

## ANDALUCÍA 2016

4. Tenemos una disolución de ácido glicólico ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3$ ) con una concentración 0.25M. Se valora con una disolución de NaOH 0.5M. El  $\text{pK}_a = 3.83$ .

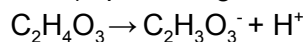
a) Calcular el pH de la disolución de ácido glicólico.

b) Calcular el pH cuando se ha valorado el 99% del ácido.

c) Calcular el punto de equivalencia.

d) ¿Se puede calcular el punto de equivalencia con 1% de error si el indicador que tenemos en el laboratorio vira a  $\text{pH}=10.5$ ? Explicar razonadamente.

a)  $\text{pK}_a = -\log K_a$  de donde  $K_a = 10^{-3.83}$



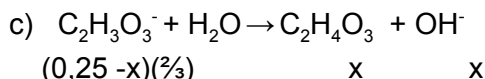
$$K_a = [\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_3^-][\text{H}^+]/[\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3] = x^2/(0.25 - x)$$

$$\text{despejas } x = 6 \cdot 10^{-3} \text{ y } \text{pH} = 2.22$$

b) Ecuación de Henderson-Hasselbalch

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log ([\text{sal}]/[\text{ácido}])$$

puedes calcular las concentraciones con el número de moles de cada cosa  $0.99 \cdot 0.25 \cdot V$  y  $0.01 \cdot 0.25 \cdot V$  respectivamente y dividiendo entre el V total que es  $V + V$  del NaOH añadido, pero no es necesario porque vas a multiplicar y dividir los dos por lo mismo, llega con hacer  $\text{pH} = 3.83 + \log(0.99/0.01) = 5.83$



Aquí hay que considerar hidrólisis de la base conjugada porque el ácido es débil

Usando  $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$

$$10^{-14}/K_a = x^2/[(0.25 - x)(\frac{2}{3})]$$

donde el  $\frac{2}{3}$  sale de que antes teníamos volumen V y ahora tenemos  $V + V/2$  que es el volumen añadido del NaOH en total  $3V/2$

Despejas x que es la concentración  $[\text{OH}^-]$  con eso tienes el pOH y finalmente:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8.53$$

d) Aquí es necesario conocer el volumen a valorar y el añadido que debería estar en el enunciado...

Suponemos 100mL de volumen de ácido a valorar y por lo tanto  $V_{pe} = 0.05\text{L}$  de NaOH añadidos en el punto de equivalencia.

Para alcanzar un pH de 10,5 que es en el que vira el indicador, necesitamos exceso de NaOH calculamos cuánto volumen ( $V_{ex}$ )

$$\text{pOH} = 14 - 10.5 = 3.5 ; [\text{OH}^-] = 3.16 \cdot 10^{-4}\text{M}$$

$$3.16 \cdot 10^{-4} = (0.5V_{ex})/(0.15 + V_{ex})$$

$$\text{Despejamos } V_{ex} = 9.47 \cdot 10^{-5}\text{L}$$

Ahora el error:

$$E(\%) = (V_{ex}/V_{pe}) \cdot 100$$

$$E(\%) = (9.47 \cdot 10^{-5}/0.05) \cdot 100 = 0.2\% < 1\%$$