



## I. - INTRODUCTION . -

Les théories de l'hydratation des ions sont apparues presque en même temps que la théorie d'Arrhénius. Il est certain que les ions s'hydratent en solution aqueuse et plus généralement se solvatent dans un solvant non aqueux.

Les difficultés commencent au moment où l'on veut chiffrer l'intensité de cette solvation.

Historiquement plusieurs théories sont apparues : Born (1920), Webb (1926), Zwicky (1926), Lasimer et Kasper (1929), Debye (1927).

Suivant les théories les résultats sont très différents :

Nous avons employé pour nos calculs, la théorie de Stokes qu'à ensuite repris Lorentz et dont la base est la mesure des rayons ioniques en solution aqueuse. Nous avons pensé à l'appliquer à l'étude de solvants mixtes : eau, alcool éthylique, nous avons choisi l'iodure de potassium comme électrolyte.

L'étude de la variation des nombres de transport et des mobilités des ions  $I^-$  et  $K^+$  nous permettra de calculer les rayons ioniques en solution, puis la solvation des ions.

## II. - THEORIE . -

### Nombre de transport :

La mobilité des ions a été mise en évidence pour la première fois par Hittorf. Il constata que pour une durée d'électrolyse suffisamment courte, la concentration d'électrolyse restait constante dans une portion médiane importante de la solution. Ceci peut être expliqué par un peu de théorie.

Lorsqu'il passe un Faraday, il se décharge :

, à l'anode : 1 équivalent g de l'anion

. à la cathode : 1 équivalent g du cation

mais il arrive à l'anode  $n_a$  anions grammes venant de la région cathodique

mais il arrive à la cathode  $n_c$  cations grammes venant de la région anodique.

Hittorf appelle  $n_a$  et  $n_c$  les nombres de transport de ces ions. On a coutume maintenant de les appeler  $t^-$  et  $t^+$ .

Les  $n_a$  anions grammes et les  $n_c$  cations grammes se trouvent associés à autant d'ions de signe opposé pour que le liquide reste électriquement neutre dans la région des électrodes.

Comme la décharge d'un ion gramme a laisse dans chaque région des ions du même signe que l'électrode, il faut que l'excédent migre vers l'autre électrode.

$$\left. \begin{array}{l} \Delta n_a = 1 - t^- = t^+ \\ \Delta n_c = 1 - t^+ = t^- \end{array} \right\} \Rightarrow t^+ + t^- = 1$$

En appelant  $\Delta n_a$  et  $\Delta n_c$  les pertes d'ions à l'anode et à la cathode

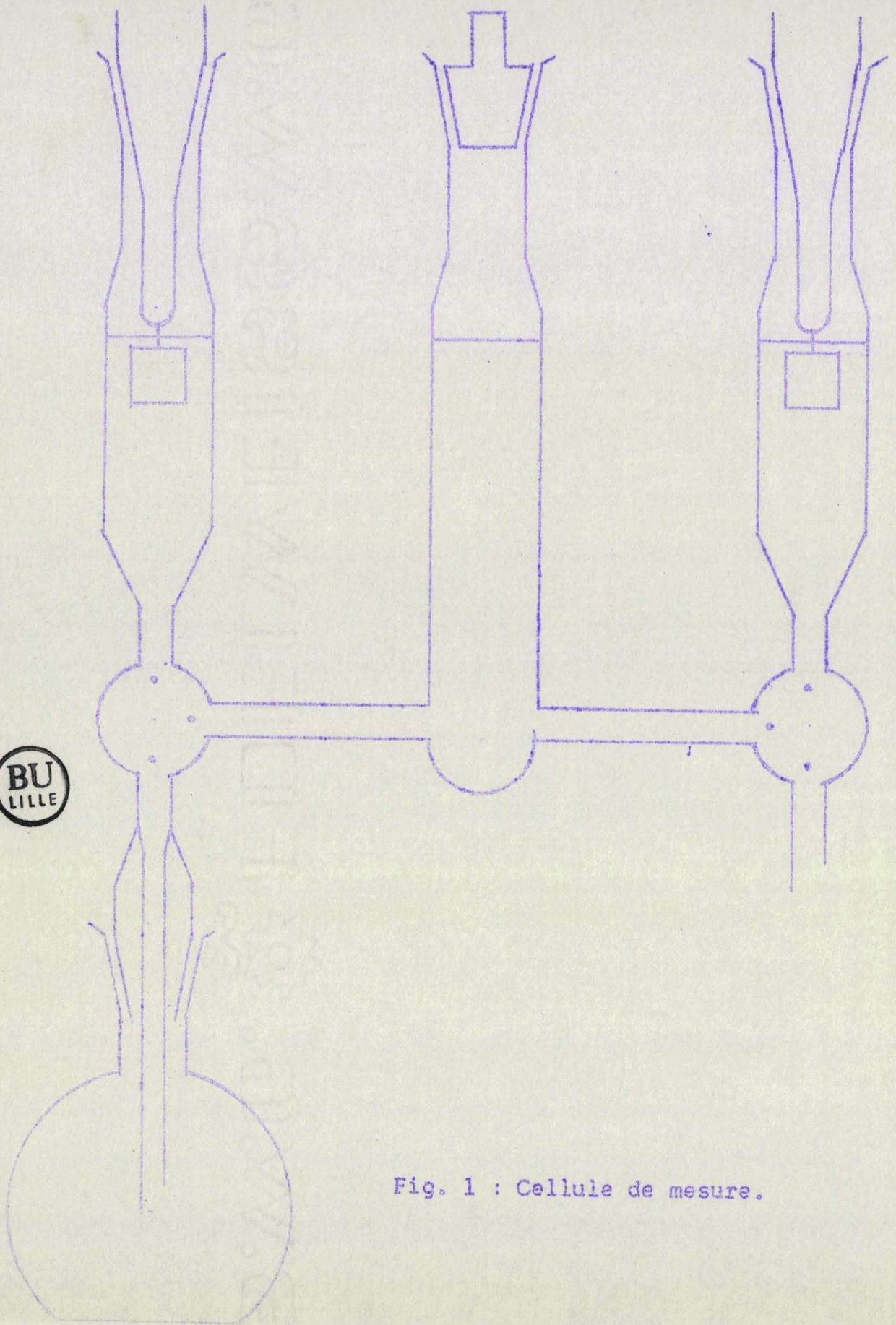
$$\Delta n_a + \Delta n_c = 1 \text{ ceci pour 1 Faraday}$$

et pour le passage de  $q$  Faraday on a :

$$\Delta n_a = q - t^- q = q (1 - t^-) = q t^+ \rightarrow t^+ = \frac{\Delta n_a}{q}$$

de même :

$$t^- = \frac{\Delta n_c}{q}$$



BU  
LILLE

Fig. 1 : Cellule de mesure.

