

Correction exercices chapitres 15-17: forces des acides et des bases (SUITE).

Exercice 12:

1. 2.a. 2.b.

Solution 1: pH = 6,6 < 7 donc solution acide

$-\log C = -\log 0,0100 = 2$ donc pH > $-\log C$ donc la solution contient un acide faible.

Solution 2: pH = 10,6 > 7 donc solution basique

$14 + \log C = 14 + \log 0,0100 = 12$ donc pH < $14 + \log C$ donc la solution contient un base faible.

Solution 3: pH = 12 > 7 donc solution basique

$14 + \log C = 14 + \log 0,0100 = 12$ donc pH = $14 + \log C$ donc la solution contient un base forte.

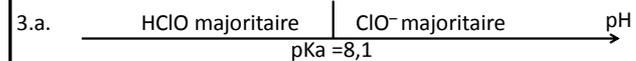
Solution 4: solution d'acide chlorhydrique, contient un acide fort H_3O^+ (et Cl^-), pH = 2.

Solution 5: solution d'hydroxyde de sodium, contient une base forte HO^- (et Na^+), pH=12.

Exercice 13:

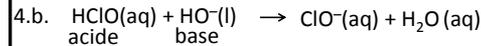
1. $K_a = 10^{-pK_a} = 10^{-8,1} = 7,9 \cdot 10^{-9}$

2. $[H_3O^+].[HO^-] = K_e$
 $[HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = \frac{K_e}{10^{-pH}} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{10^{-5,4}} = 6,67 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$



3.b. pH=5,4 < pKa donc HClO est majoritaire.

4.a. ClO^- sera majoritaire si le pH est supérieur à 8,1. Le pH vaut 5,4, il doit augmenter donc il faut rajouter des ions hydroxyde HO^- c'est-à-dire verser dans la solution étudiée – par exemple – une solution d'hydroxyde de sodium (solution de soude).

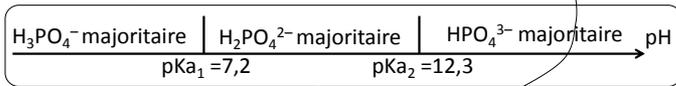


Exercice 14:

1. On considère l'espèce amphotère $H_2PO_4^{2-}$ **en tant que base** (par exemple), l'acide conjugué est donc $H_3PO_4^-$, cet acide est placé à gauche de $H_2PO_4^{2-}$ dans le diagramme de prédominance.

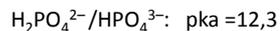
Maintenant, on considère l'espèce amphotère $H_2PO_4^{2-}$ **en tant qu'acide**, la base conjuguée est HPO_4^{3-} , cette base est placée à droite de $H_2PO_4^{2-}$ dans le diagramme de prédominance.

D'où le diagramme de prédominance suivant :

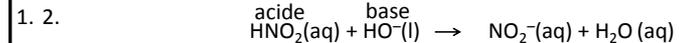


Pour la rédaction n'écrire que pas

2. D'après le diagramme de prédominance :



Exercice 15:



EI (mol)	0,090	0,060	0	excès
En cours de trans (mol)	0,090 - x	0,060 - x	x	excès
EF (mol)	0,090 - x _m 0,030	0,060 - x _m 0	x _m 0,060	excès

3.
 $[HCOO^-]_{eq} = \frac{n(NO_2^-)_{eq}}{V} = \frac{0,060}{0,100} = 0,060 \text{ mol/L}$
 $[HCOOH]_{eq} = \frac{n(HNO_2)_{eq}}{V} = \frac{0,030}{0,100} = 0,30 \text{ mol/L}$
 $pH = pK_a + \log \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} = 3,75 + \log \frac{0,060}{0,030} = 4,1$

Exercice 16: Erreur dans l'énoncé → Il n'y a pas de donnée dans l'énoncé.

