

pH des solutions aqueuses

Exercice N°1 :

On dispose d'une solution aqueuse (S_1) d'ammoniac (NH_3) de concentration molaire $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Son pH est égal à $pH = 11,1$.

1°/ a) Montrer que l'expression du pH d'une solution moyennement diluée de base forte est $pH = pK_e + \log c$.

b) Montrer que l'ammoniac est une base faible.

2°/ a) Montrer que le taux d'avancement de la réaction d'ionisation de l'ammoniac est donné par la

$$\text{relation : } \tau_f = \frac{10^{(pH - pK_e)}}{C_1} \text{ . Calculer sa valeur.}$$

b) Montrer que l'ammoniac est faiblement ionisé dans (S_1).

3°/ a) Comment préparer une solution (S_2) de volume $V_2 = 100 \text{ mL}$ et de concentration molaire $C_2 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. Détailler le protocole expérimental.

Matériel en disposition :

- ♥ La solution S_1 .
- ♥ Pipettes jaugées de 2ml et 10ml.
- ♥ Fioles jaugées de 100mL et de 250mL.

- b) Le pH de la solution (S_2) est $pH = 10,6$. Déterminer le taux d'avancement final de la réaction de l'ammoniac avec l'eau dans le cas de la solution (S_2).
- c) Conclure quant à l'effet d'une dilution sur l'ionisation de l'ammoniac.

www.BAC.org.tn
 Page BAC-TUNISIE
 Tél: 25 351 197 / 53 371 502

Exercice N°2 :

On prépare les deux solutions aqueuses suivantes :

- ♥ (S_1) : solution aqueuse d'un acide A_1H de concentration molaire C_1 .
- ♥ (S_2) : solution aqueuse d'un acide A_2H de concentration molaire C_2 .

Ces deux solutions ont le même pH de 3,2.

1°/ On prélève un volume $V = 20 \text{ mL}$ de chaque solution. Calculer le nombre de moles d'ions H_3O^+ contenu dans chaque prélèvement.

2°/ On ajoute de l'eau distillée à chaque prélèvement de façon à obtenir deux solutions (S'_1) et (S'_2) de même volume $V = 100 \text{ mL}$. La mesure des pH des deux solutions donne $pH(S'_1) = 3,9$ et $pH(S'_2) = 3,55$.

- a) Calculer le nombre de moles d'ion H_3O^+ dans (S'_1) et dans (S'_2).
- b) En déduire que A_1H est un acide fort et A_2H est un acide faible.
- c) Appliquer l'expression du pH d'une solution d'un acide fort pour trouver la variation du pH lorsqu'on dilue cette solution cinq fois. Déduire alors que A_1H est un acide fort.
- d) Calculer C_1 .

3°/ a) Montrer que le taux d'avancement final de l'acide A_2H dans (S_2) est donné par

$$\tau_f = \frac{10^{-pH}}{C_2}$$

- b) Sachant que $C_2 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. En déduire que l'acide A_2H est faiblement dissocié dans (S_2).

Exercice N°3 :

On dispose de trois solutions aqueuses S_1 , S_2 et S_3 :

Solution	C (mol.L ⁻¹)	pH
S_1 (HCl)	C_1	2,9
S_2 (CH ₃ COOH)	$C_2 = 0,1$	2,9
S_3 (NH ₃)	$C_3 = 5.10^{-2}$	10,95

www.BAC.org.tn
Page BAC-TUNISIE
Tél: 25 361 197 / 53 371 502

1°/ Montrer que l'acide éthanóïque CH₃COOH est faible.

2°/ a) Sachant que l'acide chlorhydrique HCl est un acide fort, comparer les concentrations C_1 et C_2 . Justifier.

b) Déterminer C_1 .

3°/ On considère S_2 :

a) Calculer le taux final d'avancement de la réaction de l'acide éthanóïque dans l'eau.

b) En déduire le pKa du couple CH₃COOH/ CH₃COO⁻.

4°/ On fait la dilution d'un volume V_0 de la solution S_3 de concentration $C_0 = C_3$ en additionnant de l'eau pour obtenir une solution S_3' de concentration $C_3' = 2,5.10^{-3}$ mol.L⁻¹.

