

## 2018 Modelo

**Pregunta A5.-** Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos apartados a) y b); 0,5 puntos apartado c).

- a)  $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$   
 $c_0$  0,5 0 0  
 $c_f$  0,5 - x x x  
 $K_a = [\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HCOOH}]; 1,85 \times 10^{-5} = x^2 / (0,5 - x) \approx x^2 / 0,5; x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,04 \times 10^{-3} \text{ M}.$   
 $\text{pH} = -[\log \text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3,04 \times 10^{-3} = 2,52.$
- b)  $\text{BOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{B}^+ + \text{OH}^-;$   
 $c_0$  0,3  
 $c_f$  0,3(1 -  $\alpha$ ) 0,3 $\alpha$  0,3 $\alpha$   
 $\text{pH}(\text{HCOOH}) = \text{pOH}(\text{BOH}) \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]; [\text{OH}^-] = c_0 \cdot \alpha; \alpha = 3,04 \times 10^{-3} / 0,3 = 0,010$
- c)  $[\text{HCOOH}]_{\text{diluida}} = 0,5 \times 50 / 200 = 0,125 \text{ M}.$   $V_{\text{BOH}} = 200 \times 0,125 / 0,3 = 83 \text{ mL}.$

## 2017- Junio

**Pregunta B4.-**

- a) En los 2 mL tenemos  $2 \text{ mL} \cdot \frac{1,18 \text{ g HCl (ac)}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{36,2 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl (ac)}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,0234 \text{ mol HCl}$

La concentración de disolución preparada de 250 mL es  $\frac{0,0234 \text{ mol HCl}}{0,25 \text{ L}} = 0,0936 \text{ M}$

Al ser el HCl un ácido fuerte está totalmente disociado, y el  $\text{pH} = -\log([\text{H}^+]) = -\log(0,0936) = 1,03$

b) Al ser NaOH una base fuerte se disocia completamente

75 mL de NaOH 0,1 M suponen  $0,075 \cdot 0,1 = 0,0075 \text{ mol OH}^-.$

75 mL de HCl 0,0936 M suponen  $0,075 \cdot 0,0936 = 0,00702 \text{ mol H}^+.$

En la neutralización  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$  la estequiometría es 1 a 1, por lo que quedará un exceso de  $0,0075 - 0,00702 = 0,00048 \text{ mol}$  de  $\text{OH}^-$ , que estarán en un total de  $75 + 75 = 150 \text{ mL}$  de disolución.  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log(0,00048/0,15)) = 11,5$

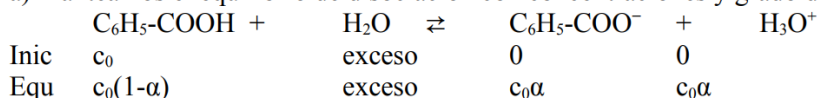
c) 10 mL de HCl 0,0936 M suponen  $0,010 \cdot 0,0936 = 0,000936 \text{ mol H}^+.$

Deben ser neutralizados con el mismo número de mol de  $\text{OH}^-$ , que suponen de a disolución NaOH

## 2016-Septiembre

**Pregunta A4.-**

a) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones y grado de disociación



Donde  $c_0 \alpha = [\text{H}^+] = 10^{-2,3}$

$$K_a = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = c_0 \alpha \frac{\alpha}{1-\alpha} \Rightarrow 10^{-4,2} = 10^{-2,3} \cdot \frac{\alpha}{1-\alpha} \Rightarrow 10^{-1,9} (1-\alpha) = \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-1,9}}{1+10^{-1,9}} = 0,012$$

$$c_0 = \frac{[\text{H}^+]}{\alpha} = \frac{10^{-2,3}}{0,012} = 0,42 \text{ M}$$

b) El  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  es una base fuerte que se disocia completamente

Masa molar  $\text{Ba}(\text{OH})_2 = 137,3 + 2 \cdot (16 + 1) = 171,3 \text{ g/mol Ba}(\text{OH})_2$

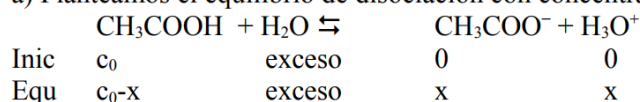
$$25 \text{ mL} \cdot \frac{0,42 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_2}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol OH}^-} \cdot \frac{171,3 \text{ g Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} = 0,90 \text{ g Ba}(\text{OH})_2$$

c) El ácido es débil dado el valor de  $\text{pK}_a$  proporcionado, por lo que la base conjugada es una base fuerte, y tras neutralizar los iones  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$  producen hidrólisis generando un pH básico.

## **2016-Modelo**

### **Pregunta A3.-**

a) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones



$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \rightarrow 2,4 = -\log(x) \rightarrow x = 10^{-2,4} = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(4 \cdot 10^{-3})^2}{c_0 - 4,0 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow c_0 = 4,0 \cdot 10^{-3} + \frac{(4 \cdot 10^{-3})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,89 \text{ M}$$

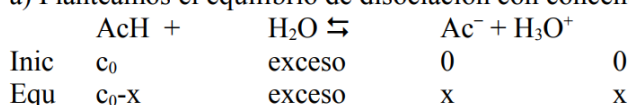
b) Como la densidad es una propiedad intensiva, no depende de la cantidad de sustancia tomada; tomamos un volumen de 1 L por sencillez, con la concentración calculada en el apartado a tendremos 0,89 mol de ácido acético.

$$\frac{0,89 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{12 \cdot 2 + 16 \cdot 2 + 4 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{5 \text{ g CH}_3\text{COOH}} = 1068 \text{ g/L}$$

## **2015-Septiembre**

### **Pregunta A4.**

a) Planteamos el equilibrio de disociación con concentraciones



$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) \rightarrow -\log(2,5 \cdot 10^{-5}) - 2 = -\log(x) \rightarrow x = 10^{-2,6} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{Ac}^-]}{[\text{AcH}]} \Rightarrow 2,5 \cdot 10^{-5} = \frac{(2,5 \cdot 10^{-3})^2}{c_0 - 2,5 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow c_0 = 2,5 \cdot 10^{-3} + \frac{(2,5 \cdot 10^{-3})^2}{2,5 \cdot 10^{-5}} = 0,25 \text{ M}$$

b) Como el KOH es una base muy fuerte se disocia completamente, y el número de moles de OH<sup>-</sup>

que aporta es igual al número de moles de KOH en la disolución, que deben ser igual al número de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> a neutralizar aportados por el ácido.

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = c \cdot V = 0,25 \cdot 0,1 = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_3\text{O}^+$$

$$2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_3\text{O}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol H}_3\text{O}^+} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol OH}^-} \cdot \frac{39,1 + 16 + 1 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 1,4 \text{ g KOH}$$

c) Tras la neutralización, los aniones del ácido (son base conjugada fuerte ya que se trata de un ácido débil con la K<sub>a</sub> proporcionada) producirán hidrólisis y harán que el pH sea básico.