<u>Exercice-I de l'examen 2021/2022</u>: ***Justifier les formules utilisées pour les pH***

I-1/ On prépare 100mℓ d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium en dissolvant 8mg du soluté.

- **a)** Calculer le pH de cette solution (A). $M_{(NaOH)}$ = 40g/mole. *(1,5 pt)*
- **b)** Quel volume d'eau faut-il ajouter dans 20 mℓ de (A) pour obtenir une solution (A') de pH= 10,5 ? *(1,5 pt)*

I-2/ Soit une solution aqueuse (B) d'acide acétique, 10^{-2}M. pKa(CH_3COOH/ CH_3COOH^-) = 4,75

- **a)** Calculer son degré de dissociation. *(1 pt)*
- **b)** Quel est son pH ? *(1,5pt)*

I-3/ On ajoute dans 50mℓ de (B) un volume de (A) pour obtenir une solution (C) de pH = 5,3.

- **a)** Quelle est la nature de la solution (C) ? *(1 pt)*
- **b)** Calculer le volume V_A ajouté. *(1,5 pt)*

I-4/ L'acide sulfureux est un diacide : pKa$_1$(H_2SO_3/ HSO_3^-) = 1,8 et pKa$_2$(HSO_3^-/SO_3^{2-}) = 7,2.

- **a)** Quel est le pH d'une solution (D) d'acide sulfureux H_2SO_3 10^{-2}M ? *(1,5 pt)*
- **b)** On mélange 20 mℓ de la solution (D) et 100 mℓ de la solution (A). Quel est le pH de la solution (E) obtenue ? *(1,5 pt)*
- **c)** On mélange 20 mℓ de la solution (D) et 200 mℓ de la solution (B). Quel est le pH de la solution (F) obtenue ? *(2 pts)*

<u>CORRIGE</u>

I-1/ NaOH(A) $\Big|\ C_A = \dfrac{8.10^{-3}}{40x0{,}1} = 2.10^{-3}M$

- **a)** Base forte avec $C_A > 10^{-6}$M ==> $pH_A = 14 + \log 2.10^{-3}$ = **11,3** *(1,5 pt)*
- **b)** pH' = 10,5 > 8 ==> pH' = 14 + logC'_A ==> $C'_A = 10^{-3,5}$M

  Or, $C'_A(V_A + Veaj) = C_AV_A$ ==> $V_{eaj} = V_A\left(\frac{C_A}{C'_A} - 1\right) = 20\left(\frac{2.10^{-3}}{10^{-3,5}} - 1\right) = \mathbf{106,5ml}$ *(1,5 pt)*

I-2/ a) $CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$

$C_B(1-\alpha)$ $\alpha.C_B$ $\alpha.C_B$ ==> $K_a = \dfrac{\alpha^2.C_B}{1-\alpha}$

Or $\frac{K_a}{C_B} < 10^{-2}$ ==> $\alpha << 1$

Donc $\alpha \cong \sqrt{\frac{K_a}{C_B}} = \sqrt{\frac{10^{-4,75}}{10^{-2}}} = \mathbf{0,0422}$ *(1 pt)*

b) Acide faible : $pH_B = -\log\alpha.C_B = -\log(0{,}0422x10^{-2})$ = **3,37** *(1,5 pt)*

OUBIEN : *$pH = ½(pKa - \log C_B) = ½(4{,}75 - \log 10^{-2}) = 3{,}37$*

I-3/ a) pH $\in$ [pKa – 1 ; pKa +1] ==> la **solution est tampon** *(1 pt)*

b) $HClO + NaOH \longrightarrow ClO^-, Na^+ + H_2O$

$C_BV_B - C_AV_A$ 0 C_AV_A

$pH = pKa + log\frac{C_AV_A}{C_BV_B - C_AV_A}$ ==> $V_A = \frac{10^{(pH-pKa)}.C_B.V_B}{C_A(1+10^{(pH-pKa)})} = \frac{10^{0,55}x10^{-2}x50}{2.10^{-3}(1+10^{0,55})} = \mathbf{195ml}$ *(1,5 pt)*

I-4/ a) H_2SO_3

ΔpKa > 4 ==> on peut considérer seule la 1ère acidité qui est moyenne car $\frac{K_{a1}}{C_D} = \frac{10^{-1,8}}{10^{-2}} > 10^{-2}$

$$pH_D = -log\frac{K_{a1} + \sqrt{K_{a1}^2 + 4.K_{a1}.C_D}}{2} = -log\frac{-10^{-1,8} + \sqrt{10^{-3,6} + 4x10^{-1,8}x10^{-2}}}{2}$$

pH_D = 2,16 *(1,5 pt)*

b)

	H_2SO_3	+	NaOH	⟶	HSO_3^-	+	H_2O
t_0	$C_DV_D = 2.10^{-4}$mol		$C_AV_A = 2.10^{-4}$mol		0		-
t_f	0		0		2.10^{-4}mol		-

==> solution amphotère : $pH = \frac{1}{2}(pK_{a1} + pK_{a2}) = \frac{1}{2}(1,8 + 7,2) = \mathbf{4,5}$ *(1,5 pt)*

c) Mélange d'un acide non fort et d'un diacide non fort (dont la 2ème acidité est négligeable) tels que :

- pour HClO, $\bar{C}_B = \frac{10^{-2}x200}{220} = \frac{10^{-1}}{11}$ avec $\frac{K_a}{\bar{C}_B} = \frac{10^{-4,7}}{10^{-1}}x11 < 10^{-2}$ ==> faible
- et pour H_2SO_3, $\bar{C}_D = \frac{10^{-2}x20}{220} = \frac{10^{-2}}{11}$ avec $\frac{K_{a1}}{\bar{C}_D} = \frac{10^{-1,8}}{10^{-2}}x11 > 10^{-2}$ ==> moyen

$$pH_D \cong -log\frac{K_{a1} + \sqrt{K_{a1}^2 + 4.K_{a1}.\bar{C}_D}}{2} = -log\frac{-10^{-1,8} + \sqrt{10^{-3,6} + 4x10^{-1,8}x\frac{10^{-2}}{11}}}{2} = \mathbf{3,06}$$

(2 pts)