

TD N°3

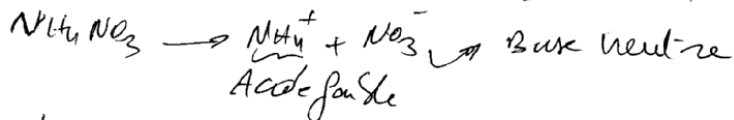
EX N°1

\* Acide Acétique 0,1M:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log c) = 2,9$$

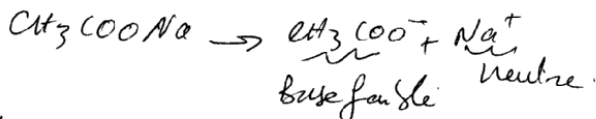
\* Acide borique (0,1M): solution d'acide faible  $pH = 3$

\* Nitrate d'ammonium  $NH_4NO_3$ .



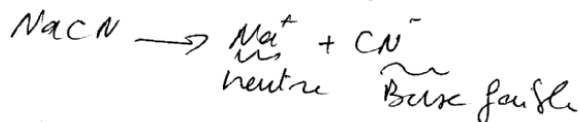
$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log c) = 5,1$$

\* Acétate de sodium  $CH_3COONa$ .



$$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}\log c = 8,9$$

\* Cyanure de sodium  $NaCN(0,1M)$



$$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}\log c = 11,2$$

\* Hydroxylamine  $NH_2OH(0,1M) \Rightarrow$  Base faible

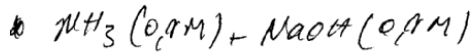
$$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}\log c = 9,5$$

\*  $HCl(0,1M) + HF(0,1M) \Rightarrow$  Mélange de deux Acides  
le plus fort impose le pH

$$pH = -\log(HCl) = 1$$

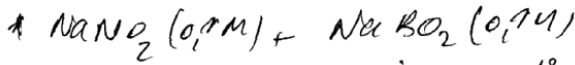
\*  $CH_3COOH(0,1M) + NH_4Cl(0,1M)$

l'acide  $CH_3COOH$  plus fort que  $NH_4^+$  intervient seul  
pour fixer le pH  $\Rightarrow pH = 2,9$

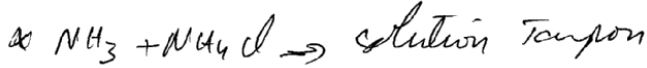


Mélange de deux Bases, la plus forte impose le pH de la

solution :  $\text{pH} = 14 + \log 10^{-1} = 13$

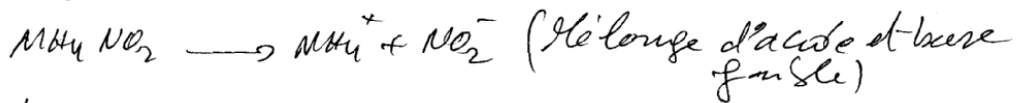


la base  $\text{BO}_2^-$  intervient seule pour fixer le pH  $\Rightarrow \text{pH} = 11,7$

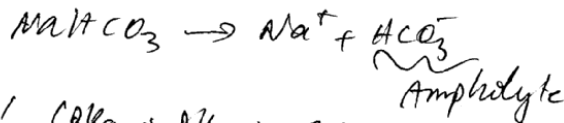
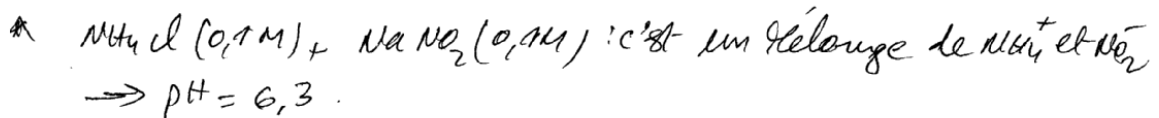


(acide et base conjugué d'un même couple)

$\text{pH} = 9,2 + \log \frac{10^{-1}}{10^{-1}} = 9,2$

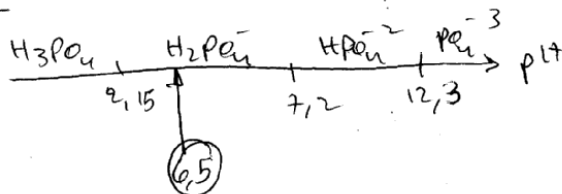


$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_{a1} + \text{pK}_{a2}) = 6,3$