De plus le travail sur le nombre de transport a été effectué dans une pièce thermostatée à 25°.

La cellule de mesure du nombre de transport est formée de 3 compartiments séparés par deux robinets plats à 3 voies : figure N°1.

Comme on calcule la variation du nombre d'équivalents de la région anodique (à la cathode, il se passe des phénomènes annexes), on a soudé au tube un rôdage mâle traversé par un fin tube de verre qui pénètre profondément dans le ballon à col rôdé de récupération de la solution. Ceci pour réduire l'évaporation intense de l'alcool à 25°.

Les électrodes sont des plaques de platine d'un cm<sup>2</sup> de surface.

Nous débitons un courant continu, constant, faible pendant un temps donné grâce à un chronoampérostas ; ce qui nous permet de calculer la quantité de courant ayant traversé la solution.

$$Q = \frac{i \times t}{96\,500}$$

i = intensité en ampère

t = temps en seconde

Q = en Faraday

On met en série un milliampéremètre pour vérifier que le courant est bien constant, car lorsque le courant passe, la concentration diminue et la résistance de la solution augmente. Il arrive alors que le chronoampérostas ne puisse plus débiter le courant imposé, surtout pour les fortes concentrations en alcool.

Pour les mesures de conductivité on emploie un conductimètre WTW et une cellule à 3 électrodes.

Les mesures de viscosité ont été effectuées avec un viscosimètre d'Ostwald.

J = K. d. t. en centipoise

K = constante du viscosimètre

d = masse spécifique du liquide

t = temps d'écoulement en seconde

#### IV. - MANIPULATION. -

L'alcool pur est obtenu par distillation en présence de magnésium et d'un peu d'iode.

On emploie des solutions contenant 5 cm<sup>3</sup>, 10 cm<sup>3</sup> etc... d'alcool pour 100 cm<sup>3</sup> de solution. On complète à 100 cm<sup>3</sup> avec de l'eau distillée.

L'iodure de potassium R.P. est finement broyé, puis séché à l'étuve. Le produit refroidi est pesé à la balance de précision. On emploie des solution M/100, il faut donc 0,1659 g dans 100 cm<sup>3</sup> de solvant.

#### Mode opératoire

Le compartiment central ne devant pas être touché par la variation de concentration, nous devons jouer sur des temps de passage du courant plus ou moins longs, car l'intensité nous est dictée par la résistance de la solution.

Il faut que la concentration varie à peu près de moitié dans le compartiment anodique pour que les erreurs de concentration ne soient pas trop importantes.

Pour de faibles concentrations en alcool :

1 milliampère pendant 9 000 secondes.

Pour des concentrations supérieures à 20 % en moles :

300 microampères pendant 6 à 7 heures.

Ce qui nous permet de faire qu'une seule mesure par jour.

#### Difficultés

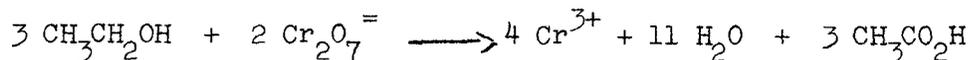
Il faut éviter les bulles au sein du liquide, ainsi que les chocs risquant de provoquer des mélanges de solution. La plus grande difficulté est l'évaporation, comme dans toutes les mesures où intervient l'alcool.

Pendant l'expérience proprement dite, l'évaporation ne peut pas être très importante puisque les électrodes sont montées sur des rodages et qu'on ferme le compartiment central avec un bouchon rodé. Mais le passage du courant dégage des bulles de gaz qui se rassemblent au sommet des 3 compartiments de la cellule, ce qui provoque une surpression et une différence de niveau dans les différents compartiments. Nous ne pouvons donc que fermer hermétiquement la cellule, ce qui peut provoquer une évaporation.

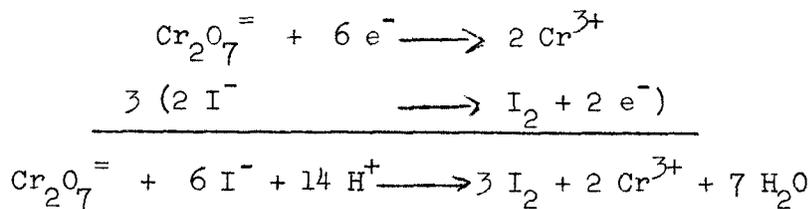
Mais l'évaporation la plus importante a lieu lors de la récupération du contenu du compartiment anodique, car l'écoulement doit être lent pour recueillir tout le liquide ; l'opération dure 3 à 4 minutes.

#### Analyse des solutions

L'alcool est dosé par la méthode d'oxydation nitrique signalée par Cordebart.



L'excès de nitrochromique oxyde une solution d'iodure de potassium et on dosage l'iode libéré par le thiosulfate.



Pourcentage pondéral d'alcool :

$$P_a = \frac{(10 N_1 - n N_2) - R. 1,15}{P_2}$$

$P_a$  = % d'alcool éthylique en masse

$P_2$  = poids de la prise d'essai en gramme

$R$  = rapport du volume total en solution sur le volume de prise du dosage de l'alcool.

$10$  = nombre de  $\text{cm}^3$  de nitrochromique

$N_1$  = titre du nitrochromique

$N_2$  = titre du thiosulfate

$n$  = nombre de  $\text{cm}^3$  de solution de thiosulfate utilisé.

L'erreur est de 1 %.

On calcule ensuite le % en moles.

Le dosage montre que la concentration d'alcool reste constante dans le compartiment central.

Le calcul du nombre d'équivalents d'iodure de potassium présents dans la région anodique se fait par dosage des ions iodure. Nous devons doser l'iodure en présence d'iode formé par l'oxydation de  $I^-$  et  $I_2$ . L'iode est chassé par chauffage sur bac à sable et ensuite la solution refroidie est dosée par le nitrate d'argent N/10. On suit la réaction par potentiométrie au titrimètre enregistreur avec électrode indicatrice : argent

- électrode de référence : sulfate mercurieux, dont le pont est rempli de sulfate de potassium.

