

ÉTUDE CONDUCTIMETRIQUE DE SYSTEMES

Correction

I DETERMINATION DE LA CONCENTRATION D'IONS PAR MESURE DE CONDUCTIVITE σ .

1) Étalonnage du conductimètre

- Régler le conductimètre sur le calibre 2000 μS (en fait $2000 \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}$).

$$\sigma (\text{S}\cdot\text{m}^{-1}) = \sigma (\mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1}) \times 10^{-4}$$

TABEAU : CONDUCTIVITE DES SOLUTIONS DE CHLORURE DE POTASSIUM
VARIATION DE LA CONDUCTIVITE EN FONCTION DE LA TEMPERATURE

TEMPERATURE °C	Dilution au 10 ^{ème}	Dilution au 50 ^{ème}	Dilution au 100 ^{ème}	Dilution au 1000 ^{ème}
	KCl 0,1 mol.L ⁻¹ Conductivité mS/cm	KCl 0,02 mol.L ⁻¹ Conductivité mS/cm	KCl 0,01 mol.L ⁻¹ Conductivité $\mu\text{S}/\text{cm}$	KCl 0,001 mol.L ⁻¹ Conductivité $\mu\text{S}/\text{cm}$
15	10,410	2,242	1 147	119,1
16	10,670	2,293	1 174	121,9
17	10,930	2,347	1 199	124,5
18	11,190	2,398	1 224	127,1
19	11,430	2,451	1 250	129,6
20	11,700	2,500	1 279	132,5
21	11,960	2,551	1 305	135,3
22	12,220	2,604	1 331	138,1
23	12,470	2,659	1 359	140,9
24	12,730	2,710	1 387	143,8
25	12,970	2,769	1 412	146,5



2) Conductivité σ_0 d'une solution S_0 d'acide méthanoïque HCOOH à $C_0 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\sigma_0 = 1095 \mu\text{S}\cdot\text{cm}^{-1} = 1095 \cdot 10^{-4} \text{ S}\cdot\text{m}^{-1}$$

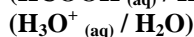
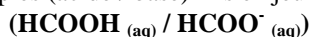


3) Concentration molaire en ions HCOO⁻ et en ions H₃O⁺ de la solution à l'équilibre

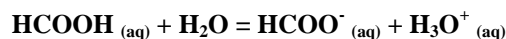
a)) Equation bilan de la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau:



Les couples (acide / base) mis en jeu sont:



b) Tableau d'avancement de la réaction:



EI	n_0	excès	0	0
En cours	$n_0 - x$	excès	x	x
EF	$n_0 - x_f$	excès	x_f	x_f

c) Dans l'état final qui est un état d'équilibre: $x_f = n_f(\text{HCOO}^{-}) = n_f(\text{H}_3\text{O}^{+}) \Leftrightarrow [\text{HCOO}^{-}]_f = [\text{H}_3\text{O}^{+}]_f$

d) Conductivité de la solution: $\sigma_0 = \Sigma \lambda_i \cdot [X_i] = \lambda(\text{HCOO}^-) \cdot [\text{HCOO}^-]_{\text{eq}} + \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \lambda_1 \cdot [\text{HCOO}^-]_{\text{eq}} + \lambda_2 \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$

avec: $\lambda(\text{HCOO}^-) = \lambda_1 = 5,46 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$ $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = \lambda_2 = 35,0 \cdot 10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$.

e) Alors: $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \sigma_0 / (\lambda_1 + \lambda_2)$
avec $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ en mol.m^{-3} σ_0 en S.m^{-1} λ en $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$.

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 1095 \times 10^{-4} / (5,46 \cdot 10^{-3} + 35,0 \cdot 10^{-3}) = 2,71 \text{ mol.m}^{-3} = 2,71 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

II DETERMINATION DU QUOTIENT DE REACTION A L'EQUILIBRE

1) Préparation des solutions

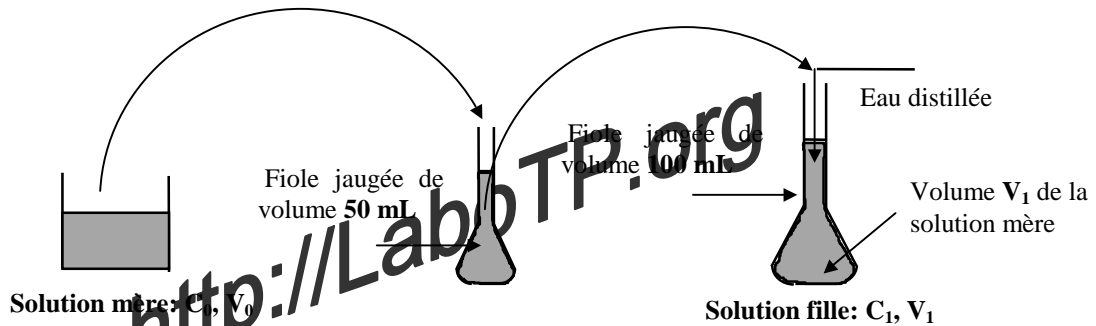
a) et b) Protocole opératoire pour préparer, à partir de la solution mère S_0 d'acide méthanoïque ($C_0 = 5,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$) 100,0 mL de solution S_1 de concentration $C_1 = C_0 / 2$:

• Lors d'une dilution la quantité de matière se conserve, la quantité d'acide méthanoïque dans la solution mère notée n_0 est égale à la quantité d'acide méthanoïque dans la solution fille notée n_1 :

