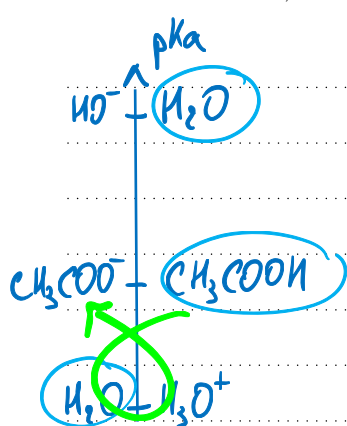
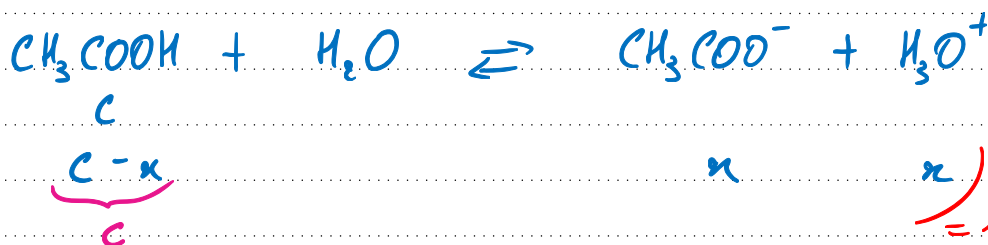


Ex I Acide faible

Calculer le pH et les concentrations des espèces présentes dans une solution d'acide éthanóïque pour les concentrations suivantes : $c_1 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$, $c_2 = 10^{-4} \text{ mol/L}$ et $c_3 = 10^{-7} \text{ mol/L}$. $pK_A = 4,8$.



On repère les espèces présentes pour déterminer la réaction prépondérante :



Hyp 1 = RP très peu avancée $C-x = C$

Hyp 2 = Autoprotolyse de l'eau négligée : $h = x$

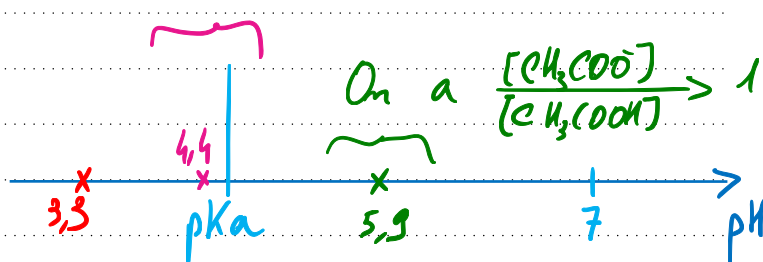
$$K_A = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$K_A = \frac{x^2}{C} = \frac{h^2}{C}$$

d'où $pH = \frac{1}{2} (pK_A + pC)$

On n'a pas $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} < \frac{1}{10}$

	pH	Hyp ①	Hyp ②
c_1	3,2	OK $pH < pK_A - 1$	OK $pH < 6,5$
c_2	4,4	✗	OK
c_3	5,9	✗	OK



On doit reprendre les calculs pour c_2 et c_3 sans l'hypothèse ① c'est-à-dire sans $C \gg x$.

$$K_A = \frac{x^2}{C-x}$$

$$x^2 + K_A x - K_A C = 0$$

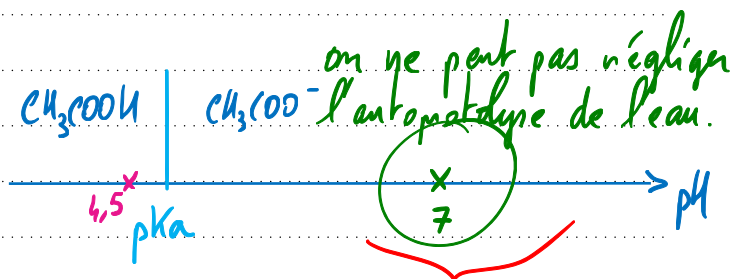
$$\Delta = K_a^2 + 4K_a c$$

$$x = \frac{-K_a \pm \sqrt{\Delta}}{2}$$

on doit avoir $x > 0$

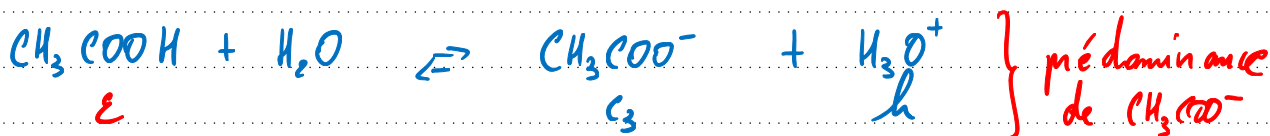
$$\Delta > K_a^2$$

	x	pH	Hyp 2
C_2	$3,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$	4,5	OK
C_3	$9,9 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$	7,0	$\times$



On reprend le calcul du pH pour C_3 , on ne peut pas négliger l'autoprotolyse de l'eau.

domaine de prédominance de CH_3COO^-



Autoprotolyse de l'eau + solution électriquement neutre :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{OH}^-]$$

$$h = C_3 + K_e/h$$

$$h^2 - C_3 h - K_e = 0$$

$$\Delta = C_3^2 + 4K_e$$

$$h = \frac{C_3 + \sqrt{\Delta}}{2}$$

$$h = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 6,8$$

Remarque : sans hypothèse, on doit résoudre le système suivant :

$$\begin{cases} K_a = \frac{x_3 h}{C_3 - x_3} \\ K_e = h \times w \quad \text{avec } w = [\text{OH}^-] \\ h = w + x_3 \end{cases}$$

on arrive à un polynôme de degré 3.