♥ Décrire le protocole expérimental qui permet d'obtenir S_3' à partir de S_3 .

♥ Dans quel sens varie le taux d'avancement par addition de l'eau. Justifier la réponse.

• Faire jauger de 25 ml et de 250 ml
• pipetter jauger de 5 ml et de 10 ml

Exercice N°4 :

Une solution aqueuse (S_1) de concentration molaire C_1 et de pH₁ = 3,5 est obtenue en dissolvant un volume V_1 de chlorure d'hydrogène gazeux dans 200 cm³ d'eau.

1°/ Montrer en précisant les approximations utilisées que le pH de la solution aqueuse d'un mono acide fort est donné par la relation $\text{pH} = -\log C$.

2°/ a) Calculer les concentrations molaires de toutes les entités chimiques présentes autre que l'eau dans la solution.

b) Déduire C_1 .

3°/ Déterminer le volume V_1 . ($V_M = 24 \text{ L mol}^{-1}$)

4°/ On prélève $V_2 = 0,1 \text{ L}$ de la solution (S_1) au quel on ajoute un volume V_3 d'eau. On obtient une solution (S_2) de pH₂ = 4,2.

a) Calculer la nouvelle concentration C_2 de la solution (S_2).

b) Déduire le volume V_3 d'eau ajoutée.

c) Quelle est l'effet d'une dilution sur l'ionisation du chlorure d'hydrogène.

Exercice N°5 :

Le pKa de l'acide éthanóïque CH₃CO₂H est égal à 4,8 est celui de l'acide hypochloreux HClO est égal à 7,5.

On considère de solution (S_1) d'acide éthanóïque et (S_2) d'acide hypochloreux de même concentration molaire. Le pH de (S_1) est égal à 2,87, le pH de (S_2) est égal à 4,25.

1°/ Calculer la concentration molaire initiale des deux solutions d'acide.

2°/ Calculer les taux d'avancement final de la réaction de chacun des deux acides avec l'eau.

3°/ Comparer la force des deux acides d'après :

a) Les valeurs des constantes d'acidité.

b) Les valeurs du taux d'avancement final de la réaction de chacun des deux acides avec l'eau.

le...

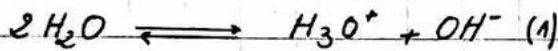
www.BAC.org.tn

Page BAC-TUNISIE

Tél: 25 361 197 / 53 371 502

pH des solutions aqueusesExercice n°1

1) a)



$t=0$ C excès 0 $10^{-\frac{pK_e}{2}}$ (mol/L)

t_f C - y_f excès y_f $10^{\text{pH}-pK_e}$ (mol/L)

est une base faible

même méthode

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-pK_e} = 10^{11,1-14}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}^{-1}$$

$[\text{OH}^-] < C$ alors NH_3 est

une base faible

$$[\text{OH}^-] = [\text{OH}^-]_{(1)} + [\text{OH}^-]_{(2)}$$

$$[\text{OH}^-]_{(1)} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{OH}^-]_{(2)}$$

milieu basique qui n'est pas trop diluée $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{OH}^-]$

donc $[\text{OH}^-] = [\text{OH}^-]_{(2)} = y_f$

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{y_f \cdot V}{y_{\text{max}} \cdot V} = \frac{y_f}{y_{\text{max}}}$$

avec $y_{\text{max}} = C$

$$\Rightarrow \tau_f = \frac{y_f}{C}$$

la base est forte $\Rightarrow \tau_f = 1$

$$\Rightarrow y_f = C$$

$$\text{par suite } [\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-pK_e} = C$$

$$\Rightarrow \text{pH} - pK_e = \log C$$

$$\Rightarrow \text{pH} = pK_e + \log C$$

$$\text{b) } \text{NH}_3 \begin{cases} C_1 = 10^{-1} \text{ mol/L} \\ \text{pH} = 11,1 \end{cases}$$

2ème méthode

Si NH_3 est une base forte

$$\text{pH} = pK_e + \log C_1 = 13$$

Or $\text{pH} = 11,1 \neq 13$ alors NH_3

2) a)

$$\tau_f = \frac{y_f}{C} \text{ avec } y_f = [\text{OH}^-] = 10^{\text{pH}-pK_e}$$

$$\Rightarrow \tau_f = \frac{10^{\text{pH}-pK_e}}{C}$$

$$\tau_f = 1,26 \cdot 10^{-2}$$

b) $\tau_f < 5 \cdot 10^{-2}$ alors NH_3 est faiblement ionisée dans (S₁).

