

Corrigé type de l'Examen de fin de S4 de chimie Analytique.

Exercice 1: (9,5)

a) Complétez les phrases suivantes:

- Un acide est faible si son pK_a est petit et son K_a est grand. (0,5)

(0,5) • Une espèce amphotère est une espèce qui joue le rôle d'une base conjuguée dans une première R^+ est un acide de la 2^{ème} R^+ , et inversement.

b) H_3PO_4 est un acide faible: Poly-acide Capable de libérer $3H^+$ selon 3 dissociations partielles. (0,5)

* Les espèces ampholytes présentent ds ses équilibres st: $H_2PO_4^-$ et HPO_4^{2-} (1)

Détermination des concentrations

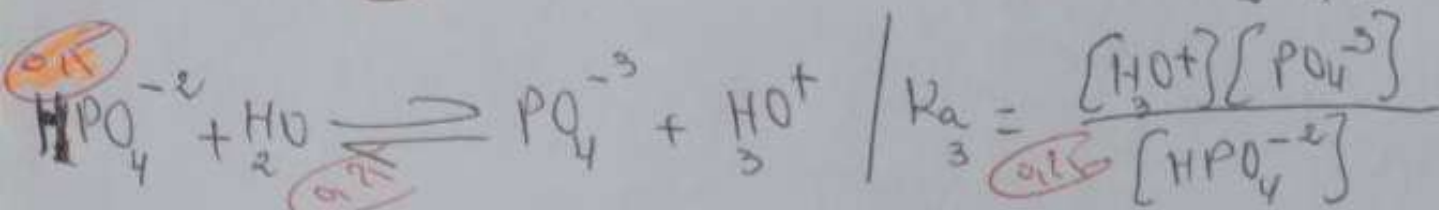
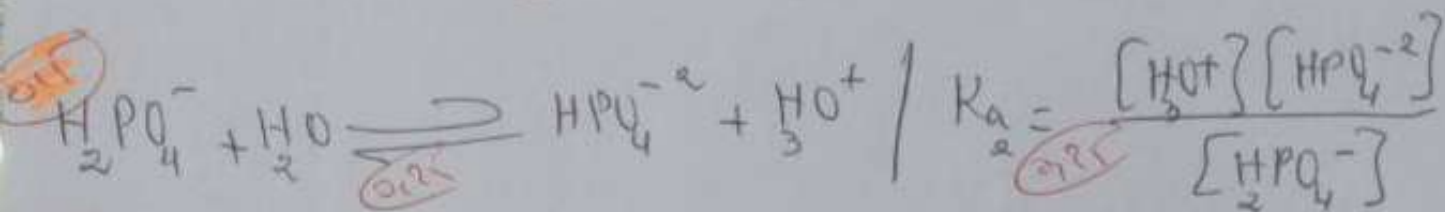
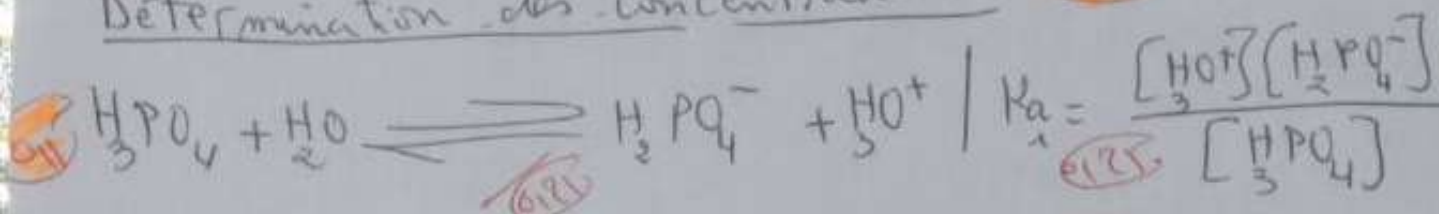
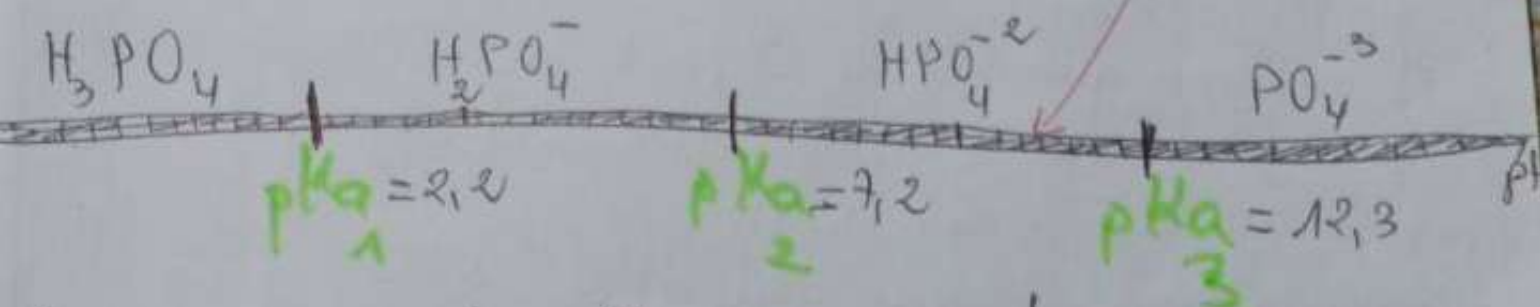


