

1 (Aragón 2003).- Calcula los gramos de ácido acético que se deben disolver en agua para obtener 500 mL de una disolución de $pH = 2,72$.

Datos K_a (ácido acético) = $1,8 \cdot 10^{-5}$; Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$; $C = 12$.

$$pH = 2,72 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,72} = 1,9 \cdot 10^{-3} M$$



Concentración en equil.: $c_o - x$ x x
 $x = [H_3O^+] = 1,9 \cdot 10^{-3}$

$$K_a = \frac{[CH_3 - COO^-][H_3O^+]}{[CH_3 - COOH]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(1,9 \cdot 10^{-3})^2}{c_o} \rightarrow c_o = 0,2 M$$

(Hemos hecho la aproximación $c_o - x = c_o$ que apenas afecta el resultado y facilita mucho el cálculo)

$$n^\circ \text{ moles, } n = V \cdot M = 0,5 \cdot 0,2 = 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{masa, } m = n \cdot Mr = 0,1 \cdot 60 = 6 \text{ g}$$

2 (Cantabria 2003).- Una disolución acuosa comercial de ácido sulfúrico es de un 80,70 % en masa de riqueza y tiene una densidad de 1,74 g/mL. Calcula:

a) La molaridad de la disolución comercial.

b) El volumen de disolución comercial necesario para preparar 2 L de ácido sulfúrico 0,5 M.

c) El pH cuando se añaden 15 mL de hidróxido sódico 0,5 M a 10 mL de ácido sulfúrico 0,5 M.

d) El pH cuando se añaden 25 mL de hidróxido sódico 0,5 M a 10 mL de ácido sulfúrico 0,5 M.

Datos: Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$; $S = 32$.

a) masa de 1 L de disolución: $m(D) = V \cdot d = 1000 \cdot 1,74 = 1740 \text{ g}$

masa de soluto en 1 L: $m(s) = 80,70 \% \text{ de } 1740 = 1404,18 \text{ g}$

$$\text{moles de soluto: } n(s) = \frac{1404,18}{98} = 14,33 \text{ mol} \quad M = 14,33 \text{ mol/L}$$

b) $n(s) = M' \cdot V' = 0,5 \cdot 2 = 1 \text{ mol}$

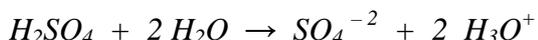
$$\text{volumen necesario de la disolución comercial: } V = \frac{n(s)}{M} = \frac{1}{14,33} = 69,8 \text{ mL}$$



2 moles de NaOH reaccionan con 1 mol de H_2SO_4 . Por lo tanto, reaccionarán $7,5 \cdot 10^{-3}$ moles de NaOH con $3,75 \cdot 10^{-3}$ moles de H_2SO_4 .

Quedan sin reaccionar $1,25 \cdot 10^{-3}$ moles de H_2SO_4 en 25 mL (15 mL + 10 mL)

$$\text{cuya concentración (molaridad) será: } M = \frac{n}{V} = \frac{1,25 \cdot 10^{-3}}{25 \cdot 10^{-3}} = 0,05 \text{ mol/L}$$



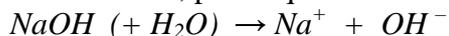
Como es un ácido fuerte, estará completamente disociado $\rightarrow [H_3O^+] = 2 \cdot 0,05 = 0,1$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,1 = 1$$

d) En este caso reacciona todo el ácido, quedando sin reaccionar $2,5 \cdot 10^{-3}$ moles de $NaOH$. El volumen es de 35 mL (25 mL + 10 mL), y la concentración:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3}}{35 \cdot 10^{-3}} = 0,0714 \text{ mol/L}$$

El $NaOH$ es una base fuerte, por lo que se disocia totalmente,



coincidiendo la concentración de OH^- con la de $NaOH \rightarrow [OH^-] = 0,0714 \text{ mol/L}$

$$pOH = -\log [OH^{-1}] = -\log 0,0714 = 1,15$$

$$pH = 14 - pOH = 12,85$$

3 (Castilla-La Mancha 2003).- El efluente residual de una empresa de tratamiento de superficies metálicas contiene un 0,2 % en masa de ácido sulfúrico, debiendo ser neutralizado mediante la adición de hidróxido sódico. Concretamente, se pretenden tratar 125 L de la corriente residual ácida con una disolución de hidróxido sódico 2,5 M. Calcula:

a) El volumen de disolución de hidróxido sódico 2,5 M que es preciso utilizar para la neutralización completa del efluente residual.

b) El pH de la disolución resultante si se añaden 50 mL más de los necesarios de la disolución de hidróxido sódico.

Datos: La densidad de la corriente residual es 1 g/cm^3 .

