

Exercices solutions aqueuses

Exercice 1:

1-a- HCl est un acide fort
 $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
 C grande, on peut négliger l'autoprotolyse de l'eau d'où $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$

$$\text{pH} = -\log C = 1$$

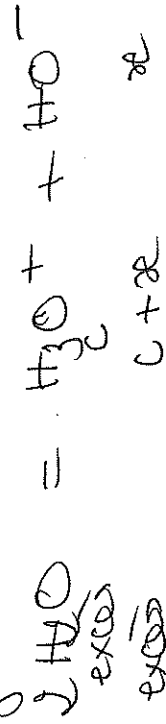
b- $C = 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1} \ll 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$
 on peut négliger les H_3O^+ apportés par la dissociation de l'acide dans l'eau -

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e} = 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$$

$\text{pH} = 7$ seule l'autoprotolyse de l'eau est à prendre en compte.

$$c- C = 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$$

on ne peut pas négliger l'autoprotolyse de l'eau.

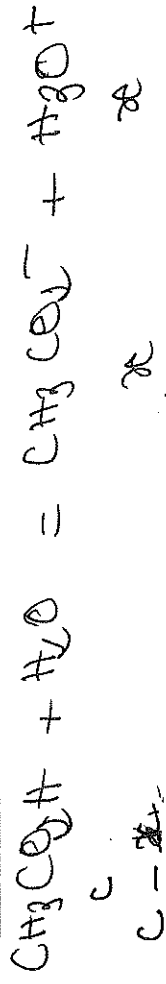


$$K_e = x(C+x) \quad x = 6,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,6 \cdot 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$$

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

2- solution d'acide éthanóïque



$$\text{Cste d'eq} \quad K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]} = 10^{-4,7}$$

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

→ pour $C = 0,05 \text{ mol.l}^{-1}$, on peut faire l'hypothèse que $x \ll C$
 $x^2 \approx K_a C$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1}{2} - \frac{1}{2}(\text{p}K_a + \text{p}C)$$

$$\text{A.N.: pH} = 3$$

$$x = 10^{-3} < \frac{C}{50} \quad \text{hypothèse vérifiée}$$

②

③ → pour $c = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$, la concentration est trop faible pour vérifier $x \ll c$ (à retenir, pour un acide est dilué, pour il est dissocié) Il faut résoudre l'équation du second degré (calculatrice)

$$x = 7,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\text{pH} = 4,5 \quad (\text{bien} < 7)$$

3- Solution d'ammoniac:



$$\begin{array}{ccc} c & & x \\ c-x & & x \end{array}$$

$$\text{Gte d'eq} \quad K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x}{c-x}$$

$$K_b = 10^{-4,7} \ll 1 \quad \text{cte de basicité}$$

$$K_b = \frac{x^2}{c-x}$$

On peut faire l'hypothèse $x \ll c$

④

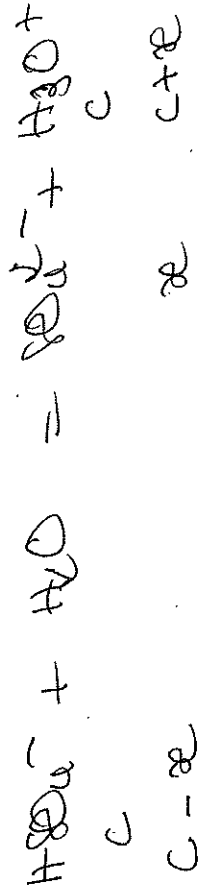
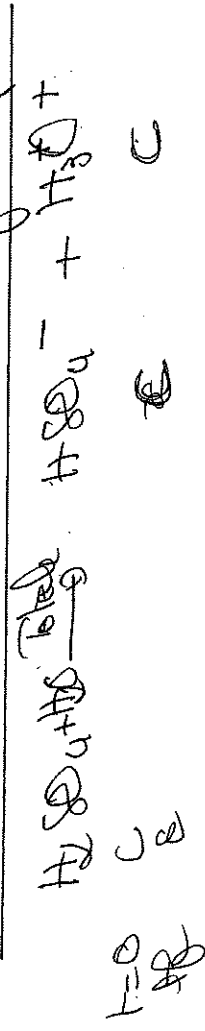
$$K_b = \frac{x^2}{c}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = \frac{1}{2}(\text{p}K_b + \text{p}c)$$

