**Compte-rendu: Etude cinétique d’une réaction par conductimétrie assistée par ordinateur :**

I. - D’après la loi de Kohlrausch, la conductivité de la solution est :

σ i avec ‘i’ les ions de la solution (X- et H3O+)

Le rapport de proportionnalité apparaît alors clairement.

- On a : G∞ =Kσ∞

Or σ∞ i

Donc : G∞ =Ki

- D’après le tableau d’avancement suivant :

|  |  |
| --- | --- |
|  | tBuCl + H2O = tBuOH + X- + H3O+ |
| A t = 0 s | a excès 0 0 excès |
| A t∞ | a – x excès x x excès |

Si la réaction est d’ordre 1 par rapport à tBuCl :

On pose : [tBuCl]i = a et x l’avancement de la concentration

On a v = =

D’où:

= k(a-x)

Soit:

+ kx = ka (1)

On trouve comme solution particulière à (1): à t = 0s, x = a

La solution à l’équation homogène associée est : x(t) = λexp(-kt)

Ainsi la solution avec second membre est : x(t) = λexp(-kt) + a

Avec les conditions initiales, t = 0s , x = 0, λ = -a, on a alors :

x(t) = a[1 – exp(-kt)]

D’où: ln(a / a – x) = kt avec k la constante de vitesse.

- On a =

Et x =

Donc ln = kt

- Détermination de l’énergie d’activation :

On a : k = Aexp(

D’où : ln k = ln A -

On obtient:

Ln k1 = ln A -

Et ln k2 = ln A -

On en déduit :

Ln = -

Soit : Ea = ln x

On obtient alors avec 60 % d’eau et 40 % d’éthanol :

Pour T1 = 32 ° C k1 = 0.74 x 10-2

Pour T2 = 38 ° C k2 = 2.76 x 10-2

Après application numérique, on obtient : Ea = 1.73 x 105 J.mol-1.K-1

On obtient alors avec 40 % d’eau et 60 % d’éthanol :

Pour T1 = 32 ° C k1 = 1.92 x 10-3

Pour T2 = 38 ° C k2 = 2.29 x 10-3

Après application numérique, on obtient : Ea = 2.32 x 104 J.mol-1.K-1.

On remarque que le changement de solvant implique un changement de valeur pour l’énergie d’activation de la réaction.

Sachant que l’énergie d’activation obtenue dans le solvant avec 60 % d’eau est plus grande que dans celui à 40 %, on en déduit que la réaction est plus rapide dans le solvant à 40 %.

On en conclue alors que l’eau est pour cette réaction un solvant moins performant que l’éthanol.