

Exercice 1:

A.1. $\alpha = \frac{x_f}{x_m}$

A.2

	$AH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
E.I (mol)	$C \times V$	excès	0	0
En cours de trans (mol)	$C \times V - x$	excès	x	x
E.F (mol)	$C \times V - x_m$	excès	x_m	x_m

$C \times V - x_m = 0 \Rightarrow x_m = C \times V$

A.3.

E.F (mol)	$C \times V - x_f$	excès	x_f	x_f
	C		$[H_3O^+]_f \times V$	

D'après le tableau d'avancement: $x_f = [H_3O^+]_f \times V$

$x_f = \underset{1 \text{ mol/L}}{C^0} \times 10^{-pH} \times V = 10^{-pH} \times V$

A.4. $\alpha = \frac{x_f}{x_m} = \frac{10^{-pH} \times V}{C \times V} = \frac{10^{-pH}}{C} = \frac{10^{-4,5}}{1,0 \times 10^{-4}} = 0,32$

$\alpha < 1 \Rightarrow$ la réaction de l'acide AH sur l'eau est limitée donc l'acide est un acide faible

A.5.1.

$K_A = \frac{[A^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq} \times C^0 = 1 \text{ mol/L}} = \frac{C \times \alpha \times C \times \alpha}{C \times (1 - \alpha)}$

$K_A = \frac{C^2 \times \alpha^2}{C \times (1 - \alpha)} = \frac{C \times \alpha^2}{(1 - \alpha)}$

A.5.2. $K_A = \frac{1,0 \times 10^{-4} \times 0,32^2}{1 - 0,32} = 3,3 \times 10^{-6}$

$pK_A = -\log K_A = 5,5$

car $[A^-]_{eq} = [H_3O^+]_{eq}$

Exercice 2:

B.2.1

$C_2H_4O_2$ majoritaire

$C_2H_3O_2^-$ majoritaire

$pK_A = 4,8$

$\rightarrow pH$

2

B.2.2.

$$K_A = \frac{[C_2H_3O_2^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[C_2H_4O_2]_{eq} \times C_{\text{init}}}$$

B.2.3.

$$\log K_A = \log \frac{[C_2H_3O_2^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[C_2H_4O_2]_{eq}}$$

$$\log K_A = \log \frac{[C_2H_3O_2^-]_{eq}}{[C_2H_4O_2]_{eq}} + \log [H_3O^+]_{eq}$$

$$\rightarrow \log K_A = - \log \frac{[C_2H_3O_2^-]_{eq}}{[C_2H_4O_2]_{eq}} - \log [H_3O^+]_{eq}$$

$$pK_A = - \log \frac{[C_2H_3O_2^-]_{eq}}{[C_2H_4O_2]_{eq}} + pH$$

$$pH = pK_A + \log \frac{[C_2H_3O_2^-]_{eq}}{[C_2H_4O_2]_{eq}}$$

B.2.4. Question difficile:

Réaction entre l'acide $C_2H_4O_2$ et l'eau:

$(1,60 \times 10^{-3} \text{ mol/L})$



EI (mol)	$C \times V$	excès	0	0
En cours de trans (mol)	$C \times V - x$	excès	x	x
EF (mol)	$C \times V - x_f$	excès	x_f	x_f
	$C \times V - [H_3O^+]_f \times V$		$[H_3O^+]_f \times V$	$[H_3O^+]_f \times V$

$$[C_2H_4O_2]_{eq} = \frac{n(C_2H_4O_2)_{eq}}{V} = \frac{C \times V - [H_3O^+]_f \times V}{V} = C - [H_3O^+]_{eq}$$

$$[C_2H_3O_2^-]_{eq} = \frac{n(C_2H_3O_2^-)_{eq}}{V} = \frac{[H_3O^+]_f \times V}{V} = [H_3O^+]_{eq}$$

$$K_A = \frac{[C_2H_3O_2^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[C_2H_4O_2]_{eq}}$$

d'où

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

[H₃O⁺] est l'inconnue d'une équation du 2nd degré.

Expression de l'équation du 2nd degré

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

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

$$\hookrightarrow K_A = 10^{-pK_A} = 10^{-4,8} = 1,58 \times 10^{-5}$$

$$\hookrightarrow K_A \times C = 1,58 \times 10^{-5} \times 1,60 \times 10^{-3} = 2,54 \times 10^{-8} \text{ (mol/L)}$$

$$d'où [H_3O^+]_{eq}^2 + 1,58 \times 10^{-5} \times [H_3O^+]_{eq} - 2,54 \times 10^{-8} = 0$$

$$a = 1$$

$$b = 1,58 \times 10^{-5}$$

$$c = -2,54 \times 10^{-8}$$

les 2 solutions sont: [H₃O⁺]_f = 1,52 × 10⁻⁴ mol/L

$$[H_3O^+]_f = -1,67 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \leftarrow$$

(solution < 0 donc impossible)

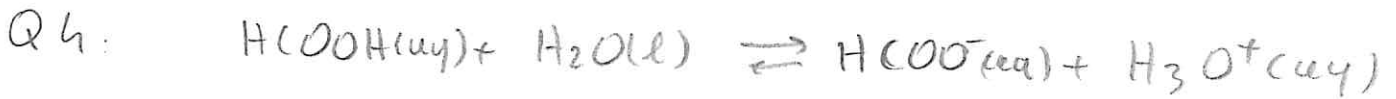
$$pH = -\log \frac{[H_3O^+]_{eq}}{C^0} = -\log (1,52 \cdot 10^{-4}) = 3,8$$

C⁰ " 1 mol/L

• pH ∉ [5,5; 6,5] donc la norme n'est pas respectée.

