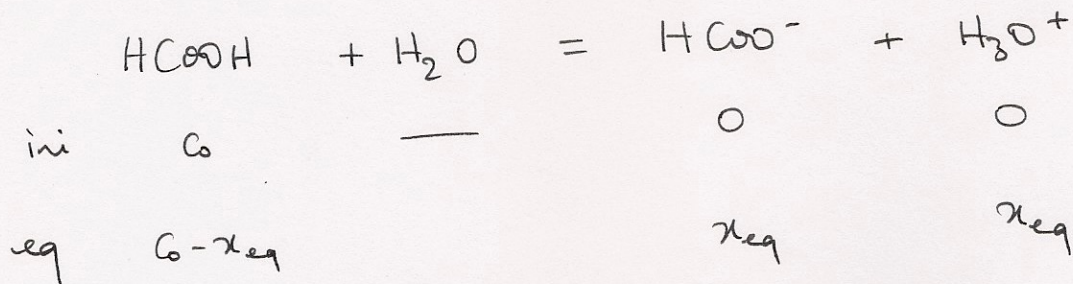


### Exercice 1 :

1) La réaction prépondérante qui a lieu (on néglige l'auto-protolyse) est :



D'où, à l'équilibre :  $K_A = \frac{x_{\text{eq}}^2}{C_0 - x_{\text{eq}}} = 10^{-3,8}$

Comme  $K_A \ll 1$ , il est raisonnable de supposer que  $x_{\text{eq}}$  sera négligeable devant  $C_0$ . On obtient alors :

$$x_{\text{eq}} = \sqrt{K_A C_0} = \sqrt{10^{-3,8} \cdot 10^{-1}} = \sqrt{10^{-4,8}} = 10^{-2,4}$$

( $10^{-2,4} \ll 10^{-1}$ , ce qui est cohérent avec notre hypothèse).

D'où  $\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log(x_{\text{eq}}) = \underline{2,4}$

Taux de dissociation :  $\alpha = \frac{x_{\text{eq}}}{C_0} = \frac{10^{-2,4}}{10^{-1}} = 10^{-1,4} \approx 4\%$

2) On a toujours :  $\frac{x_{\text{eq}}^2}{C_0 - x_{\text{eq}}} = 10^{-3,8}$

Si on fait l'hypothèse  $x_{\text{eq}} \ll C_0$ , on obtient :

$$x_{\text{eq}} = \sqrt{10^{-3,8} \cdot 10^{-2}} = \sqrt{10^{-5,9}} = 10^{-2,95} = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Rem :  $1,1 \cdot 10^{-3}$  n'est pas complètement négligeable devant  $10^{-2}$  : l'hypothèse  $x_{\text{eq}} \ll C_0$  commence à devenir limite ! Pour  $C_0 = 10^{-3} \text{ mol/L}$ , on n'aurait vraiment pas pu la faire.

$$\text{On a } \text{pH} = \log(x_{\text{eq}}) \\ = 2,95$$

et un taux de dissociation :

$$d = \frac{x_{\text{eq}}}{C_0} \\ = \frac{10^{-2,95}}{10^{-2}} \\ = 10^{-0,95} \\ = 11\%$$

ce qui est supérieur au taux de dissociation du a) :  
c'est normal : plus un acide faible est dilué, plus  
il se dissocie ("loi de dilution d'Ostwald").