Problema737: ¿Cuáles son las concentraciones en el equilibrio y el pH de una disolución preparada disolviendo 0,16 moles de cianuro de sodio, NaCN, en agua hasta formar 500ml de disolución? $K_a(HCN) = 4{,}93\cdot 10^{-10}$

Se disocia la sal: $NaCN_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$

$$[NaCN]=\frac{n}{V}=\frac{0{,}16\,mol}{0{,}5\,L}=0{,}32\,M$$

El ion Na^+ proviene de una base fuerte, no dará reacción en agua, pero el CN^- es la base conjugada de un ácido débil, por lo que no será tan débil y dará reacción en agua.

	$CN^-_{(aq)}$ + H_2O ⇆	$HCN_{aq)}$ +	$OH^-_{(aq)}$
[inic.]	0,32	–	–
[eq.]	0,32 – x	x	x

$$K_b=\frac{[HCN]\cdot[OH^-]}{[CN^-]}=\frac{x^2}{0{,}32-x}=\frac{K_w}{K_a}=\frac{1\cdot 10^{-14}}{4{,}93\cdot 10^{-10}}=2{,}03\cdot 10^{-5}$$

como $K_b << 1 \Rightarrow x << 0{,}32 \Rightarrow 0{,}32 - x \approx 0{,}32$

$$\frac{x^2}{0{,}32}=2{,}03\cdot 10^{-5}$$

$$x=\sqrt{0{,}32\cdot 2{,}03\cdot 10^{-5}}=\underline{2{,}55\cdot 10^{-3}\,M}=[HCN]=[OH^-]$$

$$[CN^-]=0{,}32-x=0{,}32-2{,}55\cdot 10^{-3}=\underline{0{,}317\,M}$$

$$pOH=-\log[OH^-]=-\log 2{,}55\cdot 10^{-3}=2{,}59$$

$$pH=14-pOH=14-2{,}59=\underline{11{,}41}$$