On vérifie que la concentration de KI reste constante dans le compartiment central.

#### V. - CALCULS . -

##### A) Calcul des nombres de transport :

$$t^+ = \frac{\Delta n a}{q}$$

$\Delta n a$  = variation du nombre d'équivalent à l'anode

$q$  = quantité de courant en Faradays

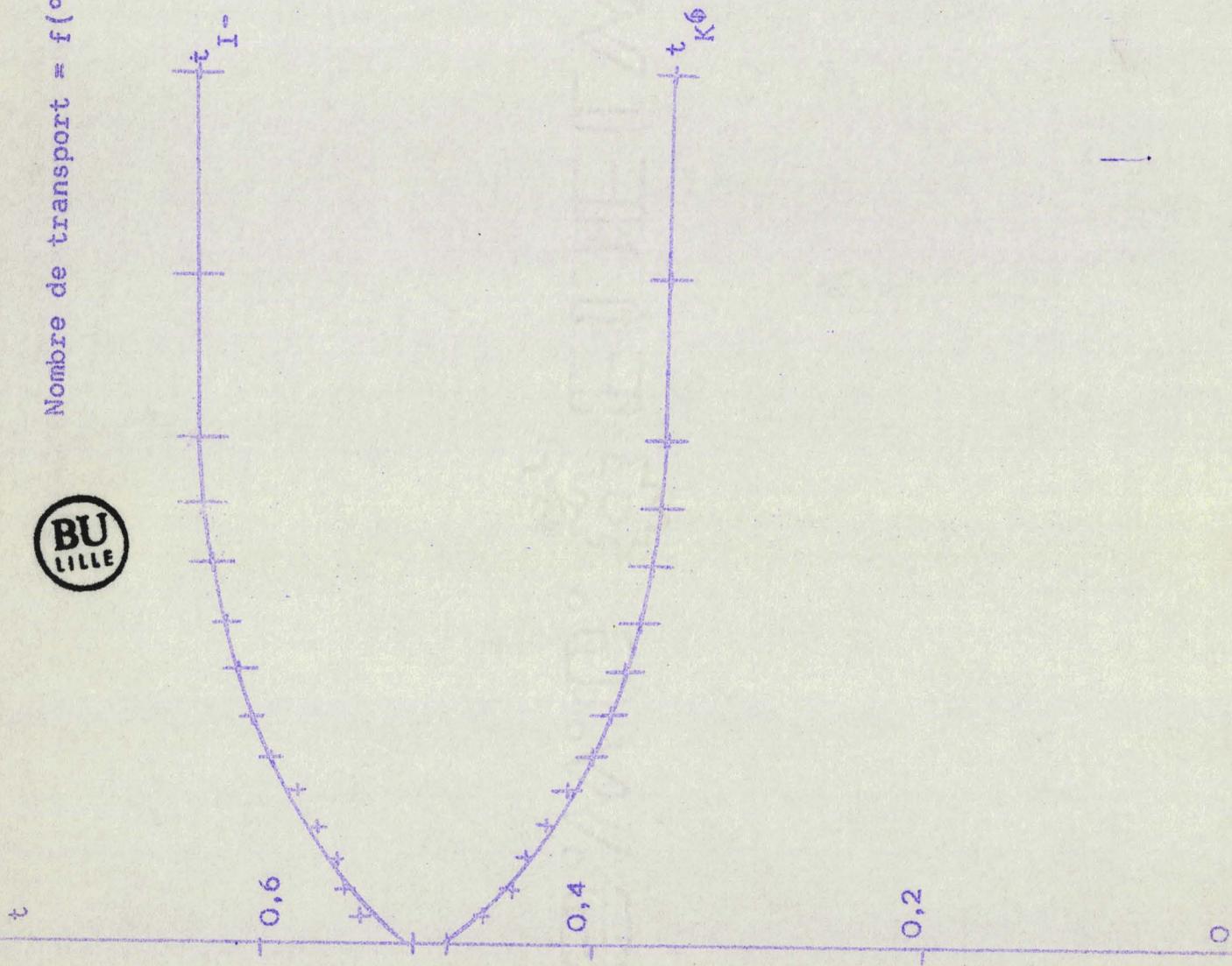
Masse du ballon plein - Masse du ballon vide = Masse de liquide  $M_1$

Masse de la pipette pleine - Masse de la pipette vide = Masse de liquide dans la pipette  $X_1$

Masse de la pipette pleine d'eau - Masse de la pipette vide = Masse d'eau dans la pipette  $X_2$

Masse du ballon après le calcul de densité - Masse du ballon vide = Masse de liquide  $M_2$

Nombre de transport =  $f(\% \text{ M d'alcool})$



Le calcul de la densité se fait au moyen d'une pipette de Cornec-Cottet, elle permet de déduire le volume initial de solution, d'où le nombre d'équivalents présents au départ dans le compartiment anodique.

Le calcul du nombre d'équivalents en fin de réaction se fait par dosage des ions iodures.

soit :

$x$  = nombre de centimètres cube d' $\text{AgNO}_3$  N/10 utilisés, donc  $x \cdot 10^{-4}$  équivalents.

$$\frac{x \cdot 10^{-4} \cdot M_1}{M_2} \text{ équivalents en fin de réaction}$$

car le dosage se fait après le prélèvement pour le calcul de densité

$$\text{Densité} = \frac{X_1 \cdot x \cdot 0,997047}{X_2}$$

0,997047 = densité de l'eau à 25°

$$V_1 = \frac{M_1}{d} = \text{volume de solution.}$$

$$\frac{1 \cdot x}{100 \cdot 1000} = V_1 \cdot 10^{-5} \text{ nombre d'équivalents avant la réaction}$$

d'où on déduit  $\Delta n$  a

$$q = \frac{i \cdot x \cdot t}{96 \ 520} \quad \text{en Faradays}$$

$i$  = intensité en ampères

$t$  = temps en secondes

On obtient ainsi  $t^+$  (tableau 1 - 2) on déduit  $t^- = 1 - t^+$  (tableau 3 -  
 $t_K^+$  et  $t_I^-$  ont été tracés en fonction du % en mole d'alcool sur les courbes  
n° 3 et 4.

Nous n'avons pas les valeurs pour les concentrations élevées en alcool, car alors les valeurs ne sont plus reproductibles. Nous avons trouvé dans la littérature une valeur  $t_K$  par l'alcool 0,444 cela indiquerait que la courbe  $t_K$  remonte vers les concentrations très élevées : ce qui est bien en accord avec toutes les propriétés des solutions eau-alcool qui pour la plupart présentent un maximum ou un minimum.

