



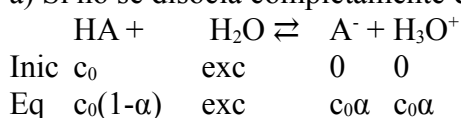
5. Un ácido monoprótico, HA, de concentración 1 M, se disocia un 2% a temperatura ambiente.

a) Calcular el pH de una disolución que se obtiene mezclando 100 ml de ácido HA 0,1 M y 100 ml de hidróxido de calcio 0,05 M.

b) Calcular los moles de ácido HA que se deben añadir a 500 ml de una disolución 0,15 M de NaA para que el pH sea igual a 3, (suponed que el volumen de 500 ml no sufre variación).

Comentado por Basileia y opositora en <http://docentesconeducacion.es/viewtopic.php?f=92&t=4125#p19665>

a) Si no se disocia completamente es un ácido débil, calculamos su constante.



$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{(1 \cdot 0,02)^2}{1 \cdot 0,98} = 4,08 \cdot 10^{-4} \text{ M} \Rightarrow pK_a = 3,39$$

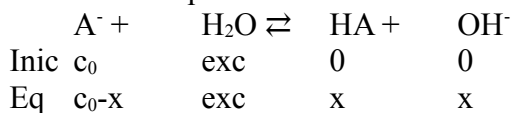
En 100 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,05 M tenemos 0,005 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ que se disocia completamente y supone 0,01 mol de OH^- , que neutraliza esa cantidad de ácido monoprótico.

En 100 mL de HA 0,1 M tenemos 0,01 mol de HA.

Se trata del punto de equivalencia, y al ser un ácido débil el pH será básico.

El volumen total pasa a ser 200 mL y la concentración de A^- es $0,01/0,2=0,05 \text{ M}$

Planteamos equilibrio con concentraciones



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,08 \cdot 10^{-4}} = 2,45 \cdot 10^{-11} = \frac{x^2}{0,05-x}$$

Si asumimos $x \ll 0,05$

$$x = \sqrt{\frac{2,45 \cdot 10^{-11}}{0,05}} = 1,107 \cdot 10^{-6} \text{ M} \Rightarrow p\text{OH} = 5,96 \Rightarrow p\text{H} = 8,04$$

b) El pH=3 es ácido, consideramos una disolución reguladora y usamos Henderson-Hasselbach

$$p\text{H} = pK_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]} \Rightarrow \frac{0,15}{[\text{HA}]} = 10^{3-3,39} \Rightarrow [\text{HA}] = 0,3682 \text{ M}$$

Si el volumen son 0,5 L, $n = 0,5 \cdot 0,3682 = 0,184 \text{ mol HA}$