2)$$

Les valeurs de ρ sont données dans le tableau A1.1-1.

REMARQUES:

- Certains auteurs prennent comme constante de cellule, la valeur $k' = A/\ell$ qui s'exprime en cm. Dans ces conditions : $k = 1/k'$.
- Avant utilisation les électrodes de la cellule doivent être platinées par électrolyse dans une solution aqueuse contenant 3 g d'acide chloroplatinique et 0,025 g d'acétate de plomb pour 100 ml.

TABLEAU A1.1-1

Valeurs de la conductivité (κ en $\mu\text{S}/\text{cm}$) des solutions de KCl en fonction de la température et de la concentration.

T °C	KCl 1 M	KCl 0,1 M	KCl 0,01 M
0	63488,0	7116,85	772,92
5	72030,0	8183,70	890,96
10	80844,0	9291,72	1013,95
15	89900,0	10437,1	1141,45
18	-	11140,6	1219,93
20	99170,0	11615,9	1273,03
25	108620,0	12824,6	1408,23
30	118240,0	14059,2	1546,63
35	127970,0	15316,0	1687,79
40	137810,0	16591,0	1831,27
45	147720,0	17880,6	1976,62
50	157670,0	19180,9	2123,43

KCl, 1M: 74,56g.l⁻¹ de KCl - KCl, 0,1M: 7,456 g.l⁻¹ de KCl - KCl, 0,01M: 0,7456 g.l⁻¹ de KCl

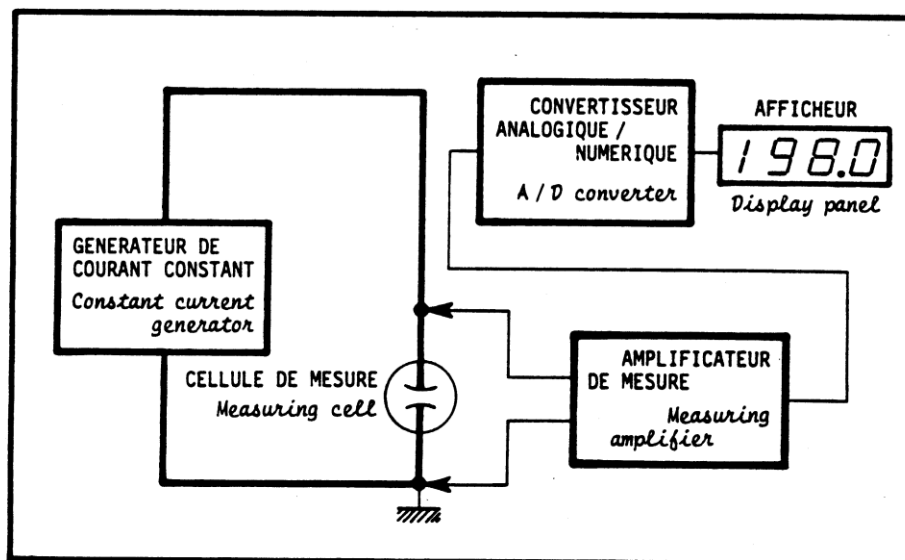
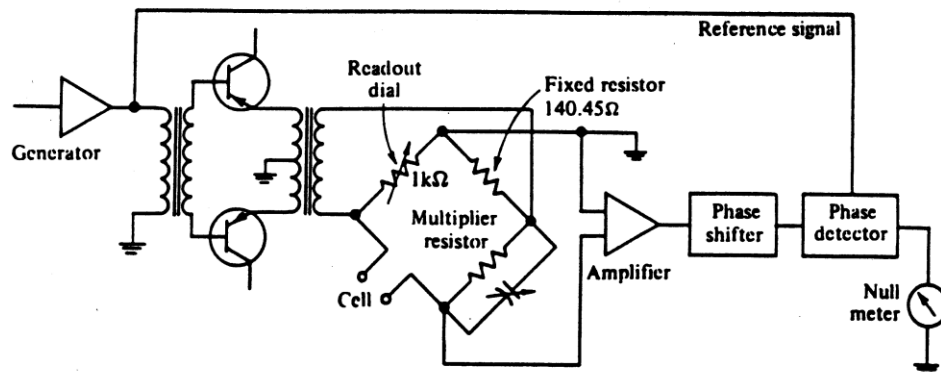
Références :