Calcul d'erreur sur le nombre de transport :

L'erreur sur la quantité de courant est nulle puisque le chrono-ampérestat débite un courant de valeur donnée, constante et que l'erreur sur le temps ne peut être supérieure à 1/100 seconde.

$$\frac{\Delta q}{q} = \frac{\Delta t}{t} = \frac{1}{100 \cdot 9\ 000} = 9 \cdot 10^{-5}$$

Erreur sur le dosage d'alcool éthylique.

Elle est de 1 % pour les concentrations moyennes, mais augmente à 1,5 % pour les faibles concentrations en alcool.

Erreur sur le dosage de  $I^-$ .

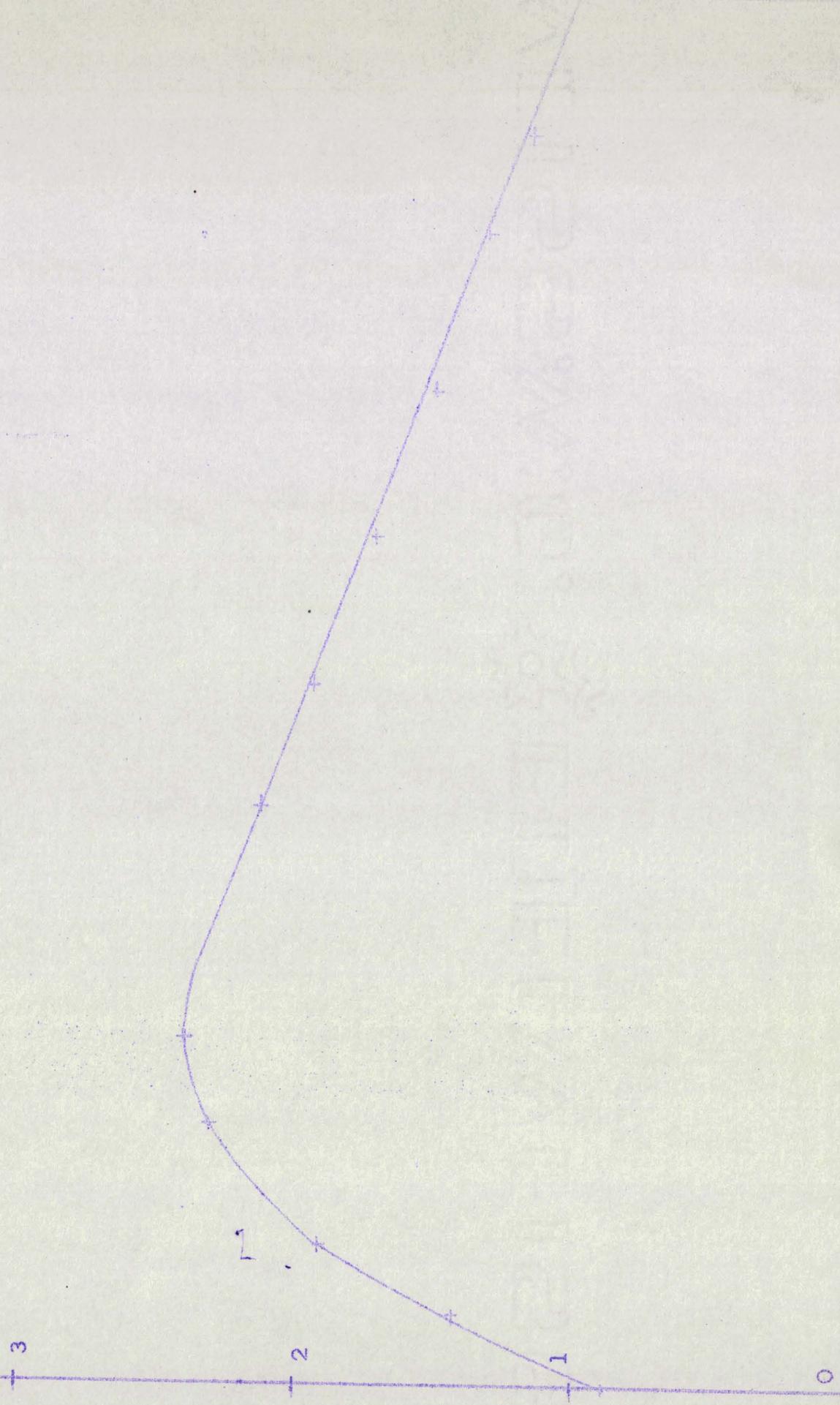
Le dosage étant automatique, l'erreur sera toujours la même. 1 cm<sup>3</sup> est représenté par 8 cm, sur l'enregistrement. On apprécie au 1/2 mm. Le saut de potentiel ayant lieu vers 15 cm on a :

