

1. a) Calculamos la molaridad (moles/l) de una disolución de HCl del 37% y con una densidad de  $1,2 \frac{g}{ml}$

$$M_{HCl} = 1 + 35,5 = 36,5 \frac{g}{mol}$$

$$\text{Molaridad} \left( \frac{\text{moles HCl}}{\text{l de disolución}} \right) = \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1,2 \text{ g disolución}}{1 \text{ ml disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ ml disolución}}{1 \text{ L disolución}} = \underline{\underline{12,16 \frac{\text{moles}}{\text{L}}}}$$

b) Si debemos preparar 1 litro de HCl 1M



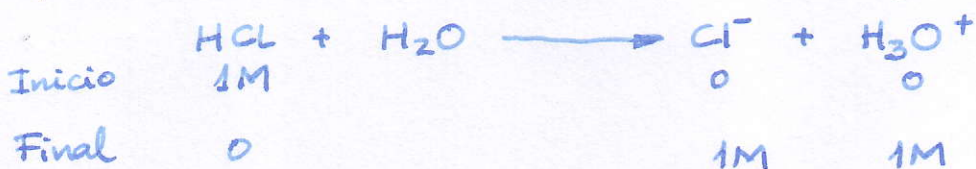
$$\text{Moles de HCl} = 1 \text{ l} \times 1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 1 \text{ mol de HCl}$$

Ese mol de HCl tendremos que cogerlo de la disolución 12,16M. Calculemos pues el volumen de esta disolución que contiene un mol de HCl:

$$\frac{12,16 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ l de disolución}} = \frac{1 \text{ mol HCl}}{x}$$

$$x = 0,082 \text{ l} = 82 \text{ ml}$$

c) El HCl es un ácido fuerte, con lo que en agua:



Por la definición de  $pH = -\log[H_3O^+]$

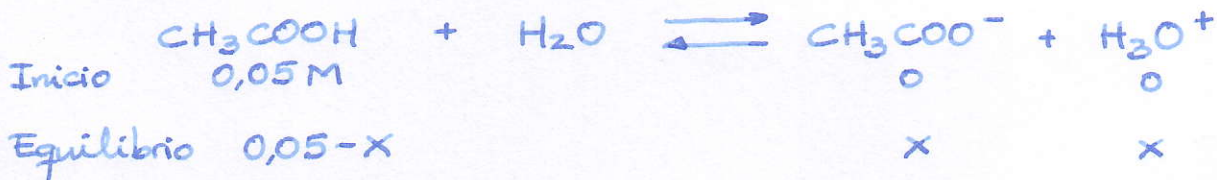
$$pH = -\log 1 = 0$$

2-

a)  $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 2 \times 12 + 2 \times 16 + 4 \times 1 = 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = \text{Concentración inicial} = \frac{\frac{6\text{g}}{60\text{g/mol}}}{2\text{l}} = 0,05 \frac{\text{moles}}{\text{l}}$

Ahora estudiamos el equilibrio:



Sustituyendo en la expresión de  $K_a$ :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} ; 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,05-x} ;$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,05-x} ; 9 \cdot 10^{-7} - 1,8 \cdot 10^{-5} x = x^2$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 9 \cdot 10^{-7} = 0 ; x = \begin{cases} 9,4 \cdot 10^{-4} \\ -9,6 \cdot 10^{-4} \end{cases} \leftarrow \text{NO VÁLIDO POR SER } < 0$$

O sea, que de 0,05 moles se disocian  $9,4 \cdot 10^{-4}$ , por lo que:

$$\frac{0,05}{9,4 \cdot 10^{-4}} = \frac{1}{x} ; x = 0,0188 = \text{Grado de disociación.}$$

También  $x = 1,88\%$  (Grado de disociación expresado en %).

b) Por definición  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ , luego:

$$\text{pH} = -\log(9,4 \cdot 10^{-4}) = \underline{\underline{3,03}}$$





Inicio 0,01M  
Final 0

0  
0,01M 0,01M

Como  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$  ;  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{0,01} = 10^{-12} \text{ M}$

$\uparrow$   
 $10^{-14}$

Por definición,  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-12} = \underline{\underline{12}}$



0,05M  
¿V?

0,01M  
100ml

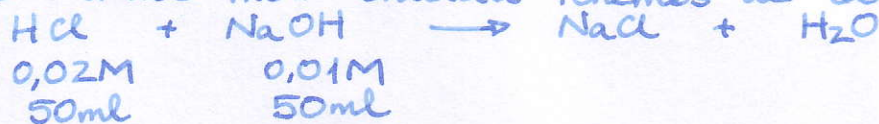
$0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0,100 \text{ L} = 0,001 \text{ moles de NaOH}$

Como la reacción transcurre mol a mol (un mol de HCl reacciona con un mol de NaOH) necesitaremos pues 0,001 moles de HCl que saldrán de la disolución 0,05M. Calculemos el volumen necesario de la disolución de HCl para que contenga 0,001 moles de HCl:

$\frac{0,05 \text{ moles}}{1 \text{ litro}} = \frac{0,001 \text{ moles}}{x}$  ;  $x = 0,02 \text{ litros} = \underline{\underline{20 \text{ ml de disolución } 0,05\text{M}}}$

El pH en el punto de neutralización será 7 pues habrá una disolución de NaCl.

c) Veamos cuantos moles iniciales tenemos de cada sustancia:



$0,02 \times 0,050 = 10^{-3} \text{ moles}$        $0,01 \times 0,050 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$

Como la reacción transcurre mol a mol reaccionarán  $5 \cdot 10^{-4}$  moles de NaOH con  $5 \cdot 10^{-4}$  moles de HCl y me sobrarán  $10^{-3} - 5 \cdot 10^{-4} = 5 \cdot 10^{-4}$  moles de HCl disueltos en  $50 + 50 = 100 \text{ ml}$ , luego:

$[\text{HCl}] = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}}{100 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  ;  $\text{pH} = -\log(5 \cdot 10^{-3}) = \underline{\underline{2,3}}$



4-

a)

$$[\text{HCl}] = \frac{1480 \frac{\text{gDn}}{\text{l}}}{100 \frac{\text{gDn}}{\text{l}}} \times \frac{36 \text{g}}{36,5 \text{g}} \times \frac{1 \text{mol}}{36,5 \text{g}} \times 1 \cdot 10^{-3} \text{l} = \frac{1}{100 \cdot 10^{-3} \text{l}} = \underline{\underline{0,146 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}}$$

b) El cálculo del pH de una disolución de ácido fuerte como ésta se halla:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,146 = \underline{\underline{0,84}}$$

c)



d) En los 100 ml de HCl 0,146 M existirán los siguientes moles:

$$\text{Moles HCl} = 0,100 \text{l} \times 0,146 \frac{\text{moles}}{\text{l}} = 0,0146 \text{ moles de HCl}$$

Según la reacción, necesitaremos por tanto otros 0,0146 moles de NaOH, luego:

$$\text{Volumen NaOH} = \frac{1 \text{ litro}}{0,5 \text{ moles}} \times 0,0146 \text{ moles} = 0,0292 \text{ litros de disolución de NaOH}$$

$$\downarrow \times 1000 \frac{\text{ml}}{\text{l}}$$

$$\underline{\underline{29,2 \text{ ml}}}$$