$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_{a1} + \text{pK}_{a2}) = 8,3$

EX N° 2



a) - a  $\text{pH} = 6,5$  les seules espèces phosphorées en quantité majoritaires sont le couple  $\text{HPO}_4^{2-}$  et  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  leurs concentrations

$$K_{a2} = 10^{-7,2} = \frac{[H_3O^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

donc  $\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 0,2 \text{ --- (1)}$

$$[HPO_4^{2-}] + [H_2PO_4^-] = 0,4 \text{ --- (2)}$$

soit  $[HPO_4^{2-}] = 6,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$  et  $[H_2PO_4^-] = 0,333 \text{ mol/l}$

la solution est neutre:

$$[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [H_2PO_4^-] + 2[HPO_4^{2-}]$$

$[H_3O^+]$  et  $[OH^-]$  sont négligeables.

donc  $[Na^+] = 0,467 \text{ mol/l}$

conservation de sodium

$$0,467 \times 0,2 = 1 \times V_{NaOH} \Rightarrow V_{NaOH} = 0,0934 \text{ l.}$$

conservation de phosphore.

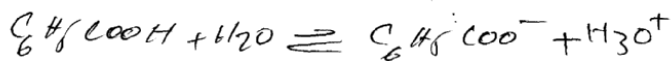
$$0,4 \times 0,2 = 1,6 \times V_{H_3PO_4} \Rightarrow V_{H_3PO_4} = 0,05 \text{ l.}$$

il faut ajouter  $V_{H_2O} = 0,0566 \text{ litre}$  pour obtenir 0,2

litre de tampon  
b) - le tampon qui assure le pH = 7,4 du sang est:  $\frac{H_2PO_4^-}{HPO_4^{2-}}$   
~~et N = 3~~

$$[H_3O^+] = 10^{-7,4} \text{ M} = 6,3 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$K_a (\text{acide Benzoïque}) = 6,7 \cdot 10^{-5}$$



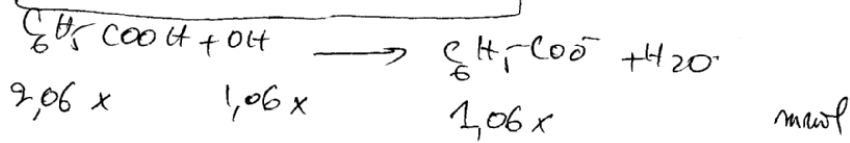
$$6,7 \cdot 10^{-5} = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

$$\Rightarrow [C_6H_5COOH] \times 1,06 = [C_6H_5COO^-]$$

$$n_{C_6H_5COOH} (\text{mmol}) \times 1,06 = n_{C_6H_5COO^-} (\text{mmol})$$

$$n_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}} = x \text{ mmol}$$

$$n_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-} = 1,06 x \text{ mmol}$$



$$n_{\text{mmol}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) + n_{\text{mmol}}(\text{NaOH}) = 1000 \text{ mmol}$$

ainsi  $3,12x = 1000 \text{ mmol}$

$$x = 320,4 \text{ mmol} = 0,3204 \text{ mol}$$

$$n_{\text{mmol}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 660 \text{ mmol} = 0,660 \text{ mol}$$

$$V_{\text{acide}} = (0,660 \text{ mol} / 1,0 \text{ mol/l}) = \underline{660 \text{ ml}}$$

$$V_{\text{NaOH}} = 340 \text{ ml} \text{ puisque } V_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}} + V_{\text{NaOH}} = \underline{1000 \text{ ml}}$$

EX N° 4

Soit AH bleu de bromophénol ( $\text{C}_{10}\text{H}_7\text{BrO}_5\text{S}$ )

la formule d' Henderson son donne :

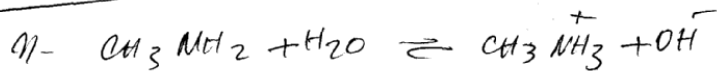
$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\bar{A}]}{[AH]}$$

$$[\bar{A}] = \left( 10^{\text{pH} - \text{pK}_a} \right) [AH]$$

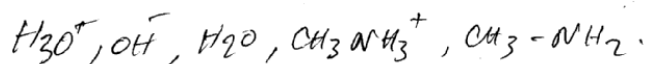
$$[\bar{A}] + [AH] = \left( 1 + 10^{\text{pH} - \text{pK}_a} \right) [AH]$$

$$\frac{[\bar{A}]}{[\bar{A}] + [AH]} \% = \frac{10^{\text{pH} - \text{pK}_a}}{1 + 10^{\text{pH} - \text{pK}_a}} \% = 80,15\%$$