3) ...

$$\text{a) } \begin{cases} C_2 = 10^{-2} \text{ mol/L} \\ C_1 = 10^{-1} \text{ mol/L} \end{cases}$$

$$\frac{C_2}{C_1} = \frac{10^{-2}}{10^{-1}} = \frac{1}{10} \Rightarrow C_2 = \frac{C_1}{10}$$

donc pour obtenir la solution (S₂) on prélève un volume V_1 de (S₁) soumis à une dilution au dixième

$$(S_1) \begin{cases} C_1 \\ V_1 \end{cases} \xrightarrow{\text{eau}} \begin{cases} C_2 \\ V_2 \end{cases}$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}$$

$$V_2 = 10 V_1 \text{ (dilution au dixième)}$$

Matériel utilisé

fiole jaugée de 100 mL, pipette jaugée de 10 mL et eau distillée

Démarche expérimentale.

A l'aide de la pipette on prélève 10 mL du contenu de (S₁). On l'introduit dans la fiole jaugée de 100 mL, puis on ajuste le volume à 100 mL en ajoutant de l'eau distillée tout en agitant.

$$b) \begin{cases} C_2 = \frac{C_1}{10} = 10^{-2} \text{ mol/L} \\ (S_2) \quad \begin{cases} \text{pH}_2 = 10,6 \\ \tau_{af} = 10^{\text{pH}_2 - \text{p}K_a} \end{cases} \end{cases}$$

$$\tau_{af} = \frac{10^{-3,4}}{10^{-2}} = 4 \cdot 10^{-2}$$

c) $\tau_{af} > \tau_{af}$ donc la dilution favorise l'ionisation de NH₃

Exercice n°2

$$1) \begin{cases} (S_1) \quad \begin{cases} V = 20 \text{ mL} \\ C_1 = ? \\ \text{pH} = 3,2 \end{cases} \quad (S_2) \quad \begin{cases} V = 20 \text{ mL} \\ C_2 = ? \\ \text{pH} = 3,2 \end{cases} \end{cases}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,2} = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$n(H_3O^+) = [H_3O^+] \cdot V = 6,31 \cdot 10^{-4} \times 2 \cdot 10^{-2}$$

$$n(H_3O^+)_{(S_1)} = n(H_3O^+)_{(S_2)} = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$2) a) \begin{cases} (S'_1) \quad \begin{cases} V' = 100 \text{ mL} \\ C'_1 = ? \\ \text{pH}'_1 = 3,9 \end{cases} \quad (S'_2) \quad \begin{cases} V' = 100 \text{ mL} \\ C'_2 = ? \\ \text{pH}'_2 = 3,55 \end{cases} \end{cases}$$

$$\begin{aligned} n(H_3O^+)_{(S'_1)} &= [H_3O^+]_{(S'_1)} \cdot V' \\ &= 10^{-\text{pH}'_1} \cdot V' \\ &= 10^{-3,9} \cdot 0,1 \end{aligned}$$

$$n(H_3O^+)_{(S'_1)} = 1,26 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} n(H_3O^+)_{(S'_2)} &= [H_3O^+]_{(S'_2)} \cdot V' \\ &= 10^{-\text{pH}'_2} \cdot V' \\ &= 10^{-3,55} \cdot 0,1 \end{aligned}$$

$$n(H_3O^+)_{(S'_2)} = 2,82 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$b) \cdot n(H_3O^+)_{(S'_1)} = n(H_3O^+)_{(S_1)}$$

