

QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

- Junio, Ejercicio 6, Opción A
- Junio, Ejercicio 4, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 5, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 5, Opción B

emestrada

Se preparan 187 mL de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) a partir de 3 mL de un ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza en masa y densidad 1'184 g/mL. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) La concentración de la disolución preparada y su pH.

b) El volumen (mL) de disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0'1 M necesario para neutralizar 10 mL de la disolución final preparada de HCl.

Datos: Masas atómicas relativas:  $\text{H} = 1$  ;  $\text{Cl} = 35'5$

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad del ácido clorhídrico comercial

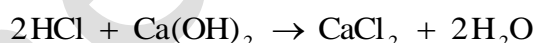
$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{1184 \cdot 0'37}{36'5} = 12 \text{ M}$$

Calculamos la concentración de la disolución preparada

$$V \cdot M = V' \cdot M' \Rightarrow 3 \cdot 10^{-3} \cdot 12 = 187 \cdot 10^{-3} \cdot M' \Rightarrow M' = 0'1925 \text{ Molar}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0'1925) = 0'715$$

b) Escribimos y ajustamos la reacción de neutralización que tiene lugar



Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$0'01 \cdot 0'1925 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles HCl}} = 9'625 \cdot 10^{-4} \text{ moles Ca}(\text{OH})_2$$

Luego, el volumen que necesito es:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} \Rightarrow 0'1 = \frac{9'625 \cdot 10^{-4}}{v} \Rightarrow v = 9'625 \text{ mL}$$

- a) Según la teoría de Brönsted y Lowry justifique mediante las correspondientes reacciones químicas el carácter ácido, básico o neutro de disoluciones acuosas de HCl y de NH<sub>3</sub>.
- b) Según la teoría de Brönsted y Lowry escriba la reacción que se produciría al disolver etanoato de sodio (CH<sub>3</sub>COONa) en agua, así como el carácter ácido, básico o neutro de dicha disolución.
- c) Se tienen tres disoluciones acuosas de las que se conocen: de la primera la  $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}$ , de la segunda  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ M}$  y de la tercera  $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$ . Ordénelas justificadamente en función de su acidez.
- QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

- a) Según la teoría de Brönsted y Lowry:

Ácido: es toda especie química capaz de ceder protones

Base: es toda especie química capaz de aceptar protones.

El HCl, es un ácido, ya que puede ceder un protón.

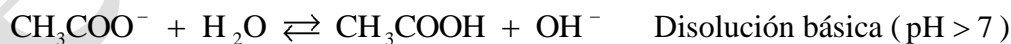


El NH<sub>3</sub> es una base, ya que es capaz de aceptar un protón.



- b) El etanoato de sodio se disocia en:  $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$

El ión Na<sup>+</sup> viene de una base fuerte, por lo tanto, no sufre la reacción de hidrólisis, mientras que el CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> viene de un ácido débil y si sufre la reacción de hidrólisis:



- c)

Disolución 1:  $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = 4 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 4 = 10$

Disolución 2:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 4$

Disolución 3:  $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = 7 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 7 = 7$

Luego, el orden de mayor a menor acidez es: Disolución 2 > Disolución 3 > Disolución 1

Se tienen dos disoluciones acuosas de dos ácidos monopróticos orgánicos del tipo  $R-COOH$ , una de ácido etanoico ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) y otra de ácido benzoico ( $K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}$ ). Si la concentración molar de los dos ácidos es la misma, conteste razonadamente:

- a) ¿Cuál de los dos ácidos es más débil?
- b) ¿Cuál de los dos ácidos tiene un grado de disociación mayor?
- c) ¿Cuál de las dos bases conjugadas es más débil?

**QUÍMICA. 2018. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

- a) El ácido más débil es el etanoico, ya que tiene la constante más pequeña.
- b) El benzoico, ya que es el ácido más fuerte de los dos.
- c) La base conjugada más débil es la del ácido benzoico, ya que es el ácido más fuerte.

El hidróxido de sodio (NaOH), comúnmente conocido como sosa cáustica, se emplea en disoluciones acuosas a altas concentraciones para desatascar tuberías. Se tiene una disolución comercial de este compuesto con una densidad a 20°C de 1,52 g/mL y una riqueza en masa del 50%. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) El volumen necesario de esta disolución comercial para preparar 20 L de una disolución de pH = 12.

b) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) de concentración 0,25 M necesario para neutralizar 5 mL de la disolución comercial de hidróxido de sodio.