Y.C. WU, W.F. KOCH et K.W. PRATT, *J. Res. Natl. Inst. Stand. Technol.*, 96, 191, 1991

Y.C. WU et coll., *J. Res. Natl. Inst. Stand. Technol.*, 99, 241, 1994

APPENDICE A1.2

SCHÉMA DE PRINCIPE D'UN CONDUCTIMÈTRE



APPENDICE A1.3

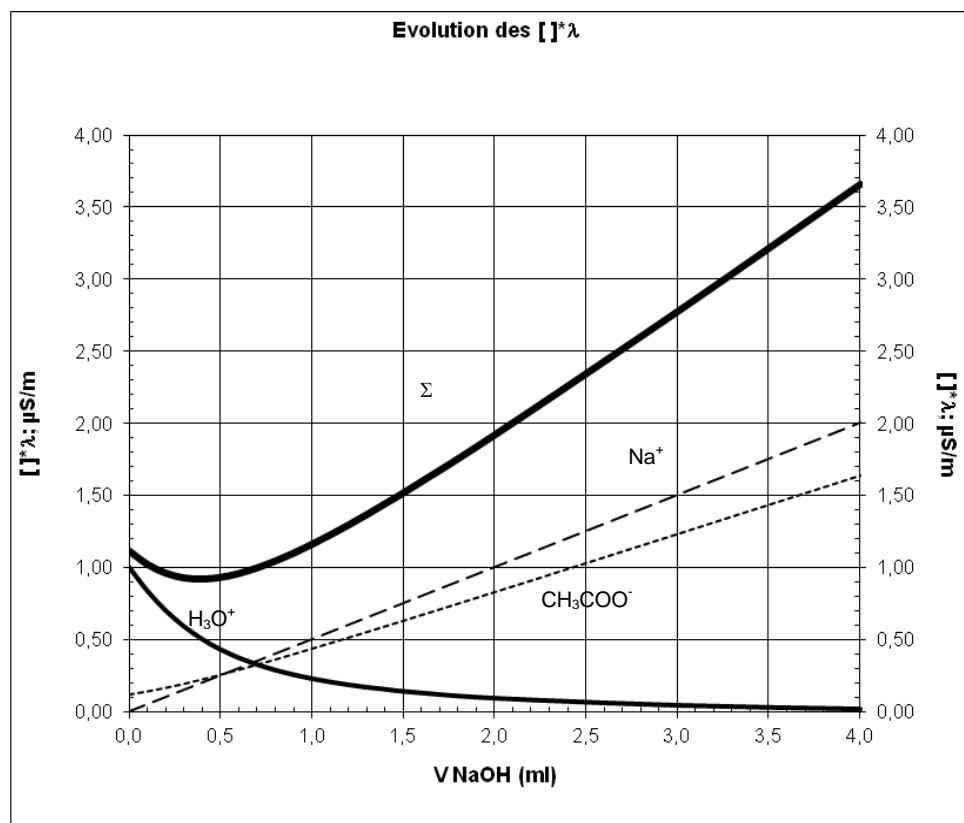
SIMULATION DU DOSAGE CONDUCTIMÉTRIQUE DE CH₃COOH PAR NaOH

Molarité de l'acide acétique (mol/l) : 0,005
 Volume dosé (ml) : 100
 Molarité de la solution de NaOH : 0,1