Exercice 3:

(4)



Q5:
$$K_A = \frac{z_b^2 \times C_A}{(1 - z_b) \times C^0}$$

$$K_A(1 - z_b) \times C^0 = z_b^2 \times C_A$$

→ $C_A \times z_b^2 + K_A \times C^0 \times z_b - K_A \times C^0 = 0$
équation du 2nd degré:

avec $a = C_A$

$$b = K_A \times C^0$$

$$c = -K_A \times C^0$$

donc

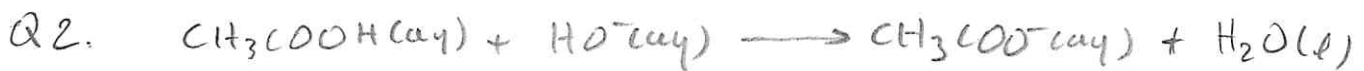
$A = C_A$
$B = K_A \times C^0$
$C = -K_A \times C^0$

Q10. $\tau_{\text{eau}1} = -0,046 < 0$ solution impossible ($z > 0$)

$$\tau_{\text{eau}2} = 0,044$$

donc $z < 1$ donc la réaction entre l'acide méthanoïque et l'eau est limitée donc l'acide méthanoïque est un acide faible

Exercice 4:



Q3. $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ $C_B = 0,10 \text{ mol/L}$ A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stoechiométrique de l'équation de la réaction de dosage donc .../...

CH_3COOH $C_A = ?$ $V_S = 10,0 \text{ mL}$

$$\frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{intro}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé à l'eq}}}{1}$$

$$C_S \times V_A = C_B \times V_{\text{eq}}$$

$$C_S = \frac{C_B \times V_{\text{eq}}}{V_A}$$

d'après le graphique:

$$\left. \begin{array}{l} 6,4 \text{ cm} \leftrightarrow V_{\text{eq}} \\ 11,4 \text{ cm} \leftrightarrow 25 \text{ ml} \end{array} \right\} V_{\text{eq}} = \frac{25 \times 6,4}{11,4} = 14 \text{ ml}$$

$$C_S = \frac{0,10 \times 14}{10,0} = 0,14 \text{ mol/L}$$

la solution a été diluée 10 fois donc $C_{\text{com}} = 10 \times C_S$

$$\frac{\text{g/L}}{\text{L}} \quad C_{\text{com}} = 1,4 \text{ mol/L}$$

$$\begin{aligned} Q4: \rho_m(\text{CH}_3\text{COOH}) &= \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{m(\text{vinaigre})} = \frac{C_m(\text{CH}_3\text{COOH}) \times V}{\rho(\text{vinaigre}) \times V} \\ &= \frac{C_{\text{com}} \times M(\text{CH}_3\text{COOH})}{\rho(\text{vinaigre})} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M(\text{CH}_3\text{COOH}) &= 2 \times M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) + 4 \times M(\text{H}) \\ &= 2 \times 12,0 + 2 \times 16,0 + 4 \times 1,0 = 60,0 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\rho_m(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{1,4 \times 60,0}{1,01 \times 10^3} = 0,083 = 8,3\%$$

$$\bullet \text{ z-score: } \frac{|\rho_{m,\text{exp}} - \rho_{m,\text{ref}}|}{u(\rho_m)} = \frac{|8,3 - 8,01|}{0,2} = 1,5 < 2 \text{ donc}$$

la valeur expérimentale est compatible avec la valeur de référence.

Q.5.



E.I (mol)	$C_s \times V$	$x \times V$	0	0
E.n.c.a.v.s de l'équation	$C_s \times V - x$	$x \times V$	x	x
E.F (mol)	$C_s \times V - x_f$	$x_f \times V$	x_f	x_f
	$C_s \times V - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times V$		$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times V$	$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times V$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}} = \frac{n(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{eq}}}{V} = \frac{C_s V - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times V}{V} = C_s - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}} = \frac{n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_{\text{eq}}}{V} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times V}{V} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$$

$$K_A = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}} \times C^0} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^2}{(C_s - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}) \times C^0}$$

$$26: \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^2 + K_A \times C^0 \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} - K_A \times C_s \times C^0 = 0$$

$$a = 1 \quad \frac{1 \text{ mol}}{\text{L}}$$

$$b = K_A \times C^0 = 10^{-pK_A} = 10^{-9,8} = 1,6 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$c = -K_A \times C_s \times C^0 = -1,6 \times 10^{-5} \times 0,14 = 2,2 \times 10^{-6} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$$

2 solutions: $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 0,0015 \text{ mol/L}$

$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = -0,0015 \text{ mol/L} < 0$ donc solution impossible.

$$\text{pH}_s = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{C^0} = -\log \frac{0,0015}{1 \text{ mol/L}} = 2,8$$

Par lecture graphique, on lit: $\text{pH}(0) \cong 2,8$ donc la valeur calculée est cohérente.