$$\text{pOH} = 3 \quad x < \frac{c}{10} \quad \text{hyp vérifiée}$$

$$\text{pH} = 11 \quad (\text{bien} > 7)$$

4- Solution d'acide sulfurique:



$$K_a = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]} = \frac{x(c+x)}{c-x}$$

Par résolution à la calculatrice, on a:

$$x = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,46 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

$$\text{pH} = 1,8$$

Rémi:

Parfois on considère H_2O
comme un diacide fort.

Dans ce cas : réaction totale



$K = 0$ excs 10^{-14} 0

H_2O 0 excs 10^{-14} 0

$$[H_3O^+] = 10^{-7} = 1 \cdot 10^{-7}$$

$$pH = -\log(10^{-7})$$

$$pH = 7$$

(4)

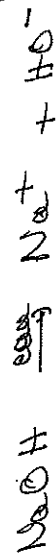
2. Dosage de l'acide éthanóïque.

$V_0 = 50 \text{ mL}$ de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ de conc $C_0 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

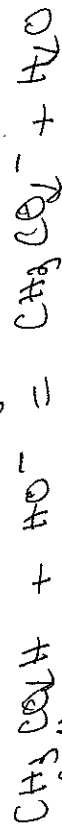
par NaOH $C_b = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

1 - Electrode de verre: Electrode de mesure
Electrode au calomel saturé = Electrode de référence.

2 - NaOH étant une base forte



Réaction de dosage:



$C_0 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$C_b = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$K^0 = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}][\text{HO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_A}{K_E} = 10^{9,2} \gg 1$$

La réaction est quantitative

3 - L'équivalence du dosage est obtenue lorsque tout l'acide initialement présent a réagi.

On a donc $C_b V_E = C_0 V_0$

$$V_E = \frac{C_0 V_0}{C_b}$$

$$\text{A.N. } V_E = 12,5 \text{ mL}$$

(5)

4 - $V = 0$:

Solution d'ac. éthanóïque de concentration C_0



$$K^0 = K_A = 10^{-4,8} \ll 1$$

On peut faire l'hypothèse que la réaction est peu déplacée vers la droite et donc

$$K_A = \frac{x^2}{C_0 - x} \approx \frac{x^2}{C_0}$$

$$\text{pH} = -\log x = \frac{1}{2} (\text{p}K_A + \text{p}C_0)$$

A.N.: $\text{pH} = 3,1$ on vérifie bien que $x \ll C_0$

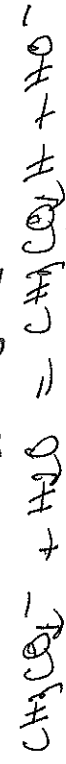
$$V = 50 \text{ mL} \quad [\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = [\text{CH}_3\text{CO}_2^-] \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_A = 4,8$$

$V = V_E$: Solution de CH_3CO_2^- de concentration

$$C_b = \frac{C_0 V_0}{V_0 + V_E} = \frac{5 \cdot 10^{-2}}{50 + 50} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$K^0 = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}][\text{HO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_E}{K_A} = 10^{-9,2} = K_B$$



$$K_B = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

$$x = 5 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{pH} = 5,3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,3 = 8,7$$

5- On mesure, à l'aide d'une cellule de conductimétrie, la résistance d'une portion de solution comprise entre 2 plaques de platine.

VS γ :

On ajoute des Na^+ .