La dilution n'augmente pas

$n(H_3O^+)$ puisque l'acide A₁H est déjà totalement ionisé dans (S₁) alors A₁H est un acide fort

$\cdot n(H_3O^+)_{(S'_2)} > n(H_3O^+)_{(S_2)}$
La dilution augmente $n(H_3O^+)$ donc l'acide A₂H n'est pas totalement ionisé dans (S₂)

alors A₂H est un acide faible

c) Pour une solution (S)

d'acide fort $\text{pH} = -\log C$

On dilue la solution (S)

cinq fois (dilution au cinquième,

(S) eau → (S')

$C \rightarrow C' = \frac{C}{5}$

Tél : 25 351 197 / 53 371 502

Avant dilution

$$pH_1 = -\log C$$

Après dilution

$$pH'_1 = -\log C' = -\log \frac{C}{5}$$

$$= -\log C + \log 5$$

$$pH' = pH + \log 5$$

$$\Delta pH = pH' - pH = \log 5 = 0,7$$

$$V(S_1) = 20 \text{ mL}$$

$$V(S'_1) = 100 \text{ mL} \Rightarrow V(S'_1) = 5V(S_1)$$

donc (S_1) est diluée 5 foisPour A_1H

$$\Delta pH = pH'_1 - pH_1$$

$$\Delta pH = 3,9 - 3,2 = 0,7$$

Alors A_1H est un acide fort.

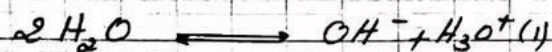
$$d) pH_1 = -\log C_1$$

$$\Rightarrow C_1 = 10^{-pH_1}$$

$$C_1 = 6,31 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}^{-1}$$

3) a)

A_2H est un acide faible donc il s'ionise partiellement dans l'eau



$$t=0 \quad C_2 \quad \text{excès} \quad 0 \quad 10^{-13,5} \text{ mol/L}^{-1}$$

$$t_f \quad C_2 - y_f \quad \text{excès} \quad y_f \quad 10^{-pH} \text{ mol/L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = [H_3O^+]_{(1)} + [H_3O^+]_{(2)}$$

(3)

$$[H_3O^+]_{(1)} = [OH^-]$$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = [OH^-] + [H_3O^+]_{(2)}$$

$$pH_2 < 6 \Rightarrow [OH^-] \ll [H_3O^+]_{(2)}$$

donc on peut négliger $[OH^-]$ devant $[H_3O^+]_{(2)}$

$$[H_3O^+] = [H_3O^+]_{(2)} = y_f$$

$$\tau_f = \frac{y_f}{y_{\max}} \quad \text{avec } y_{\max} = C_2$$

$$\Rightarrow \tau_f = \frac{y_f}{C_2} = \frac{[H_3O^+]}{C_2}$$

$$\tau_f = \frac{10^{-pH_2}}{C_2}$$

$$b) \tau_f = \frac{10^{-pH_2}}{C_2} = \frac{10^{-3,2}}{2,5 \cdot 10^{-2}}$$

$$\tau_f = 2,52 \cdot 10^{-2} < 5 \cdot 10^{-2}$$

alors A_2H est faiblement dissocié dans (S_2) .

Exercice n°3

1.)

$$CH_3COOH \begin{cases} C_2 = 0,1 \text{ mol/L}^{-1} \\ pH_2 = 2,9 \end{cases}$$

Si CH_3CO_2H est un acide fort

$$pH_2 = -\log C_2 = 1$$

Or $pH_2 = 2,9 \neq 1$ alors

CH_3CO_2H est un acide faible

Autrement

$$[H_3O^+] = 10^{-pH_2} = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}^{-1}$$

$[H_3O^+] < C_2$ alors CH_3CO_2H est un acide faible

2) a) deux solutions acides ont le même pH, à l'acide le plus fort correspond

Tél: 25 361 197 / 53 371 502

la concentration la plus faible

HCl est un acide fort

font que $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ a les

$$C_1 < C_2$$

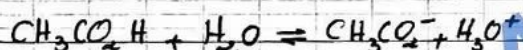
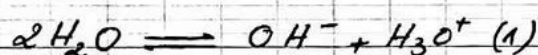
b) HCl est un acide fort

$$\Rightarrow \text{pH}_1 = -\log C_1$$

$$\Rightarrow C_1 = 10^{-\text{pH}_1}$$

$$C_1 = 10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

3.) $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ est un acide faible donc il s'ionise partiellement dans l'eau.