Datos: Masas atómicas relativas Na = 23 ; O = 16 ; H = 1

QUIMICA. 2018. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad de la disolución de NaOH:  $M = \frac{1520 \cdot 0'5}{40} = 19$

El NaOH es una base fuerte que está totalmente disociada en sus iones, luego:

$$\text{pH} = 12 \Rightarrow \text{pOH} = 2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2}$$

Calculamos el volumen necesario

$$V \cdot M = V' \cdot M' \Rightarrow V \cdot 19 = 20 \cdot 10^{-2} \Rightarrow V = 0'01052 \text{ L} = 10'52 \text{ mL}$$

b) Calculamos la normalidad del ácido sulfúrico:  $N_a = 2 \cdot M = 2 \cdot 0'25 = 0'5$

Calculamos el volumen de ácido necesario para la neutralización

$$V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b \Rightarrow V_a \cdot 0'5 = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 19 \Rightarrow V_a = 0'19 \text{ L} = 190 \text{ mL}$$

La aspirina es un medicamento cuyo principio activo es el ácido acetilsalicílico ( $C_9H_8O_4$ ), que es un ácido débil monoprótico del tipo  $R-COOH$ . Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

a) La concentración molar de la disolución obtenida al disolver un comprimido de aspirina que contiene 500 mg del ácido en 200 mL de agua y su grado de disociación.

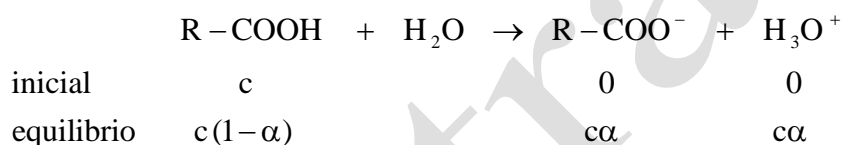
b) El pH y la concentración de todas las especies en el equilibrio.

Datos:  $K_a = 3,27 \cdot 10^{-4}$ . Masas atómicas relativas  $H = 1$  ;  $C = 12$  ;  $O = 16$

QUÍMICA. 2018. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la concentración:  $c = \frac{0'5}{0'2} = 0'014 \text{ M}$



$$K_a = 3'27 \cdot 10^{-4} = \frac{[R-COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[R-COOH]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'014 \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow \alpha = 0'142$$

b)

$$pH = -\log c \cdot \alpha = -\log 0'014 \cdot 0'142 = 2'7$$

Calculamos las concentraciones en el equilibrio

$$[R-COO^-] = [H_3O^+] = c \cdot \alpha = 0'014 \cdot 0'142 = 1'99 \cdot 10^{-3}$$

$$[R-COOH] = c \cdot (1-\alpha) = 0'014 \cdot (1-0'142) = 0'012$$

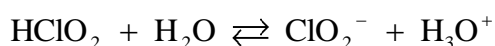
Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry para ácidos y bases, y teniendo en cuenta que el ácido cloroso ( $\text{HClO}_2$ ) es un ácido débil ( $K_a = 1'1 \cdot 10^{-2}$ ):

- Escriba la reacción química del agua con el ácido cloroso y la expresión de su constante de acidez.
- Escriba la reacción química del agua con la base conjugada del ácido y la expresión de su constante de basicidad.
- Obtenga el valor de la constante de basicidad de su base conjugada.

QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

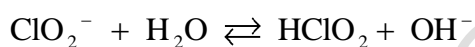
### R E S O L U C I Ó N

a) La reacción es:



Y la expresión de su constante de acidez es:  $K_a = \frac{[\text{ClO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}_2]}$

b) La reacción es:



Y la expresión de su constante de basicidad es:  $K_b = \frac{[\text{HClO}_2] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{ClO}_2^-]}$

c) Calculamos el valor de la constante de basicidad

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1'1 \cdot 10^{-2}} = 9'09 \cdot 10^{-13}$$

El ácido salicílico ( $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$ ) se emplea en productos farmacológicos para el tratamiento y cuidado de la piel (acné, verrugas, etc.). A  $25^\circ\text{C}$ , una disolución acuosa de  $2,24 \text{ mg/mL}$  de este ácido monoprótico alcanza un pH de  $2,4$  en el equilibrio. Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

a) La concentración molar de la especie  $\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COO}^-$  y el grado de disociación del ácido salicílico.

b) El valor de la constante  $K_a$  del ácido salicílico y el valor de la constante  $K_b$  de su base conjugada.