1. L'acide éthanoïque est un acide faible donc sa réaction avec l'eau est limitée (à savoir (voir cours)) (et sa formule est : CH_3COOH (à savoir bien entendu (nomenclature des acides carboxyliques), savoir aussi que l'hydrogène labile (le «H» qui part) est le H de COOH donc la base conjuguée est CH_3COO^-).



2. EI (mol)	n_0	excès	0	0
En cours de trans (mol)	$n_0 - x$	excès	x	x
EF (mol)	$n_0 - x_f$	excès	x_f	x_f

3. $\tau = \frac{x_f}{x_m}$

D'après le tableau d'avancement, $x_f = n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{formé}}$

D'autre part, $x_m = n_0$ (voir ci-dessous (pas indispensable pour la rédaction mais c'est bien d'écrire cela))

EF (mol)	$n_0 - x_m$	excès	x_m	x_m
	0		n_0	n_0

$$\text{donc } \tau = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{formé}}}{n_0}$$

On ne connaît pas n_0 , en revanche on connaît C_0 (=0,0100 mol/L) et on sait que :

$$C_0 = \frac{n_0}{V} \quad (\text{je rappelle que: } C = \frac{n_{\text{intro}}}{V})$$

$$\text{donc } \tau = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f \times V}{C_0 \times V} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_f}{C_0}$$

$$\text{d'où } [\text{H}_3\text{O}^+]_f = \tau \times C_0 = 0,0398 \times 0,0100 = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_f = -\log(3,98 \cdot 10^{-4}) = 3,4$$

Exercice 17: Donnée : $\text{pKa}(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = 4,8$

3. $\text{CH}_3\text{OOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

EI (mol)	n_0	excès	0	0
En cours de trans (mol)	$n_0 - x$	excès	x	x
EF (mol)	$n_0 - x_f$	excès	x_f	x_f

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{CH}_3\text{OO}^-]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{OOH}]_{\text{eq}}}$$

D'après le tableau d'avancement : $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{eq}} = x_f$

$$n(\text{CH}_3\text{OO}^-)_{\text{eq}} = x_f$$

$$n(\text{CH}_3\text{OOH})_{\text{eq}} = n_0 - x_f$$

$$\text{donc } \begin{cases} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \frac{x_f}{V} \\ [\text{CH}_3\text{OO}^-]_{\text{eq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \\ [\text{CH}_3\text{OOH}]_{\text{eq}} = C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \end{cases}$$

$$\text{donc } K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}^2}{C - [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}$$

$$\begin{aligned} \text{On pose } x &= [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \quad K_a = \frac{x^2}{C - x} \\ K_a \cdot (C - x) &= x^2 \\ x^2 + K_a \cdot x - K_a \cdot C &= 0 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Méthode 1: } K_a &= 10^{-\text{pKa}} = 10^{-4,8} = 1,58 \cdot 10^{-5} \\ K_a \cdot C &= 10^{-4,8} \times 0,0100 = 1,58 \cdot 10^{-7} \end{aligned}$$

$$\text{L'équation devient : } x^2 + 1,58 \cdot 10^{-5} \cdot x - 1,58 \cdot 10^{-7} = 0$$

On «rentre cette équation» dans la calculatrice, le résultat est :

$$x_1 = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$x_2 = -4,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \rightarrow \text{impossible résultat négatif}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = -\log(3,9 \cdot 10^{-4}) = 3,4$$

Méthode 2 :

$$\Delta = Ka^2 + 4 \times Ka \times C$$

$$x_1 = \frac{-Ka + \sqrt{Ka^2 + 4 \times Ka \times C}}{2}$$

$$x_2 = \frac{-Ka - \sqrt{Ka^2 + 4 \times Ka \times C}}{2}$$

~~impossible $x_2 < 0$~~

$$[H_3O^+]_{eq} = \frac{-10^{-4,8} + \sqrt{(10^{-4,8})^2 + 4 \times 10^{-4,8} \times 0,0100}}{2}$$

$$[H_3O^+]_{eq} = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log[H_3O^+]_{eq} = -\log(3,9 \cdot 10^{-4}) = 3,4$$