Masas atómicas: $H = 1$; $O = 16$; $S = 32$.

a) masa de los 125 L de residuo: $m = V \cdot d = 125 \text{ L} \cdot 1 \text{ kg/L} = 125 \text{ kg}$

masa de H_2SO_4 en el residuo: $m(H_2SO_4) = 0,002 \cdot 125 = 250 \text{ g}$

Neutralización: $H_2SO_4 + 2 NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2 H_2O$

1 mol de H_2SO_4 reacciona con 2 mol de $NaOH$

98 g

2 mol

250 g

x mol

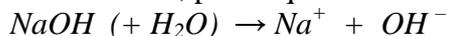
$x = 5,102 \text{ mol NaOH}$

$$\text{volumen de disolución: } V = \frac{n}{M} = \frac{5,102}{2,5} = 2,041 \text{ L}$$

b) moles de $NaOH$ en exceso: $n(NaOH) = M \cdot V = 2,5 \cdot 0,05 = 0,125 \text{ mol}$

$$[NaOH] = \frac{n(NaOH)}{V_T} = \frac{0,125}{125 + 2,041 + 0,05} = 9,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

El $NaOH$ es una base fuerte, por lo que se disocia totalmente,



coincidiendo la concentración de OH^- con la de $NaOH \rightarrow [OH^-] = [NaOH]$

$$[OH^-] = 9,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pOH = -\log [OH^{-1}] = -\log 9,8 \cdot 10^{-4} = 3$$

$$pH = 14 - pOH = 11$$

4 (Castilla-León 2003).- Aplicando la teoría de Brönsted y Lowry, razona si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Un ácido fuerte reacciona con su base conjugada dando una disolución neutra.

b) La base conjugada de un ácido débil ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) es una base fuerte.

c) Un ácido y su base conjugada se diferencian en un protón.

a) Falsa.

- b) Falsa: $K_a \cdot K_b = K_w$ (a 25 °C) $\rightarrow K_b = 5'6 \cdot 10^{-10} \rightarrow$ base débil
 c) Verdadera.

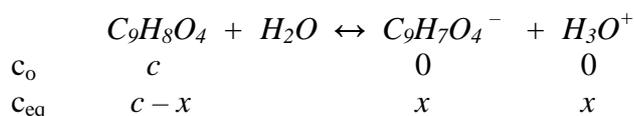
5 (Cataluña 2003).- La aspirina (ácido acetilsalicílico), de fórmula $C_9H_8O_4$, es un ácido débil y monoprótico. Su solubilidad en agua es de 0'5 g en 150 cm^3 de disolución, y una disolución saturada tiene un pH de 2'65.

- a) Calcula la constante de acidez del ácido acetilsalicílico.
 b) Justifica si el pH de una disolución de la sal sódica del ácido acetilsalicílico es mayor, igual o menor que 7.
 c) La ingestión de aspirinas puede ser perjudicial en los casos en que hay tendencia a la acidez gástrica excesiva. Justifica si los siguientes productos serán o no adecuados para compensar esa acidez:

Cloruro de sodio; vinagre; glucosa; hidrogenocarbonato de sodio.

Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

a)

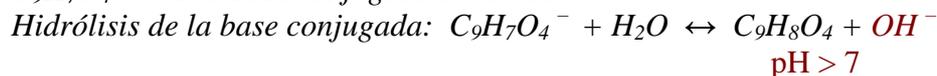


$$Mr(C_9H_8O_4) = 180 \text{ g/mol} \quad n = 2'78 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad c = \frac{n}{V} = \frac{2'78 \cdot 10^{-3}}{0'150} = 0'0185 \text{ mol/L}$$

$$x = [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2'65} = 2'24 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[C_9H_7O_4^-][H_3O^+]}{[C_9H_8O_4]} = \frac{x^2}{c - x} = \frac{(2'24 \cdot 10^{-3})^2}{0'0185 - 2'24 \cdot 10^{-3}} = 3'1 \cdot 10^{-4}$$

- b) $NaC_9H_7O_4 (+ H_2O) \leftrightarrow Na^+ + C_9H_7O_4^-$
 $C_9H_7O_4^-$ es la base conjugada del ácido



- c) Para neutralizar el ácido se necesita una base. La única sustancia capaz de actuar como tal es el hidrogenocarbonato de sodio.

6 (Extremadura 2003).- Calcula cuántos mL de ácido clorhídrico $2 \cdot 10^{-2} M$ hay que añadir a 200 mL de agua para obtener una disolución de pH = 3'2.

$$pH = 3'2 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3'2} = 6'3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$M = \frac{n_s}{V(L)} \Rightarrow n_s = M \cdot V = 2 \cdot 10^{-2} \cdot V$$

$$M' = \frac{n_s}{V_T} \Rightarrow 6'3 \cdot 10^{-4} = \frac{2 \cdot 10^{-2} \cdot V}{V + 0'2} \Rightarrow V = 6'5 \cdot 10^{-3} L \quad V = 6'5 \text{ mL}$$