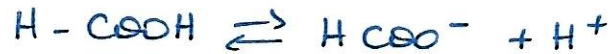
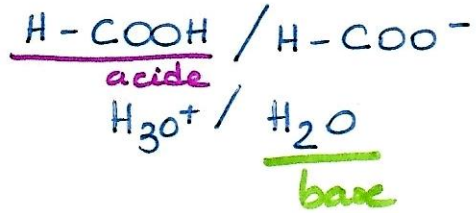


19 p 166

1) $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ acide méthanoïque.



2)

	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$			
Etat initial $x = 0 \text{ mol}$	$n_i(\text{HCOOH}) = 6,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$	solvant	0	0
Etat final théorique x_{max}	$6,0 \cdot 10^{-1} - x_{\text{max}} = 0$	solvant	x_{max}	x_{max}
Etat final expérimental x_f	$6,0 \cdot 10^{-1} - x_f = 5,9 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$	solvant	$x_f = 7,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$	$x_f = 7,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$n_i(\text{HCOOH}) = c \times V = 1,0 \times 0,60 = 6,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

3) Comme l'eau est le solvant HCOOH est le réactif limitant donc $6,0 \cdot 10^{-1} - x_{\text{max}} = 0$
 $x_{\text{max}} = \underline{6,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}}$

4) A partir de la valeur du pH :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,9} = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \times V$$

$$x_f = 1,3 \cdot 10^{-2} \times 0,60 = \underline{7,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

5) Voir tableau

6) $x_f < x_{\text{max}}$ $\xi = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{7,8 \cdot 10^{-3}}{6,0 \cdot 10^{-1}} = 1,3 \cdot 10^{-2} < 1$

la réaction n'est pas totale

7) d'acide méthanique est un acide faible dans l'eau.

22 p. 167

1)
$$K_A = \frac{[\text{A}^-]_{\text{eq}} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{AH}]_{\text{eq}} \times c^0}$$

2)

	AH	+ H ₂ O	↔	A ⁻	+ H ₃ O ⁺
Etat initial $x=0 \text{ mol}$	$n_i = c \times V$	solvant		0	0
Etat final x_f	$n_i - x_f$	solvant		x_f	x_f

Comme le volume est identique d'après le tableau on peut écrire :

$$n_f(\text{A}^-) = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = x_f$$

d'où $[\text{A}^-]_{\text{eq}} \times V = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times V$

donc $[\text{A}^-]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$

et $n_f(AH) = m_i - x_f$

$$[AH]_{eq} \times V = C \times V - [H_3O^+]_{eq} \times V$$

soit $[AH]_{eq} = C - [H_3O^+]_{eq}$

On remplace dans K_A pour l'écrire en fonction de $[H_3O^+]$:

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{(C - [H_3O^+]_{eq}) \times C^0} \quad C^0 = 1,0 \text{ mol. L}^{-1}$$

$$(C - [H_3O^+]_{eq}) \times K_A = [H_3O^+]_{eq}^2$$

$$[H_3O^+]_{eq}^2 + K_A \times [H_3O^+]_{eq} - C \times K_A = 0$$

soit $[H_3O^+]_{eq}^2 + 10^{-3,5} \times [H_3O^+]_{eq} - 1,0 \cdot 10^{-1} \times 10^{-3,5} = 0$

En posant $x = [H_3O^+]_{eq}$, on obtient l'équation du second degré: $x^2 + 10^{-3,5} \times x - 1,0 \cdot 10^{-1} \times 10^{-3,5} = 0$

l'équation est de la forme $ax^2 + bx + c = 0$

avec $a = 1$
 $b = 10^{-3,5}$
 $c = -1,0 \cdot 10^{-1} \times 10^{-3,5}$

de discriminant et $\Delta = b^2 - 4ac$

$$\Delta = (10^{-3,5})^2 - 4 \times 1 \times (-1,0 \cdot 10^{-1} \times 10^{-3,5})$$

$$\Delta = 1,3 \cdot 10^{-4}$$

comme $\Delta > 0$ il y a 2 solutions, seule la solution positive a un sens: $y = [H_3O^+]_{eq} = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2} = \frac{-10^{-3,5} + \sqrt{1,3 \cdot 10^{-4}}}{2}$

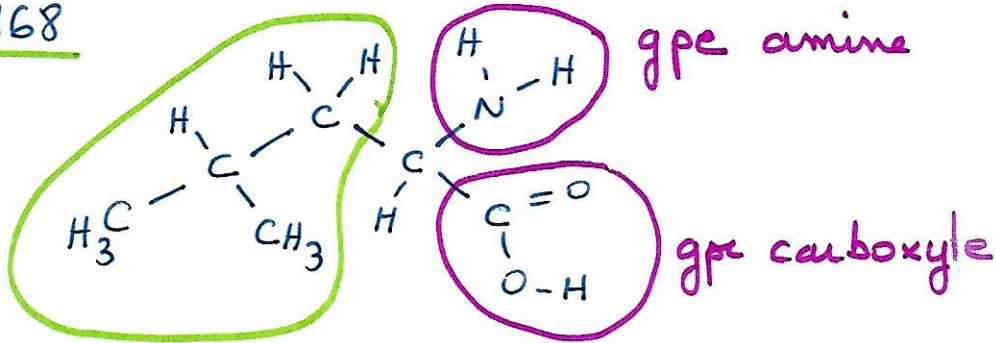
$[H_3O^+]_{eq} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1}$

$$3) \text{ pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = -\log (5,5 \cdot 10^{-3})$$

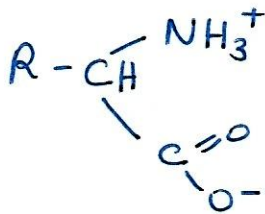
$$\underline{\text{pH} = 2,26}$$

25 p. 168

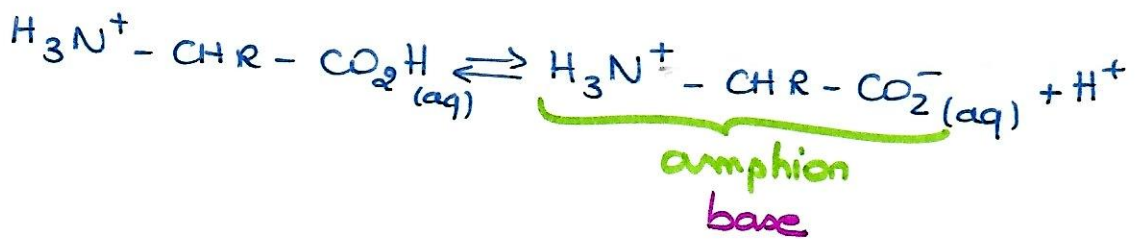
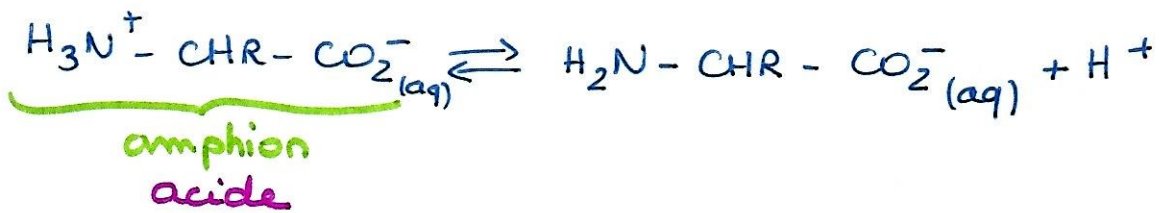
1)



2)



3)



4)