$$\frac{\Delta V_{AgNO_3}}{V_{AgNO_3}} = \frac{1}{2150} = \frac{1}{300}$$

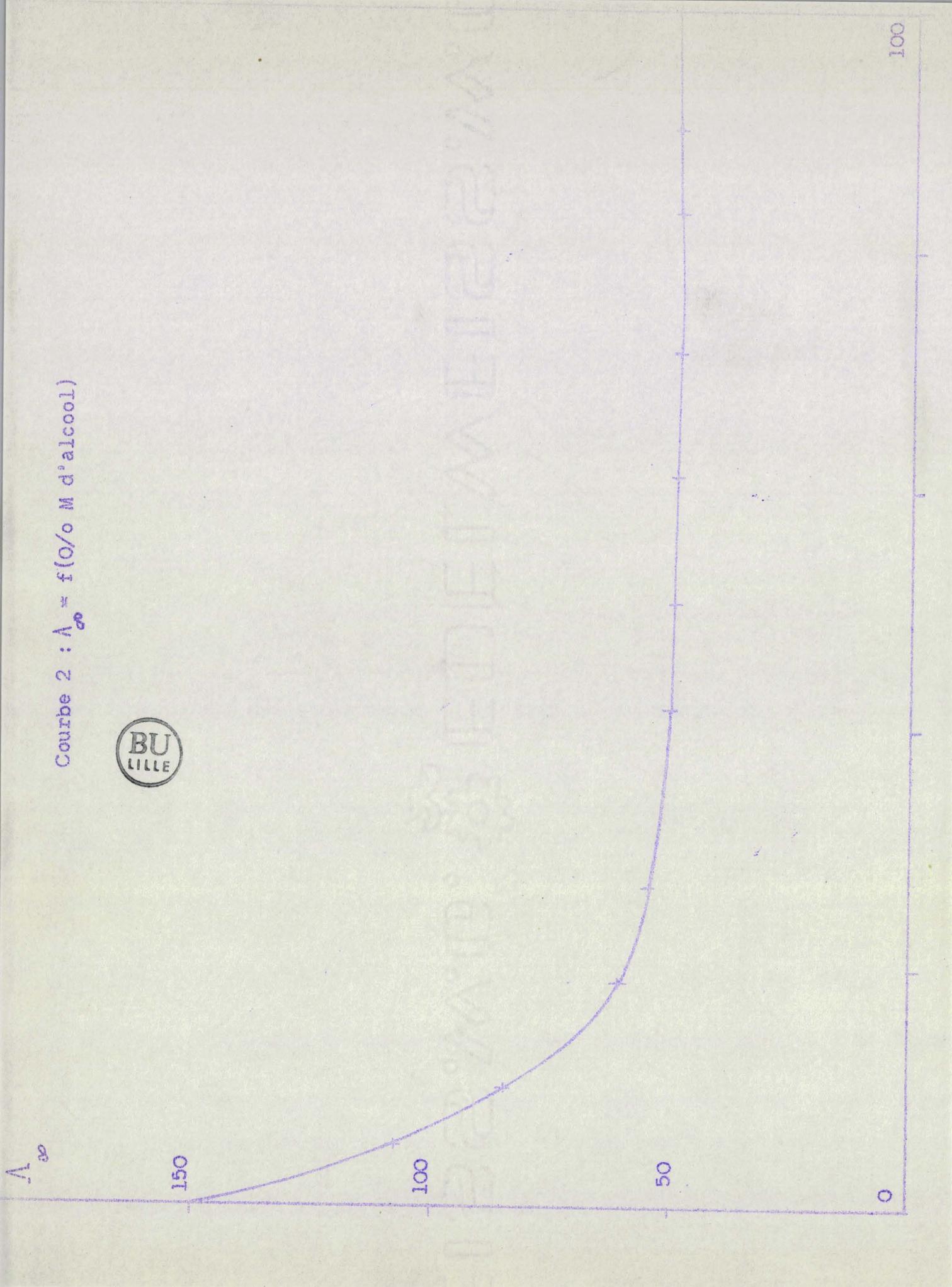
$$\frac{\Delta \text{équivalent}}{\text{équivalent}} \neq \frac{1}{300}$$

Courbe 1 : Viscosité = f( % M d'alcool )

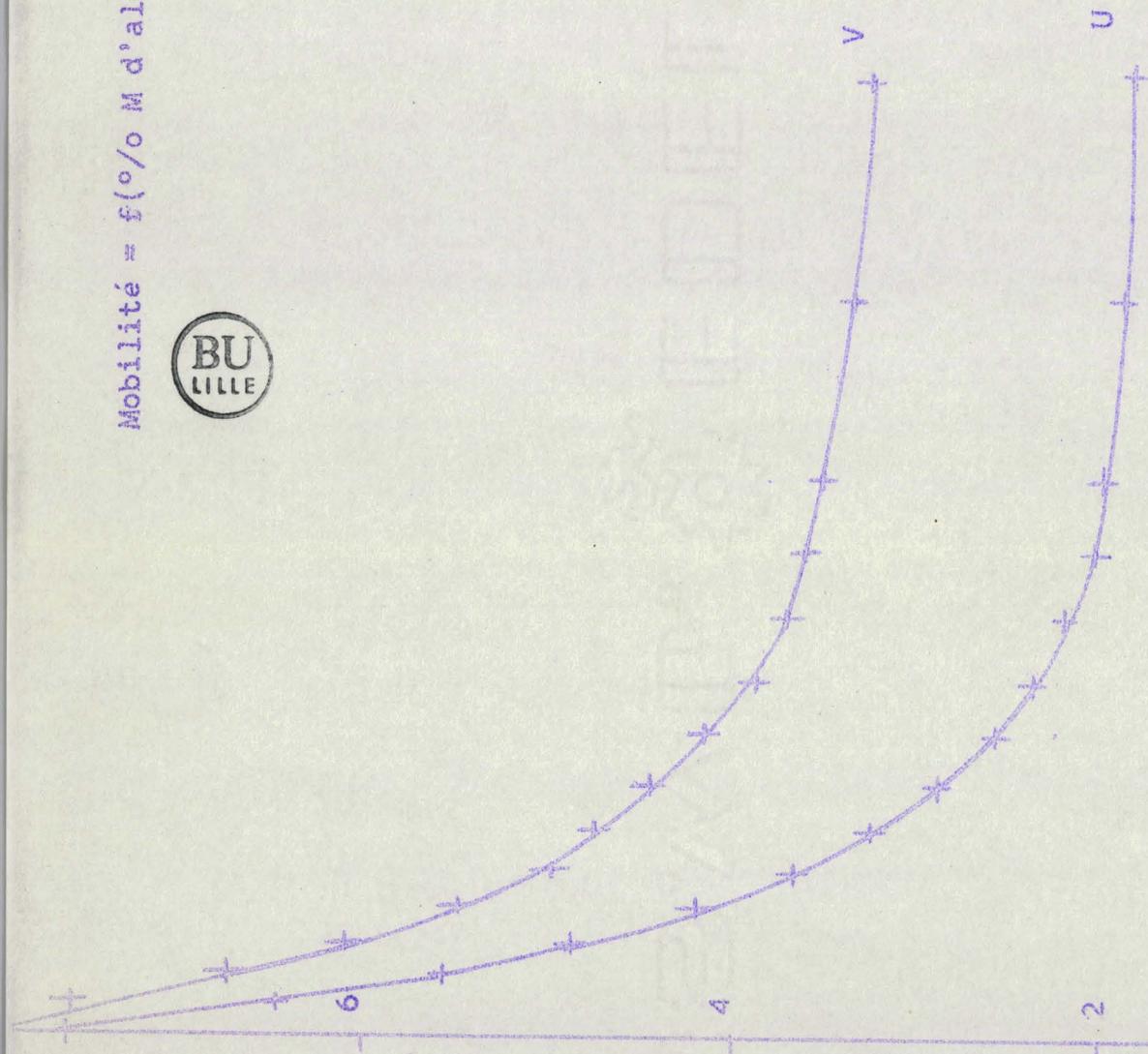
$\eta$  ( $10^{-2}$  poise)



Courbe 2 :  $\Lambda_{\infty} = f(O/o M d'alcool)$



Mobilité = f(% M d'alcool)



La seule erreur appréciable théoriquement est celle due au dosage des ions  $I^-$ .