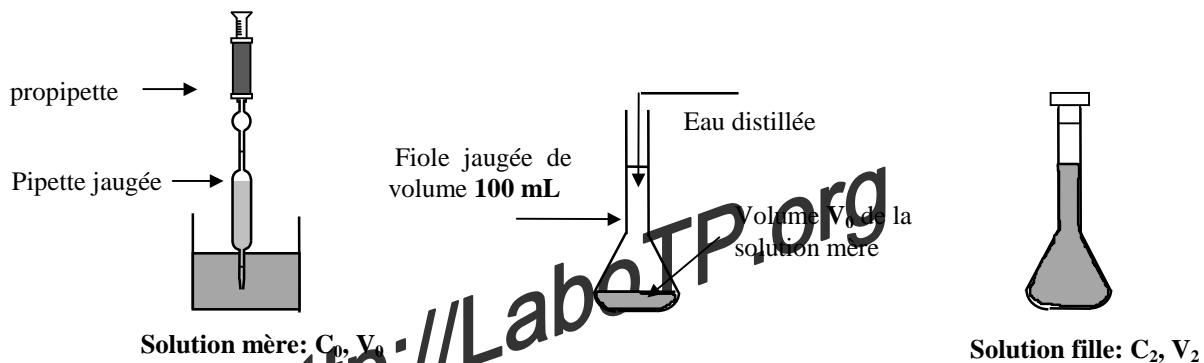
$$n_0 = n_1 \Leftrightarrow C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

donc: $\frac{C_0}{C_1} = \frac{V_1}{V_0} = 2 \Leftrightarrow V_1 = V_0 / 2 = 100,0 / 2 = 50,0 \text{ mL}$

Le matériel à utiliser pour réaliser cette dilution est une fiole jaugée de volume 50,0 mL et une fiole jaugée de 100,0 mL et un bécher pour le prélèvement de la solution mère:



• Pour préparer S_2 à partir de S_0 on doit prélever un volume $V_0 = (C_0 / C_2) \cdot V_2 = V_2 / 10 = 10,0 \text{ mL}$: on utilisera donc une fiole jaugée de 100,0 mL et une pipette jaugée de 10,0 mL:



• Pour préparer S_3 à partir de S_0 on doit prélever un volume $V_0 = (C_0 / C_3) \cdot V_3 = V_3 / 20 = 5,0 \text{ mL}$: on utilisera donc une fiole jaugée de 100,0 mL et une pipette jaugée de 5,0 mL.

Remarque: on pourra utiliser une burette graduée de 50,0 mL plutôt que les pipettes de 5,0 mL et 10,0 mL et la fiole de 50,0 mL.

2) Concentration en ions oxonium des solutions



solution S₃
de concentration C₃ = C₀ / 20

solution S₂
de concentration C₂ = C₀ / 10

solution S₁
de concentration C₁ = C₀ / 2

Solution	S ₃	S ₂	S ₁	S ₀
σ (S / m)	0,0223	0,0328	0,0768	0,1095
[H ₃ O ⁺] _{eq} (mol.L ⁻¹)	5,51.10 ⁻⁴	8,11.10 ⁻⁴	1,90.10 ⁻³	2,71.10 ⁻³

Avec: [H₃O⁺]_{eq} = σ₀ / (λ₁ + λ₂)

3) Taux d'avancement à l'équilibre

a) Taux d'avancement final à l'équilibre:

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

b) Dans la réaction étudiée, l'eau étant le réactif limitant, on a dans le cas d'une réaction totale: x_{max} = n_{o,i} = C_i × V
 Dans le cas d'une réaction limitée, le tableau d'avancement donne: x_f = n_f(H₃O⁺) = [H₃O⁺]_{eq} × V

Donc: τ = x_f / x_{max} = [H₃O⁺]_{eq} / C_i

c) Tableau:

Solution	S ₃	S ₂	S ₁	S ₀
τ(%)	22	16	8	5

d) La réaction n'est pas totale car le taux d'avancement est inférieur à 1 (ou 100 %).

4) Quotient de réaction à l'équilibre

a) Concentration molaire [HCOOH]_{eq} à l'état d'équilibre:

On a: n_f(HCOOH) = n_{o,i} - x_f donc [HCOOH]_{eq} = C_i - x_f / V = C_i - [H₃O⁺]_{eq}

b) Quotient de réaction à l'équilibre

$$Q_{r,eq} = \frac{[H_3O^+]_{eq} \times [HCOO^-]_{eq}}{[HCOOH]_{eq}} = \frac{[H_3O^+]_{eq}^2}{(C_i - [H_3O^+]_{eq})}$$

c) Tableau :

Solution	S ₃	S ₂	S ₁	S ₀
[H ₃ O ⁺] _{eq} (mol.L ⁻¹)	5,51.10 ⁻⁴	8,11.10 ⁻⁴	1,90.10 ⁻³	2,71.10 ⁻³
[HCOO ⁻] _{eq} (mol.L ⁻¹)	5,51.10 ⁻⁴	8,11.10 ⁻⁴	1,90.10 ⁻³	2,71.10 ⁻³
[HCOOH] _{eq} (mol.L ⁻¹)	1,95.10 ⁻³	4,19.10 ⁻³	2,31.10 ⁻²	4,73.10 ⁻²
Q _{r,eq}	1,56.10 ⁻⁴	1,57.10 ⁻⁴	1,56.10 ⁻⁴	1,55.10 ⁻⁴
- log Q _{r,eq}	3,81	3,80	3,81	3,81

Valeur moyenne de - log Q_{r,eq} : 3,81**5) Constante d'équilibre K**

a) $pK_{\text{exp}} = -\log K = -\log Q_{r,\text{eq}} = 3,81$

b) $K = 1,58.10^{-4}$ donc $pK_{\text{th}} = -\log K = 3,8$

écart relatif: inférieur à 1 % !!

<http://LaboTP.org><http://LaboTP.org><http://LaboTP.org>