Exercices:

3. $C(A.L.) = \frac{n(A.L.)}{V} = \frac{m(A.L.)}{V \times M(A.L.)} =$

or $\rho(\text{solution}) = \frac{m(\text{solution})}{V}$ donc $V = \frac{m(\text{solution})}{\rho(\text{solution})}$ ← g/L

donc $C(A.L.) = \frac{m(A.L.)}{\frac{m(\text{solution})}{\rho(\text{solution})} \times M(A.L.)} = \frac{m(A.L.) \times \rho(\text{solution})}{m(\text{solution}) \times M(A.L.)}$

$C(A.L.) = \frac{1,75 \times 1,00 \times 10^3}{100 \times 90,1} = 0,19 \text{ mol/L}$

4. Espèce capable de céder un proton H^+ (polyacide: cède plusieurs protons H^+).

5. acide faible $pH > -\log C$

$-\log C = -\log 0,20 = 0,70$
 $pH = 2,3$ } $pH > -\log C$ donc l'acide l'actique est un acide faible.

S, F.	$AH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$		
EI (mol)	CV excès	0	0
En cours de réaction (mol)	$CV - x$ excès	x	x
EF (mol)	$CV - x_f$ $CV - \sum [H_3O^+]_{eq} \times V$ excès $CV - C^0 \times 10^{-pH} \times V$	x_f $\sum [H_3O^+]_{eq} \times V$ $C^0 \times 10^{-pH} \times V$	x_f $\sum [H_3O^+]_{eq} \times V$ $C^0 \times 10^{-pH} \times V$

8.

$K_A = \frac{[A^-]_{eq} \times \sum [H_3O^+]_{eq}}{\sum [AH]_{eq}}$ o.o.o./o.o.o.

$$\bullet [AH]_{eq} = \frac{n(AH)_{eq}}{V} = \frac{C \cdot V - \overset{1 \text{ mol/L}}{C^0} \times 10^{-pH} \times V}{V} = C - 10^{-pH}$$

$$[A^-]_{eq} = \frac{n(A^-)_{eq}}{V} = \frac{\overset{1 \text{ mol/L}}{C^0} \times 10^{-pH} \times V}{V} = 10^{-pH}$$

$$\text{donc } K_A = \frac{(10^{-pH})^2}{C - 10^{-pH}} = \frac{(10^{-2,3})^2}{0,2 - 10^{-2,3}}$$

$$K_A = 1,3 \times 10^{-4}$$

$$\bullet pK_A = -\log K_A = -\log 1,3 \times 10^{-4} = 3,9 = pK_{A \text{ ref}}$$

La valeur du pK_A expérimental est cohérente avec la valeur de référence

3.1. a D'après le tableau d'avancement:

$$n(AH)_{eq} = C \cdot V - x_{eq}$$

$$n(A^-)_{eq} = C \cdot V - n(AH)_{eq}$$

$$\text{donc } C \cdot V = n(AH)_{eq} + n(A^-)_{eq}$$

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

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

$$\bullet K_A = \frac{[A^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq}}$$

$$\log K_A = \log \frac{[A^-]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq}}$$

$$\log K_A = \log \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} + \log [H_3O^+]_{eq}$$

$$-\log K_A = -\log \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} - \log [H_3O^+]_{eq}$$

$$pK_A = -\log \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} + pH$$

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}$$

Q.2.

$$\% AH = 100 \times \frac{[AH]_{eq}}{C}$$

$$\% AH = 100 \times \frac{[AH]_{eq}}{[AH]_{eq} + [A^-]_{eq}}$$

$$\% AH = \frac{100}{\frac{[AH]_{eq} + [A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}} = \frac{100}{1 + \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}}$$

or $pH = pK_A + \log \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}$

$$\log \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} = pH - pK_A$$

donc $\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} = 10^{pH - pK_A}$

d'où $\% AH = \frac{100}{1 + 10^{pH - pK_A}}$

Q.3. pour $pH = 0$ $\% AH = \frac{100}{1 + 10^{0 - 3,9}} = 100\%$ donc

la courbe 1 correspond à $\% AH$

• $pH = pK_A + \log \frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}$ si $[A^-]_{eq} = [AH]_{eq}$ alors

$pH = pK_A + \log 1 = pK_A$ donc on se place à 50% AH et 50% A⁻ sur l'ordonnée → l'abscisse vaut ≈ 3,9