En réalité l'erreur est plus importante à cause des bulles et surtout de l'évaporation.

Pour l'eau pure l'erreur expérimentale est nulle. Jusque 5 % en mole, elle est égale ou inférieure à l'erreur théorique... puis augmente et devient rapidement supérieure à 1 % vers 12 % en mole, puis est presque égale à 2 % pour une concentration de 40 %.

B) Calcul de la mobilité :

$$\lambda_{K^+} = \Lambda_{\infty} t_{K^+}$$

$$\lambda_{I^-} = \Lambda_{\infty} t_{I^-}$$

$\Lambda_{\infty} = f(\%) C_2H_5OH$  en mole a été tracé sur la courbe n°2  
Les conductivités sont exprimées en  $cm^2 \Omega^{-1} (eq. g)^{-1}$

$$U = \frac{\lambda_{K^+}}{96500} \quad \text{en cm/s}$$

(tableau 1, 2)

$$V = \frac{\lambda_{I^-}}{96500} \quad \text{en cm/s}$$

(tableau 3, 4)

$U = f[C_2H_5OH]$  et  $V = f[C_2H_5OH]$  sont représentés sur les courbes n° 5 et 6  
L'erreur pratique sur la détermination de  $\Lambda_{\infty}$  est voisine de 1 % car les valeurs sont obtenues par extrapolation.

Pour les faibles concentrations elle l'emporte sur  $\Delta t$  puis les 2 erreurs s'ajoutent pour donner 3 % d'erreurs.

C) Calcul du rayon de Stokes

$$r_s = \frac{0,8192}{\eta \cdot \lambda_{\infty}}$$

L'erreur sur  $\eta$  (courbe n°1) étant de 1 %, l'erreur pratique sur le rayon est de 2 % pour les faibles concentrations.

4 % pour les fortes concentrations.

D) Erreur en N.

Elle est en moyenne de 6 % car les erreurs sur le rayon s'ajoutent.

V. - INTERPRETATION . -

Les  $r_s$  ont déjà été calculés par Hartbey et Raites (1927) pour des solutions aqueuses.

$$r_{\text{I}^-}^{\text{stokes}} = 1,19 \text{ \AA} \quad \text{Uhlich (1925)}$$

$$r_{\text{K}^+}^{\text{stokes}} = 1,245 \text{ \AA} \quad \text{Verlvey (1949)}$$

Nous avons retrouvé les mêmes résultats.

Ces rayons sont différents des rayons cristallins que les études aux rayons X ont permis de déduire.

$$r_c \cdot \text{I}^- = 2,20 \text{ \AA}$$

$$R_c \cdot \text{K}^+ = 1,33 \text{ \AA}$$

On voit que pour  $\text{K}^+$  les rayons sont à peu près identiques, tandis que pour  $\text{I}^-$ , le rayon cristallin est plus important. De ce fait, il semble que  $\text{I}^-$  n'obéit pas à la loi de Stokes, car l'ion en solution étant moins volumineux, il ne peut y avoir solvatation. Bernal et Fowler (1939) ont montré qu'il n'y avait pas d'hydratation pour les ions :  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Rb}^+$ .

La valeur de  $r_s$  varie avec la nature du solvant ionisant qui le contient. Lorentz avait depuis longtemps remarqué qu'elle était généralement plus marquée dans beaucoup de liquides organiques que dans l'eau. Il faut donc la mettre au compte du système : ion\_solvant et l'hypothèse la plus simple consiste à admettre le groupement de molécules de solvant autour de l'ion : c'est le phénomène de solvatation.



$r_{K^+} = f(\% M \text{ d'alcool})$

$r$  ( $^{\circ}A$ )

3

2

1

0



$\Gamma$  ( $\Delta^\circ$ )

$r_{I''} = f(\% M.d' alcohol)$



3

2

0



Pour  $K^+$  (tableau n°1 et 2) (courbe n°7), le  $r_s K^+$  est à peu près constant pour de faibles % d'alcool, puis augmente rapidement, donc la solvatation, elle aussi, augmente : ceci est dû au fait que les molécules d'alcool sont plus encombrantes stériquement que celles d'eau et qu'il peut se former autour de chaque ion 2 couches de molécules de solvant (Eucken).

Pour  $I^-$ , la courbe n°9 est différente : ceci était prévisible, car, déjà dans l'eau  $I^-$  présentait une vitesse plus prononcée que la théorie de Stokes-Lorentz ne le laissait prévoir. Ceci est courant pour les anions.

La loi de Stokes étant établie dans le cas d'une sphère se déplaçant dans un milieu continu, une cause de l'accélération de la vitesse et de la diminution du rayon équivalent  $r_s$  est la structure lacunaire des liquides. Dans un pareil milieu, l'ion chemine en écartant les agrégats de molécules relativement fixes du liquide, mais quand il atteint l'un des trous répartis dans le solvant, il devient libre un certain temps et sa vitesse, sous l'action du champ, subit une accélération (Uhlich 1933). La viscosité réelle est donc plus petite que la viscosité macroscopique de l'eau en masse. Cette anomalie n'apparaît pas avec les petits ions qui n'altèrent pas stériquement la disposition des assemblages.

Cas de l'eau : Dans l'eau, il y a des agrégats  $(H_2O)_8$ . Leur proportion étant connue, on peut corriger la valeur de  $r_s$  en la divisant par 1,42 à 25°. Ce qui donne pour les rayons de Stokes corrigés :

$$r_s \cdot K^+ \text{ corrigé} = 1,775 \text{ \AA}$$

Cette fois, la valeur est plus grande que celle du rayon cristallin  $r_c \cdot K^+$ .

$r_s \cdot I^- \text{ corrigé} = 1,697 \text{ \AA}$ , qui est encore inférieur au rayon cristallin  $r_c \cdot I^-$ .