EX N° 5



② les divers espèces chimiques présentes dans la solution



$$3/ \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-11,9} = 1,26 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l.}$$

$$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]} = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l.}$$

\* équation d'électro-neutralité

$$[H_3O^+] + [CH_3NH_3^+] = [OH^-]$$

Comme  $[H_3O^+]$  est très petite devant  $[OH^-]$ , on peut écrire :

$$[CH_3NH_3^+] = [OH^-] = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l.}$$

\* Conservation de la masse d'éthylamine :

$$m_{CH_3NH_2}(\text{restant}) = m_{CH_3NH_2}(\text{en départ}) - m_{CH_3NH_2}(\text{dissoute})$$

$$m_{CH_3NH_2}(\text{dissoute}) = m_{CH_3NH_3^+}(\text{formée})$$

$$[CH_3NH_2] = 0,12 - 7,9 \cdot 10^{-3}$$

$$[CH_3NH_2] = 1,12 \cdot 10^{-1} \text{ mol/l.} \approx 0,112 \text{ mol/l.}$$

$$4/ - C_A V_A = C_B V_B$$

$$C_B = \frac{0,1 \times 24}{20} = 0,12 \text{ mol/l.}$$

le produit est pure car on trouve la concentration calculée

EXN°6

a)- solution de glycine :  $\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COO}^-$  ( $\text{gly}^\pm$ )

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1,5}{75} = 0,02 \text{ mole}$$

chlorhydrate de glycine :  $\text{d} \left( \text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}_2 - \text{COOH} \right)$   
 $\text{gly}^+$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,23}{111} = 0,02 \text{ mole}$$

\* le pH de la solution A ( $\text{gly}^\pm$ )  $\Rightarrow$  solution Tampon

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left( \frac{m_{\text{gly}^\pm}}{m_{\text{gly}^+}} \right) \Rightarrow \text{pH} = \text{pK}_a = 2,34$$

\* le pH ne change pas si l'on dilue 10 fois la solution

b)- la solution A ( $\text{gly}^\pm$ ) + les ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  libérés par la réaction enzymatique réagissent avec  $\text{gly}^\pm$  (base la plus forte de la solution A)



t=0	0,02	$5 \cdot 10^{-3}$	0,02	mole.
-----	------	-------------------	------	-------

t <sub>f</sub>	0,015	0	0,025	mole.
----------------	-------	---	-------	-------

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left( \frac{m_{\text{gly}^\pm}}{m_{\text{gly}^+}} \right) = 2,34 + \log \left( \frac{0,015}{0,025} \right) = 2,12$$

c)- solution A ( $\text{gly}^\pm$ ) +  $4 \cdot 10^{-2}$  mole de NaOH

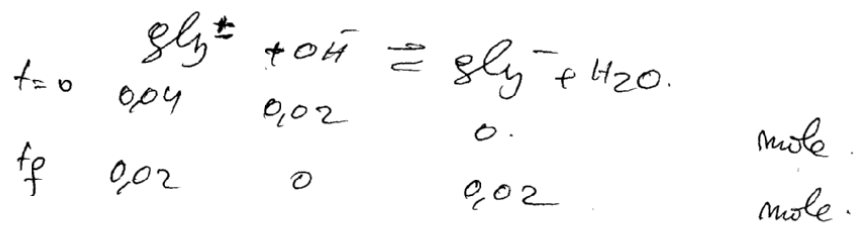
les ions NaOH réagissent avec  $\text{gly}^+$  (l'acide le plus fort de la solution A)



t=0	0,02	$4 \cdot 10^{-2}$	0,02	mole
-----	------	-------------------	------	------

t <sub>f</sub>	0	0,02	0,04	mole.
----------------	---	------	------	-------

donc la solution on trouve  $\text{OH}^-$  et  $\text{gly}^+$  donc une réaction se déclenche entre  $\text{OH}^-$  la base la plus forte et  $\text{gly}^+$  (ici comporte comme un acide).



une solution Tampon de  $\text{gly}^+$  et  $\text{gly}^-$

$$\text{pH} = \text{pKa}_2 + \log \left( \frac{[\text{gly}^-]}{[\text{gly}^+]}\right)$$

$$\text{pH} = 9,60 + \log \left( \frac{0,02}{0,02} \right) \Rightarrow \text{pH} = 9,60.$$