On ajoute des OH^- qui sont tous les ions concernés par la réaction de titrage au cours de laquelle on crée des ions CH_3COO^- .
 $\Rightarrow$ la conductivité augmente

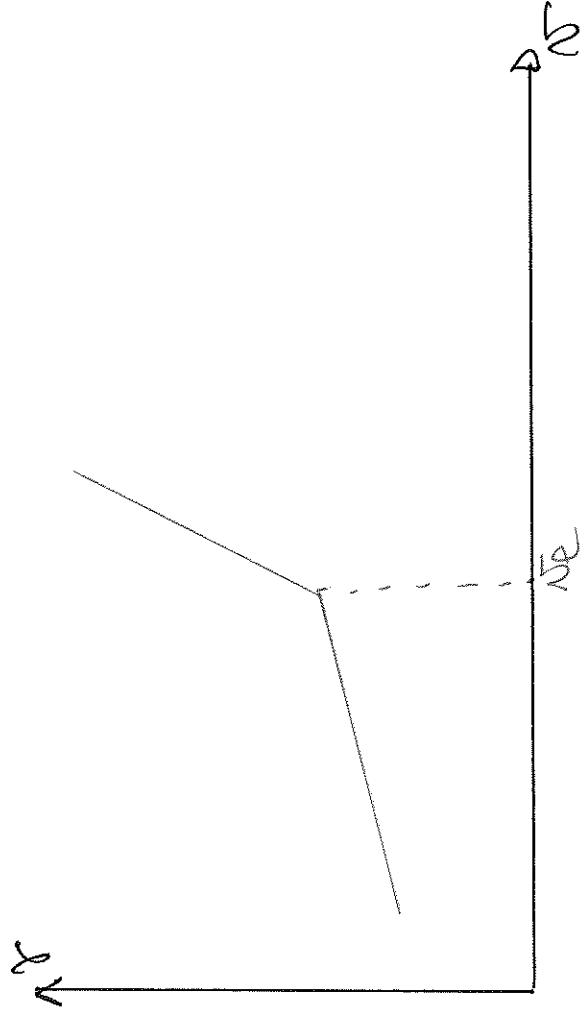
$$\gamma = \frac{C_0 V}{V_0 + V} + \frac{C_0 V}{V_0 + V} + C_0 V$$

VS V :

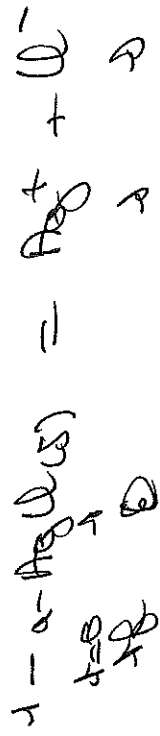
On ajoute des Na^+ et des OH^- qui rentrent dans le milieu réactionnel $\Rightarrow \gamma$ augmente plus fortement que dans la

1ère phase car $\text{d}0\text{H}^- = 4 \text{dNa}^+$

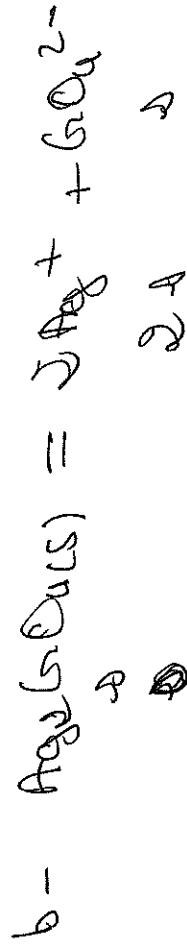
$$\gamma = \frac{C_0 V}{V_0 + V} + \frac{C_0 V}{V_0 + V} + \frac{C_0 V}{V_0 + V} + \frac{C_0 V}{V_0 + V}$$



Ex 3:



$$K_{sp} = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$K_{sp} = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}]$$

$$K_{sp} = 4x^3$$

$$x = \left(\frac{K_{sp}}{4} \right)^{1/3} = 7,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$C = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_{sp} = x(x + C)$$

or $x < \text{solubilité de l'eau}$

pure d'où x négligeable devant C

$$K_{sp} \approx xC$$

$$x = \frac{K_{sp}}{C} = 10^{-6,72} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$x = 1,9 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$