$I^-$  n'est pas du tout solvaté, tandis que,  $K^+$  l'est, et on peut chercher à calculer le nombre de molécules d'eau d'hydratation : N

En première approximation, puisqu'on assimile les ions à des sphères, on peut calculer le volume de l'enveloppe d'hydratation :

$$\frac{4 \cdot \pi}{3} (r_{\text{solution}}^3 - r_{\text{cristal}}^3)$$

Connaissant le volume d'une molécule d'eau :

$$\frac{4 \cdot \pi}{3} r_{\text{eau}}^3$$

en supposant que les molécules associées à l'ion remplissent tout le volume d'hydratation, on tire le nombre d'hydratation : N

$$\frac{r_{\text{solution}}^3 - r_{\text{cristal}}^3}{r_{\text{eau}}^3}$$

Une molécule d'eau de l'enveloppe d'hydratation a un volume différent d'une molécule "libre".

On prend comme valeur  $r_{\text{eau}} = 1,38 \text{ \AA}$  c'est-à-dire celui d'une molécule d'eau d'un cristal de glace, alors que le rayon d'une molécule d'eau liquide est  $1,93 \text{ \AA}$ .

On tire pour  $K^+$  :

$$N_{\text{eau}} = 1,26 \text{ à } 25^\circ$$

Le nombre est en accord avec celui trouvé par Eucken, suivant cette méthode. Ce nombre peut être fractionnaire, car il s'agit d'un nombre d'hydratation moyen.

D'autres méthodes permettent de calculer un nombre d'hydratation primaire maximum, égal à 7 pour  $K^+$  (Eucken).

Cas de l'alcool pur : Lorsque nous employons un solvant autre que l'eau, il est difficile de calculer N.

Les molécules d'alcool sont moins associées que les molécules d'eau. On le voit par comparaison des points d'ébullition. De ce fait nous ne ferons

pas de correction sur la viscosité donc sur le rayon de Stokes. Une molécule d'alcool peut être représentée par une sphère de rayon

$$r_{C_2H_5OH} = 1,92 \text{ \AA} \quad .$$

$$\text{On tire } N_{C_2H_5OH} = 5$$

Cas des mélanges : le problème est plus épineux.

Nous admettons que la correction sur la viscosité est proportionnelle au % d'eau présent dans la solution. Nous pouvons donc tracer une courbe  $\eta [K^+ \text{ corrigé}] = f [C_2H_5OH]$  courbe N°8, tableau n° 1 - 2. On peut ensuite calculer soit un nombre de solvation  $N$  moyen pour l'eau et l'alcool. Soit 2 nombres de solvation  $N_{H_2O}$  et  $N_{C_2H_5OH}$ .

Dans le premier cas, on calcule un rayon moyen variant avec le % d'alcool et on trace  $N_{H_2O} + C_2H_5OH = f \% C_2H_5OH$ . Ces points ne se déplacent pas suivant la courbe: la solution est donc à rejeter.

Dans le deuxième cas, on fait l'hypothèse que le rapport des nombres de solvation est proportionnel au rapport des % de liquides dans la solution.

$$\frac{N_{C_2H_5OH}}{N_{H_2O}} = \frac{x}{100 - x}$$

$x = \% \text{ d'alcool dans la solution.}$

On peut alors écrire :

$$\frac{4}{3} \pi (r_{H_2O})^3 \cdot N_{H_2O} + \frac{4}{3} \pi (r_{C_2H_5OH})^3 N_{C_2H_5OH} = V$$

$V$  : volume de solvation

d'où on tire :

$$N_{H_2O} = \frac{V}{\left[ (R_{H_2O})^3 + (r_{C_2H_5OH})^3 \frac{x}{100-x} \right]^{\frac{1}{3}}} = \frac{r_{\text{solution}}^3 - r_{\text{cristal}}^3}{(R_{H_2O})^3 + r_{C_2H_5OH}^3 \frac{x}{100-x}}$$

$$N_{C_2H_5OH} = \frac{r_{\text{solution}}^3 - r_{\text{cristal}}^3}{r_{C_2H_5OH}^3 + r_{H_2O}^3 \frac{(100-x)}{x}}$$

Pour  $K^+$ ,  $N_{H_2O} = f[C_2H_5OH]$  et  $N_{C_2H_5OH} = f[C_2H_5OH]$  sont tracés sur les courbes N°11 et 12, tableau n°1 et 2.

$N_{H_2O}$  comme  $t_{K^+}$  corrigé a un minimum vers 5 % en alcool, puis augmente, passe par un maximum à 40 % et diminue jusqu'à 100 %  $N_{H_2O} = 0$ .

$N_{C_2H_5OH}$  augmente continuellement de 0 à 5.

On peut aussi tracer  $N_{H_2O} + C_2H_5OH$  qui est la somme des 2 premiers.

Pour  $I^-$ ,  $r_{I^- \text{ corrigé}} = f[C_2HO]$  a été tracé sur la courbe 10, tableau n° 3 - 4

le  $r_{I^- \text{ corrigé}}$  est inférieur au  $r_{I^- \text{ crist.}}$  jusqu'à 74 % en alcool.

(valeur obtenue par extrapolation de la courbe) donc la solvation est nulle jusqu'à ce pourcentage en alcool).

Pour l'alcool pur on a  $N = 0,96 \neq 1$ .  $I^-$  est solvato par une seule molécule d'alcool.

Nous avons donc montré que  $K^+$  est solvato, mais que  $I^-$  ne l'est pas ou presque en comparaison de  $K^+$ .

VII. - CONCLUSIONS . -

Ce qui a été effectué pour de l'iodure de potassium est le début d'une recherche sur la mobilité d'un grand nombre d'ions.

Il ne sera ensuite plus nécessaire de refaire toutes les expériences. Il suffit d'avoir la valeur d'une seule conductivité ionique limite pour avoir les autres par différence, car dans les mélanges eau-alcool éthylique on a toujours comme dans l'eau  $= \lambda_a + \lambda_c$ , ceci pour une même concentration en alcool. Ensuite on peut calculer les rayons et le nombre d'hydratation. Inversement la connaissance des  $r_s$  nous donne les  $t$  correspondants.

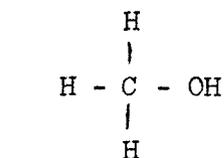
Ce travail a été effectué dans un mélange eau, alcool éthylique ; on peut envisager ensuite l'étude dans des mélanges :

Eau - alcool méthylique

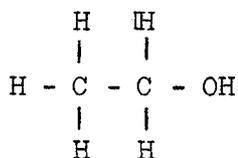
Eau - alcool propylique

Eau - alcool isopropylique

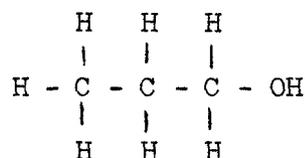
Nous pourrons ainsi suivre la variation de la solvatation et des rayons ioniques en solution pour  $I^-$  et  $K^+$ , suivant l'encombrement stérique des différents radicaux alcool.



