

I. Quelques propriétés de l'acide salicylique (6,5 pts) Amérique du nord 2003

Partie A – Étude de la fonction acide

correction <http://labolycee.org> ©

I – Étude théorique

I.1.a) & b)

équation chimique		AH (aq) + H ₂ O (l) = A ⁻ (aq) + H ₃ O ⁺			
Etat du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
Etat initial	$x = 0$	C.V	Excès	0	0
En cours de transformation	x	$C.V - x$	Excès	x	x
Etat final (équilibre)	$x_{\text{éq}}$	$C.V - x_{\text{éq}}$	Excès	$x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$

$$\text{I.1)b) } [H_3O^+]_{\text{éq}} = [A^-(aq)]_{\text{éq}} = \frac{x_{\text{éq}}}{V}$$

$$[AH(aq)]_{\text{éq}} = \frac{C.V - x_{\text{éq}}}{V} = C - \frac{x_{\text{éq}}}{V} \quad \text{donc } [AH(aq)]_{\text{éq}} = C - [H_3O^+]_{\text{éq}}$$

$$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[A^-(aq)]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[AH(aq)]_{\text{éq}}} = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}^2}{C - [H_3O^+]_{\text{éq}}}$$

$$2) \sigma = \lambda_1 \cdot [H_3O^+]_{\text{éq}} + \lambda_2 \cdot [A^-(aq)]_{\text{éq}}$$

$$\sigma = (\lambda_1 + \lambda_2) \cdot [H_3O^+]_{\text{éq}}$$

II- Étude expérimentale

1. Préparation d'une solution titrée

II.1. Solution mère : $C_0 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

volume à prélever V_0

Solution fille : $C = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

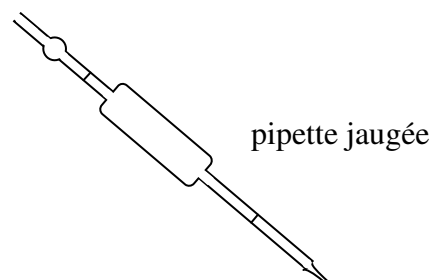
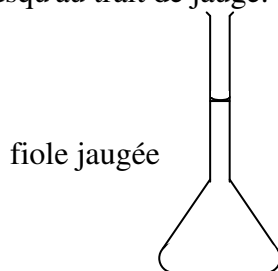
volume préparé V

Au cours d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve donc

$$C \times V = C_0 \times V_0$$

$$\text{soit } V_0 = V / 10.$$

On prélève à l'aide d'une pipette jaugée 10 mL de solution mère, que l'on verse dans une fiole jaugée de 100 mL. On ajoute de l'eau distillée jusqu'à la moitié de la fiole jaugée. On agite. Puis on poursuit l'ajout d'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On agite à nouveau afin d'homogénéiser la solution fille.



$$\text{II.2)a) } \sigma = (\lambda_1 + \lambda_2) \cdot [H_3O^+]_{\text{éq}}$$

$$\text{donc } [H_3O^+]_{\text{éq}} = \frac{\sigma}{\lambda_1 + \lambda_2}$$

$$[H_3O^+]_{\text{éq}} = \frac{7,18 \cdot 10^{-2}}{(35,0 + 3,62) \cdot 10^{-3}} = 1,859 \text{ mol.m}^{-3} \quad (\text{valeur non arrondie à mettre en mémoire dans calculatrice})$$

$$\text{soit } [H_3O^+]_{\text{éq}} = 1,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$Q_{r,\text{éq}} = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}^2}{C - [H_3O^+]_{\text{éq}}} = \frac{(1,859140342 \cdot 10^{-3})^2}{5,00 \cdot 10^{-3} - 1,859140342 \cdot 10^{-3}} = 1,10 \cdot 10^{-3} = 11,0 \cdot 10^{-4}$$

$$-\text{Lg}(Q_{r,\text{éq}}) = 2,96$$

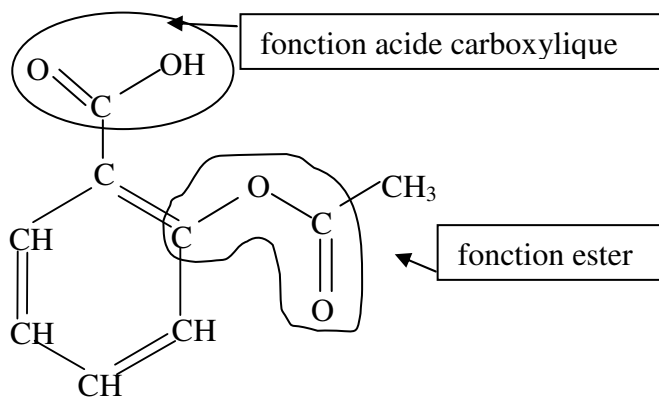
II.2)b) $[H_3O^+]_{\text{éq}}$ est plus grande pour l'acide salicylique que pour l'acide benzoïque (à concentration égale), donc on peut dire que l'acide salicylique se dissocie mieux dans l'eau que l'acide benzoïque. L'acide salicylique est plus fort que l'acide benzoïque. Il cède plus facilement son proton H^+ à l'eau.
 c) La constante d'acidité est égale au quotient de réaction à l'équilibre $Q_{r,\text{éq}}$ de réaction entre un acide et

l'eau, soit $K_A = \frac{[A_{(aq)}^-]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[AH(aq)]_{\text{éq}}} = Q_{r,\text{éq}}$

Pour retrouver les valeurs respectives des pKa des acides, on effectue la moyenne des trois $Q_{r,\text{éq}}$ pour chacun. Puis on calcule $-\lg(Q_{r,\text{éq}} \text{ moyen}) = \text{pKa}$.

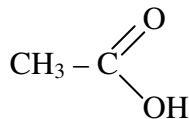
Partie B – Synthèse de l'aspirine

B.1)



2.a) A : acide éthanoïque ou acide acétique

B: eau H_2O



b) Cette réaction est appelée estérification, elle est lente et limitée.