Problema618: ¿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.

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

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

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

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

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

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

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