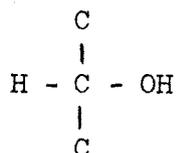
alcool méthylique



alcool éthylique



alcool propylique



alcool isopropylique

TABLEAU N°1

	0	5	10	15	20	25	30	35
% en volume alcool	0							
% en mole	0	1,56	3,23	5,03	6,97	9,07	11,35	13,83
$t_K^+$	0,488	0,457	0,449	0,441	0,431	0,416	0,402	0,390
$\Lambda_{\infty} \mathcal{R}^{-1} \text{cm}^2 (\text{eq.g})^{-1}$	150	135,4	118,8	105,6	93,1	84	76,8	70,6
$\lambda_{K^+} \mathcal{R}^{-1} \text{cm}^2 (\text{eq.g})^{-1}$	73,26	61,95	53,40	46,63	40,18	35,01	30,88	27,54
$U \times 10^{-4} \text{ cm/s}$	7,59	6,42	5,53	4,83	4,15	3,62	3,20	2,85
$\int \times 10^{-2} \text{ poise}$	0,893	1,055	1,245	1,43	1,595	1,77	1,950	2,085
$\int \cdot \lambda_{K^+} \times 10^{-1}$	6,542	6,536	6,648	6,668	6,400	6,196	6,0423	5,742
$r \cdot \text{stokes } K^+ \text{ \AA}$	1,25	1,25	1,23	1,22	1,28	1,32	1,36	1,42
$r \cdot \text{stokes } K^+ \text{ corrigé } \text{\AA}$	1,77	1,76	1,73	1,70	1,77	1,82	1,86	1,93
$N_{H_2O}$	1,23	1,15	0,98	0,86	1,08	1,11	1,17	1,29
$N_{C_2H_5OH}$	0	0,02	0,03	0,04	0,08	0,09	0,15	0,20
$N_{H_2O + C_2H_5OH}$	1,23	1,17	1,12	0,90	1,16	1,20	1,32	1,49



TABLEAU N°2

	40	45	50	55	60	70	80	100
% en volume alcool								
% en mole	16,54	19,41	22,79	26,43	30,47	40,14	52,66	100
$t_K^+$	0,382	0,375	0,367	0,360	0,359	0,356	0,35	0,443
$\Lambda_{\infty} \Omega^{-1} \text{cm}^2 (\text{eq.g})^{-1}$	65	60,1	56,8	54,8	53,2	50,2	49,5	50
$\eta \cdot \lambda \text{K} \Omega^{-1} \text{cm}^2 (\text{eq.g})^{-1}$	24,86	22,59	20,88	19,73	19,09	17,87	17,57	22,19
$U \times 10^{-4} \text{cm/s}$	2,57	2,34	2,16	2,04	1,97	1,85	1,82	2,29
$J \times 10^{-2} \text{poise}$	2,220	2,330	2,390	2,400	2,385	2,185	1,93	1,096
$\int \lambda K^+ \times 10^{-1}$	5,519	5,263	4,991	4,737	4,555	3,904	3,391	2,432
$r \cdot K^+ \text{ stokes } \text{\AA}$	1,48	1,55	1,64	1,72	1,79	2,09	2,41	3,36
$r \text{ stokes } K^+ \text{ corrigé } \text{\AA}$	1,99	2,07	2,17	2,26	2,32	2,62	2,88	3,36
$N_{H_2O}$	1,39	1,51	1,67	1,78	1,77	2,16	2,06	0
$N_{C_2H_5OH}$	0,27	0,36	0,49	0,63	0,77	1,45	2,29	5
$N_{C_2H_5CH + H_2O}$	1,66	1,87	2,16	2,42	2,54	3,16	4,35	5



TABLEAU N° 3

	0	5	10	15	20	25	30	35
% en volume alcool	0							
% en moles	0	1,56	3,23	5,03	6,97	9,07	11,35	13,83
$t_{I^-}$	0,511	0,542	0,550	0,558	0,569	0,583	0,597	0,609
$\lambda_{I^-}$								
$\Omega^{-1} \text{ cm}^2 (\text{eq.g})^{-1}$	76,74	73,44	65,39	58,96	52,97	48,98	45,91	43,05
$v \cdot 10^{-4} \text{ cm/s}$	7,95	7,61	6,77	6,11	5,49	5,07	4,75	4,46
$\int -\lambda_{I^-} \cdot 10^{-1}$	6,853	7,748	8,142	8,432	8,449	8,671	8,952	8,977
$r_{\text{stokes}} \cdot I^- \cdot \text{Å}$	1,19	1,05	1,00	0,97	0,97	0,94	0,91	0,91
$r_{\text{stokes}} \cdot I^- \text{ corrigé } \text{Å}$	1,69	1,49	1,41	1,35	1,34	1,30	1,25	1,24



TABLEAU N°4

	40	45	50	55	60	70	80	100
% en volume alcool								
% en mole	16,54	19,41	22,79	26,43	30,47	40,14	52,66	100
$t_{I^-}$	0,617	0,624	0,632	0,639	0,640	0,643	0,645	0,556
$\Lambda_{I^-}^{-1} \text{ cm}^2 (\text{eq.g.})^{-1}$	40,13	37,50	35,91	35,06	34,09	32,32	31,66	27,80
$v \cdot 10^{-4} \text{ cm/s}$	4,16	3,88	3,72	3,63	3,53	3,35	3,28	2,88
$\int \cdot \lambda \text{ I}^- \cdot 10^{-1}$	8,910	8,739	8,583	8,414	8,130	7,063	6,112	3,157
$r_{\text{stokes}} \text{ I}^- \text{ \AA}$	0,92	0,93	0,95	0,97	1,00	1,16	1,34	2,59
$r_{\text{stokes}} \text{ I}^- \text{ corrigé \AA}$	1,24	1,25	1,26	1,28	1,30	1,45	1,60	2,59
$\text{N}_2\text{C}_2\text{H}_6$								1



BIBLIOGRAPHIE

Chimie Physique : W.J.Moore

Chimie Générale : N°10 Pascal.

Electrochimie Théorie :

Strattata di chimica Fisica

Bulletin de la Société Chimique, avril 1955