$t = 0$ C_2 excès 0 10^{-12} (mol/L)

t_f $C_2 - y_f$ excès y_f $10^{-\text{pH}} \text{ (mol/L)}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 + [\text{H}_3\text{O}^+]_2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = [\text{OH}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{H}_3\text{O}^+]_2$$

$$\text{pH} < 6 \Rightarrow [\text{OH}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+]$$

donc on peut négliger $[\text{OH}^-]$ devant $[\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_2 = y_f$$

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{\max}}$$

$$\text{avec } x_f = y_f \cdot V$$

$$x_{\max} = y_{\max} \cdot V$$

$$\tau_f = \frac{y_f}{y_{\max}} \quad y_{\max} = C_2$$

$$\Rightarrow \tau_f = \frac{y_f}{C_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_2}$$

$$\tau_f = \frac{10^{-\text{pH}}}{C_2}$$

$$\text{AN} \quad \tau_f = 1,26 \cdot 10^{-2}$$

$$b) K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}]}$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = y_f$$

$$[\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}] = C_2 - y_f$$

$$K_a = \frac{y_f^2}{C_2 - y_f}$$

$$\tau_f = \frac{y_f}{C_2} \Rightarrow y_f = C_2 \tau_f$$

$$K_a = \frac{C_2^2 \tau_f^2}{C_2 - C_2 \tau_f} = \frac{C_2 \tau_f^2}{1 - \tau_f}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{p}K_a = -\log \frac{C_2 \tau_f^2}{1 - \tau_f}$$

$$\text{AN} \quad \text{p}K_a = 4,8$$

$$4.) S_3 \left\{ \begin{array}{l} C_0 = C_3 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \\ V_0 \end{array} \right.$$

$$\text{dilution} \rightarrow S'_3 \left\{ \begin{array}{l} C'_3 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \\ V'_3 \end{array} \right.$$

$$C_0 V_0 = C'_3 V'_3 \Rightarrow \frac{V'_3}{V_0} = \frac{C_0}{C'_3} = 20$$

$\Rightarrow V'_3 = 20 V_0$ il s'agit d'une dilution au vingtième

donc pour obtenir la solution (S₃) on prélève un volume V₀ de (S₂) soumis à une dilution au vingtième

Matériel utilisé

pipette jaugée de 5 mL, fiole jaugée de 100 mL et eau distillée

Démarche expérimentale

A l'aide de la pipette on prélève 5 mL du contenu de (S₂), on l'introduit dans la fiole jaugée de 100 mL, puis on ajuste le volume à 100 mL en ajoutant de l'eau distillée tout en agitant

• NH₃ est une base (pH > 7)



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$= \frac{\frac{n_{\text{NH}_4^+}}{V} \cdot \frac{n_{\text{OH}^-}}{V}}{\frac{n_{\text{NH}_3}}{V}}$$

$$K_b = \frac{n_{\text{NH}_4^+} \cdot n_{\text{OH}^-}}{n_{\text{NH}_3} \cdot V}$$

Avant dilution $\Pi_b = K_b$

Suit à une dilution V

→ Π_b a la même valeur que Π_b avant dilution
 $\Pi_b < K_b$ donc le système évolue spontanément dans le sens qui fait augmenter Π_b pour atteindre la valeur de K_b . c'est le sens direct car la dilution favorise l'ionisation de NH₃ dans l'eau

Exercice n°4

1) pH = -log C (voir cours)



Les espèces chimiques présentes dans (S₁) autre que l'eau

CE⁻, OH⁻ et H₃O⁺

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{\text{pH} - \text{pK}_e} = 3,16 \cdot 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{CE}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

