

Problema **resuelto** de ejemplo

Obtener el valor de pH de una disolución preparada pesando 3.41 g de cianuro de potasio y aforando a 250 mL. El pKa del par HCN/CN⁻ es 9.3

Paso 1. Calcular la molaridad de la disolución:

$$= 0.21 \text{ M}$$

Paso 2. Plantear la ecuación del equilibrio químico y la tabla ICE (inicial, cambio, equilibrio)

	CN ⁻	+	H ₂ O	↔	HCN	+	OH ⁻
Inicial	0.21						
cambio	-x		No cambia		x		x
Al Equilibrio	0.21 -x				x		x

$$K_{eq} = \frac{[HCN][OH^-]}{[CN^-]} = \frac{x^2}{0.21-x} =$$

OJO el dato que tengo NO es el de ESTA constante, lo que tengo es pKa = 9.3, o bien $K_a = 10^{-9.3} = 5 \times 10^{-10}$

$$K_a = 10^{-9.3} = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} ; \text{ hay que encontrar el valor numérico de } K_{eq} \text{ a partir del de } K_a$$

Aplicamos de nuevo el truquito de multiplicar la K_{eq} por $[H^+]/[H^+]$ y reacomodamos

$$K_{eq} = \frac{[HCN][OH^-]}{[CN^-]} \times \frac{[H^+]}{[H^+]} = \frac{[HCN]}{[CN^-][H^+]} \times \frac{[OH^-][H^+]}{[H^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{10^{-9.3}} = 10^{-4.7} = 2 \times 10^{-5}$$

De aquí puedo obtener el valor de x

$$x = 2.04 \times 10^{-3}$$

OJO x es el valor de [OH⁻] y lo que me piden es el pH.

$$\text{Puedo calcular el pOH} = -\log(2.04 \times 10^{-3}) = 2.69$$

Y sabiendo que pH + pOH = 14, obtengo **pH = 11.31**