Diagramme de prédominance



Le diagramme de prédominance montre qu'à $\text{pH} = 9,5$ l'ion HPO_4^{2-} prédomine donc : $[\text{HPO}_4^{2-}] \approx 10^{-4} \text{ mol/L}$

avec : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-9,5} \text{ mol/L}$

$$\text{p}K_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-\text{p}K_a}$$

$$K_{a1} = 10^{-2,2} ; \quad K_{a2} = 10^{-7,2} ; \quad K_{a3} = 10^{-12,3}$$

$$K_{a_3} = \frac{[H_3O^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} \Rightarrow [PO_4^{3-}] = K_{a_3} \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_3O^+]}$$

$$[PO_4^{3-}] = 10^{-12.3} \frac{10^{-3}}{10^{-9.5}} = 1.6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$K_{a_2} = \frac{[H_3O^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} \Rightarrow [H_2PO_4^-] = [HPO_4^{2-}] \frac{[H_3O^+]}{K_{a_2}}$$

$$[H_2PO_4^-] = 10^{-3} \frac{10^{-9.5}}{10^{-7.2}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$K_{a_1} = \frac{[H_3O^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} \Rightarrow [H_3PO_4] = [H_2PO_4^-] \frac{[H_3O^+]}{K_{a_1}}$$

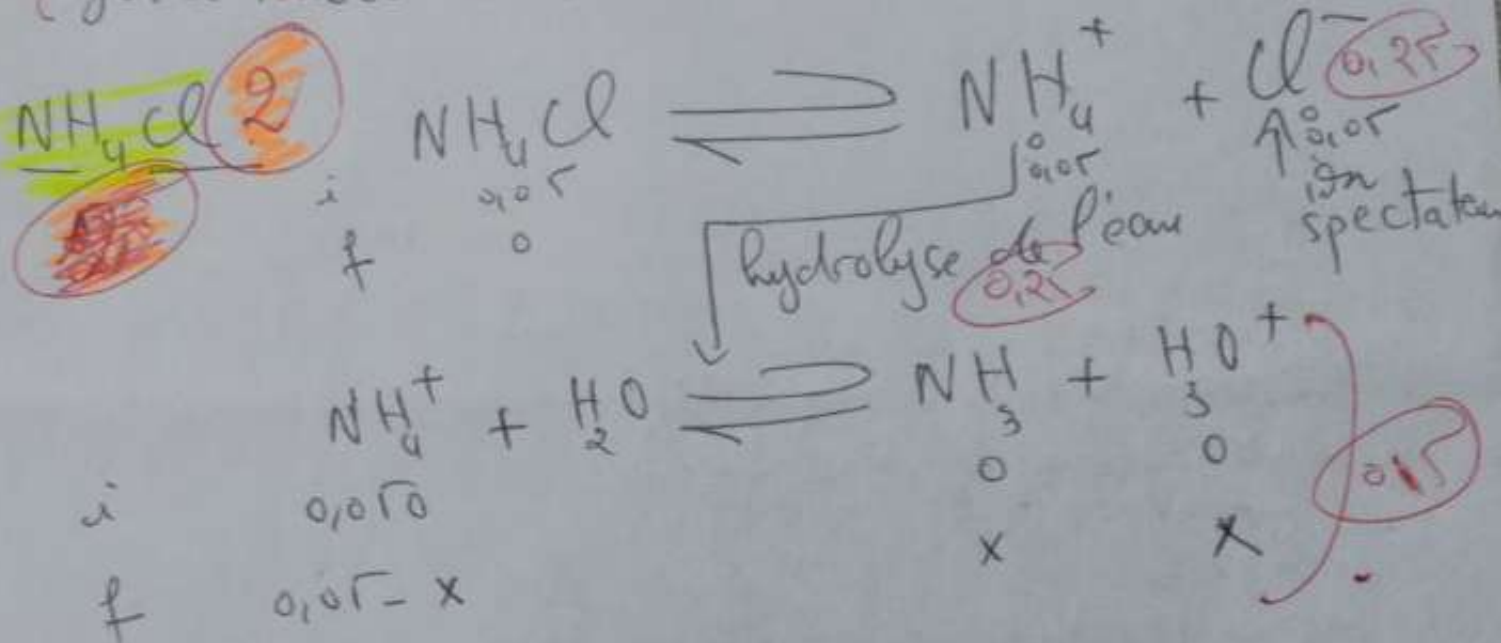
$$[H_3PO_4] = 5 \cdot 10^{-4} \frac{10^{-9.5}}{10^{-2.2}} = 2.5 \cdot 10^{-11} \text{ mol/l}$$

