

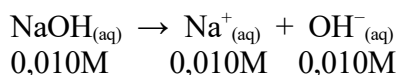
Problema791: Calcula:

a.1) O pH dunha disolución de hidróxido de sodio 0,010 M.

a.2) O pH dunha disolución de ácido clorhídrico 0,020 M.

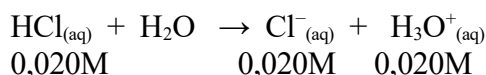
b) Calcula o pH da disolución obtida ao mesturar 100 mL da disolución de hidróxido de sodio 0,010 M con 25 mL da disolución de ácido clorhídrico 0,020 M.

a.1) É unha base forte, estará totalmente dissociada:



$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 0,010 = 2,0 \quad pH = 14 - pOH = 14 - 2 = \underline{12,0}$$

a.2) É un ácido forte, estará totalmente dissociado:

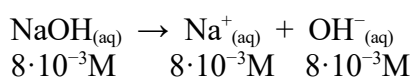


$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0,020 = \underline{1,70}$$

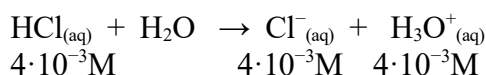
b) Ao mesturar as dúas disolucións as concentracións cambian, calculamos as novas concentracións:

$$M_c \cdot V_c = M_d \cdot V_d \quad M_d = \frac{M_c \cdot V_c}{V_d}$$

$$[NaOH] = \frac{M_c \cdot V_c}{V_d} = \frac{0,010 \text{ M} \cdot 100 \text{ ml}}{125 \text{ ml}} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$



$$[HCl] = \frac{M_c \cdot V_c}{V_d} = \frac{0,020 \text{ M} \cdot 25 \text{ ml}}{125 \text{ ml}} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$



Na neutralización: os ións oxonio neutralízanse cos ións hidróxido.



Como temos máis ións hidróxido calculamos o exceso de ións hidróxido na disolución:

$$[OH^-] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ M} - 4 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad pOH = -\log[OH^-] = -\log 4 \cdot 10^{-3} = 2,40$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,40 = \underline{11,60}$$