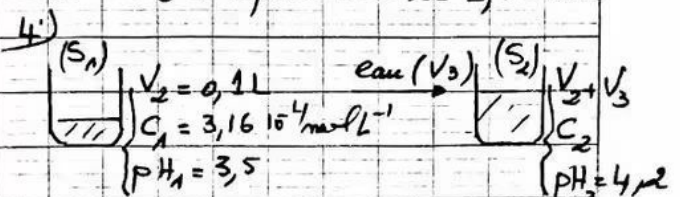
$$b) C_1 - y_f = 0 \Rightarrow C = y_f = 10^{-\text{pH}}$$

$$[C_1] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

$$3) n_{\text{HCE}} = C_1 \cdot V = \frac{V_1}{V_M} / V = 200 \text{ cm}^3$$

$$\Rightarrow V_1 = C_1 \cdot V \cdot V_M$$

$$\text{AN } V_1 = 1,52 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 1,52 \text{ mL}$$



$$a) \text{pH}_2 = -\log C_2 \Rightarrow C_2 = 10^{-\text{pH}_2}$$

le... Tél: 25 391 137 / 53 371 502

$$\text{AN } C_2 = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}^{-1}$$

$$C_{(s_1)} = 10^{-2,87} (1 + 10^{4,8-2,87})$$

$$b) C_1 V_2 = C_2 (V_2 + V_3)$$

$$C_{(s_1)} = 11,62 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}^{-1}$$

$$\Rightarrow V_2 + V_3 = \frac{C_1 V_2}{C_2}$$

$$C_{(s_2)} = 10^{-4,25} (1 + 10^{7,5-4,25})$$

$$\Rightarrow V_3 = \left(\frac{C_1}{C_2} - 1 \right) V_2$$

$$C_{(s_2)} = 0,1 \text{ mol/L}^{-1}$$

$$\text{AN } V_3 = 4 V_2 = 0,5 \text{ L}$$

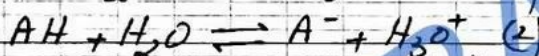
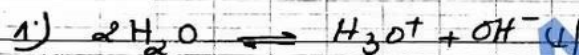
c) d'acide HCl est fort, son ionisation dans l'eau est totale à la suite de la dilution n'a pas d'effet sur l'ionisation de cet acide.

$$2) \tau_f = \frac{y_f}{C} = \frac{10^{-\text{pH}}}{C}$$

$$\tau_{f_1} = \frac{10^{-\text{pH}_1}}{C_1} = 1,16 \cdot 10^{-2}$$

$$\tau_{f_2} = \frac{10^{-\text{pH}_2}}{C_2} = 5,62 \cdot 10^{-5}$$

Exercice n°5



$$t_0 \quad C \quad \text{excès} \quad 0 \quad 10^{-\frac{\text{pK}_a}{2}} (\text{mol/L}^{-1})$$

$$t_f \quad C - y_f \quad \text{excès} \quad y_f \quad 10^{-\text{pH}} (\text{mol/L}^{-1})$$

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = y_f = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{AH}] = C - y_f = C - 10^{-\text{pH}}$$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]}$$

$$K_a = \frac{10^{-2\text{pH}}}{C - 10^{-\text{pH}}}$$

$$K_a = \frac{10^{-2\text{pH}}}{C - 10^{-\text{pH}}}$$

$$\Rightarrow C - 10^{-\text{pH}} = \frac{10^{-2\text{pH}}}{K_a} = \frac{10^{-2\text{pH}}}{10^{-\text{pK}_a}}$$

$$\Rightarrow C = 10^{-\text{pH}} + 10^{-\text{pH} + \text{pK}_a}$$

$$C = 10^{-\text{pH}} (1 + 10^{\text{pK}_a - \text{pH}})$$

b) A l'acide le plus fort correspond le pKa le plus petit

$\text{pK}_{a1} < \text{pK}_{a2}$ à la suite l'acide $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ est plus fort que HCO_2H

$$b) C_{(s_1)} \approx C_{(s_2)}$$

A concentration égale plus l'acide est fort plus τ_f est élevé

$\tau_{f_1} > \tau_{f_2}$ à la suite l'acide $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ est plus fort que HCO_2H