Exercice 2,

6

pH des Solutions:

KCl: $\text{pH} = 7$ Car c'est un sel neutre produit d'un acide fort HCl et d'une base forte KOH, l'acide libère Cl^- ion de force nulle et la base libère K^+ ion inerte



$$K_a = \frac{10^{-14}}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{0,05 - x} \Rightarrow x^2 = 0,05 \cdot K_a$$

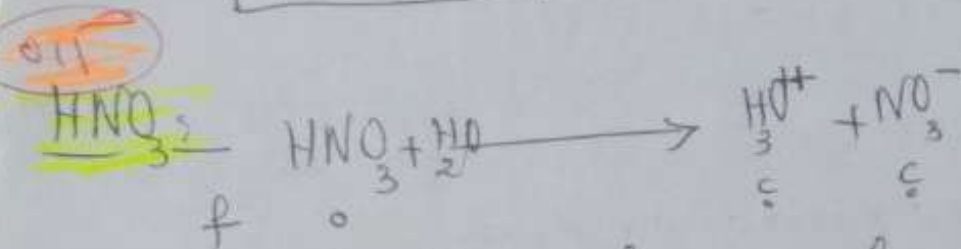
(-x) négligé

$$\Rightarrow x = \sqrt{0,05 \cdot K_a} \Rightarrow x = 5,3 \cdot 10^{-6}$$

4

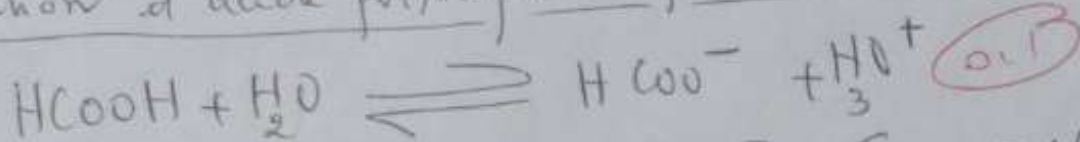
$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log x = -\log(5,3 \cdot 10^{-6})$$

$$pH = 5,28$$



$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log c = -\log(6 \times 10^{-3}) = 2,22$$

2) Solution d'acide formique et formate de Sodium



avec: $[HCOOH] \approx 0,4 M$ et $[HCOO^-] \approx [HCOO^-, Na^+] \approx 1 M$

$$K_a = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} \Rightarrow [H_3O^+] = K_a \frac{[HCOOH]}{[HCOO^-]}$$

$$[H_3O^+] = 1,80 \cdot 10^{-4} \cdot \frac{0,4}{1} = 7,2 \times 10^{-5} M$$

$$pH = -\log(7,2 \cdot 10^{-5}) = 4,14$$

$$pH = 4,14$$

La nature de chaque solution:

KCl $\rightarrow$ sel neutre

$NH_4Cl \rightarrow$ sel acide

$HNO_3 \rightarrow$ acide fort
acide formique + formate de Sodium $\rightarrow$ tampon

Exercice 31

415

Définitions

oxydant = espèce chimique capable de capter des e^-

réducteur = " " " de céder des e^-

oxydation = $R \rightarrow R^+$ chimique de libération des e^-

réduction = " " " de fixation des e^-

nbre d'oxydation: nbre quantifie le gain ou la perte des e^- des éléments chimiques.

Calcul des n.o:

$$\text{MnO}_2: \text{n.o}(\text{Mn}) + 2 \text{n.o}(\text{O}) = 0$$

$$\boxed{\text{n.o}(\text{Mn}) = +\text{IV}} \quad (0.15)$$

$$/ \text{n.o}(\text{O}) = -\text{II}$$

$$\text{CrO}_4^{2-}: \text{n.o}(\text{Cr}) + 4 \text{n.o}(\text{O}) = -2$$

$$\boxed{\text{n.o}(\text{Cr}) = +\text{VI}} \quad (0.15)$$

$$\text{MnO}_4^-: \text{n.o}(\text{Mn}) + 4 \text{n.o}(\text{O}) = -1$$

$$\boxed{\text{n.o}(\text{Mn}) = +\text{VII}} \quad (0.15)$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}: 2 \text{n.o}(\text{Cr}) + 7 \text{n.o}(\text{O}) = -2$$

$$\boxed{\text{n.o}(\text{Cr}) = +\text{VI}} \quad (0.15)$$

6