Conductivités molaires (mS.m²/mol; λ) :
 H₃O⁺ 35,01
 Na⁺ 5,01
 CH₃COO⁻ 4,09

V NaOH ml	[CH ₃ COOH] mmol	[CH ₃ COO ⁻] mmol	[H ₃ O ⁺] mmol	[Na ⁺] mmol	[CH ₃ COO ⁻]* μS/m	[H ₃ O ⁺]*λ μS/m	[Na ⁺]*λ μS/m	Σ([]*λ) μS/m
0,0	0,47138	0,028623	0,028623	0,00	0,117068	1,002091	0,0000	1,119159
0,1	0,46609	0,033911	0,023911	0,01	0,138696	0,837124	0,0501	1,025920
0,2	0,45998	0,040024	0,020014	0,02	0,163698	0,700690	0,1002	0,964588
0,3	0,45313	0,046872	0,016852	0,03	0,191706	0,589989	0,1503	0,931995
0,4	0,44566	0,054341	0,014311	0,04	0,222255	0,501028	0,2004	0,923683
0,5	0,43764	0,062309	0,012270	0,05	0,254844	0,429573	0,2505	0,934917
0,6	0,42932	0,070671	0,010622	0,06	0,289044	0,371876	0,3006	0,961521
0,7	0,42066	0,079339	0,009279	0,07	0,324497	0,324858	0,3507	1,000054
0,8	0,41176	0,088244	0,008175	0,08	0,360918	0,286207	0,4008	1,047925
0,9	0,40267	0,097334	0,007255	0,09	0,398096	0,253998	0,4509	1,102994
1,0	0,39343	0,106570	0,006480	0,10	0,435871	0,226865	0,5010	1,163736
1,1	0,38408	0,115921	0,005822	0,11	0,474117	0,203828	0,5511	1,229045
1,2	0,37464	0,125365	0,005256	0,12	0,512743	0,184013	0,6012	1,297955
1,3	0,36512	0,134884	0,004766	0,13	0,551676	0,166858	0,6513	1,369833
1,4	0,35554	0,144465	0,004377	0,14	0,590862	0,153239	0,7014	1,445501
1,5	0,34590	0,154098	0,003960	0,15	0,630261	0,138640	0,7515	1,520400
2,0	0,29722	0,202785	0,002598	0,20	0,829391	0,090956	1,0020	1,922347
3,0	0,19854	0,301461	0,001179	0,30	1,232975	0,041277	1,5030	2,777252
4,0	0,09918	0,400823	0,000447	0,40	1,639366	0,015649	2,0040	3,659016

TP. 153



FICHE DE RÉSULTATS	
T.P. 1-S3 - CONDUCTIMÉTRIE	
NOM(S):	GROUPE: _____ DATE: __/__/__

DOSAGES DES ÉCHANTILLONS :
(seules les cases grisées sont à remplir)

Molarité de la solution de NaOH (mol/L) : _____

	Référence (nom)	Volume prélevé (ml)	Volume de neutralisation (ml)	Nature du composé	Concentration (mol/l)
Solution 1	CH ₃ COOH	100 ml	V1 =	Acide acétique	
Solution 2	HCl	100 ml	V1 =	Acide chlorhydrique	
Solution 3	CuSO ₄	100 ml	V1 =	Sulfate de cuivre	
Échantillon 1		100 ml	V1 =		
			V2 = (éventuellement)		
			V3 = (éventuellement)		
Échantillon 2		100 ml	V1 =		
			V2 = (éventuellement)		
			V3 = (éventuellement)		
Échantillon 3		100 ml	V1 =		
			V2 = (éventuellement)		
			V3 = (éventuellement)		

VALEURS DES MESURES

constante de la cellule de mesure ($k = \ell/A; \text{cm}^{-1}$) : _____

Solution 1 Acide acétique CH ₃ COOH		Solution 2 Acide chlorhydrique HCl		Solution 3 Sulfate de cuivre CuSO ₄	Échantillon Référence (nom):	Échantillon Référence (nom):	Échantillon Référence (nom):
V NaOH	κ (mS/cm)	V NaO	κ (mS/cm)	κ (mS/cm)	κ (mS/cm)	κ (mS/cm)	κ (mS/cm)
0,0		0,0					
0,1		0,5					
0,2		1,0					
0,3		1,5					
0,4		2,0					
0,5		2,5					
0,6		3,0					
0,7		3,5					
0,8		4,0					
0,9		4,5					
1,0		5,0					
1,5		5,5					
2,0		6,0					
2,5		6,5					
3,0		7,0					
3,5		7,5					
4,0		8,0					
4,5		8,5					
5,0		9,0					
5,5		9,5					
6,0		10,0					
7,0		10,5					
8,0		11,0					
9,0		11,5					
10,0		12,0					
11,0		12,5					
12,0		13,0					
13,0		13,5					
14,0		14,0					

TP. 13