

(8/2)



corrigé type. Interrogation N° 1 1A3

Préparation d'une solution tampon phosphate 0,05M

à pH = 7

Le volume à préparer: $V = 100 \text{ mL}$



On sait que: $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \quad (0,1)$

$$7 - 7,2 = \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} \Rightarrow \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 10^{-0,2} = 0,63 \quad (0,1)$$

Donc $\frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 0,63 \dots (1)$

et $[\text{H}_2\text{PO}_4^-] + [\text{HPO}_4^{2-}] = 0,05 \text{ M} \dots (2) \quad (0,1)$

A partir de (1) et (2), on aura:

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 0,63 \times [\text{H}_2\text{PO}_4^-], \text{ en remplaçant dans (2), on aura:}$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] + 0,63 [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,05 \Rightarrow 1,63 [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,05 \Rightarrow$$

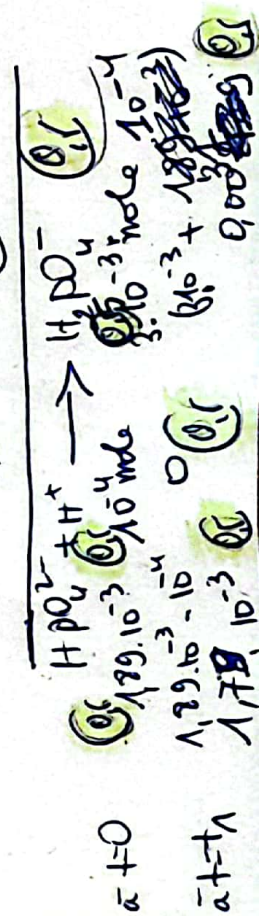
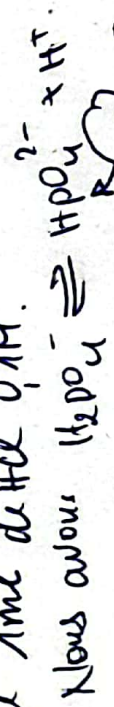
$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = \frac{0,05}{1,63} = 0,0307 \text{ M} \quad (0,1)$$

$$\text{Donc } [\text{HPO}_4^{2-}] = 0,63 \times 0,0307$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 0,0194 \text{ M} \quad (0,1)$$

Détermination du pH de cette solution tampon phosphate après ajout

de 1 mL de HCl 0,1M.



HCl: 0,1M

0,1 mL $\rightarrow$ 100 mL

$x \rightarrow 1$

$x = \frac{0,1}{100} = 10^{-4}$

H_2PO_4^- : 0,0307 M

0,0307 mL $\rightarrow$ 100 mL

$x = \frac{100 \times 0,03}{1000} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Donc

$$[H_2PO_4^-] = 0,00310 \text{ mole/litre}$$

$$[HPO_4^{2-}] = 1,79 \times 10^{-3} \text{ mole/litre}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

$$pH = 7,2 + \log \frac{1,79 \times 10^{-3} \times 1000}{0,00310 \times 1000} = 7,25$$

$$pH = 7,2 - 0,3 = 7$$

Donc $pH = 7$

$$HPO_4^{2-} = 0,0189 \text{ M}$$

$$0,0189 \text{ mole/litre} \rightarrow 1000 \text{ ml}$$

$$x' = 100 \text{ ml}$$

$$x' = \frac{100 \times 0,0189}{1000}$$

$$x' = 1,89 \times 10^{-3} \text{ mole}$$