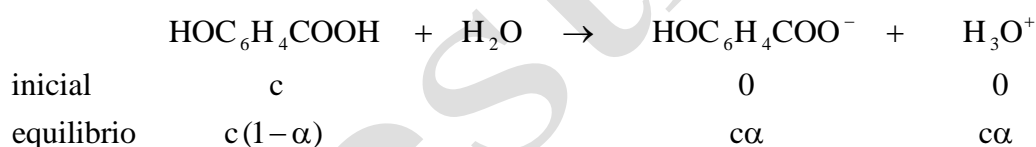
Datos: Masas atómicas relativas  $\text{O} = 16$  ;  $\text{C} = 12$  ;  $\text{H} = 1$

QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad de la disolución:  $c = \frac{2,24}{138} = 0,016 \text{ M}$

Escribimos el equilibrio



$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0,016 \cdot \alpha = 2,4 \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-2,4}}{0,016} = 0,249$$

$$[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COO}^-] = c\alpha = 0,016 \cdot 0,249 = 3,98 \cdot 10^{-3}$$

b) Calculamos la constante de acidez

$$K_a = \frac{[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HOC}_6\text{H}_4\text{COOH}]} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,016 \cdot (0,249)^2}{1-0,249} = 1,32 \cdot 10^{-3}$$

Calculamos la constante de la base conjugada

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,32 \cdot 10^{-3}} = 7,57 \cdot 10^{-12}$$



La constante de acidez del ácido láctico, ácido orgánico monoprótico, es  $1,38 \cdot 10^{-4}$ . Justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) El ácido láctico es un ácido fuerte.

b) La constante  $K_b$  de la base conjugada es  $7,2 \cdot 10^{-11}$

c) En una disolución acuosa del ácido, el pOH es mayor que el pH.

**QUÍMICA. 2018. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Un ácido se considera fuerte si  $pK_a < 1,74$ . En nuestro caso  $pK_a = 3,86$

b) Verdadera, ya que:

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-4}} = 7,2 \cdot 10^{-11}$$

c) Verdadera, ya que  $pH + pOH = 14$  y el pH es menor que 7.

Una mezcla de 2 g de hidróxido de sodio (NaOH) y 2,8 g de hidróxido de potasio (KOH) se disuelve completamente en agua hasta alcanzar un volumen de 500 mL. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) El pH y la concentración de todas las especies en disolución.

b) El volumen en mL de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico (HCl) necesario para neutralizar 50 mL de la disolución anterior.

Datos: Masas atómicas relativas Na = 23 ; K = 39,1 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2018. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la concentración

$$c = \frac{\frac{2}{40} + \frac{2,8}{56,1}}{0,5} = 0,2 \text{ M}$$

Como el NaOH y el KOH son bases fuertes, estarán totalmente disociadas en sus iones, luego:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 0,2 = 13,3$$

Calculamos las concentraciones de todos los iones:

$$[\text{Na}^+] = \frac{2}{40} = 0,1 \text{ M}$$

$$[\text{K}^+] = \frac{2,8}{56,1} = 0,1 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{2}{40} + \frac{2,8}{56,1} = 0,2 \text{ M}$$

b) Calculamos el volumen de HCl

$$V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b \Rightarrow V_a \cdot 0,5 = 0,05 \cdot 0,2 \Rightarrow V_a = 0,02 \text{ L} = 20 \text{ mL}$$

Una disolución acuosa de hidróxido de potasio (KOH) de uso industrial tiene una composición del 40% de riqueza en masa y una densidad de 1,515 g/mL. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) La molaridad de esta disolución y el volumen necesario para preparar 10 L de disolución acuosa de pH = 13.

b) El volumen de una disolución acuosa de ácido perclórico (HClO<sub>4</sub>) 2 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de KOH de uso industrial.

Datos: Masas atómicas relativas H = 1 ; O = 16 ; K = 39

QUÍMICA. 2018. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad de la disolución

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen(L)}} = \frac{1515 \cdot 0'4}{56} = 10'82 \text{ M}$$

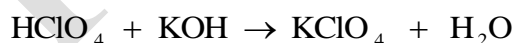
Como el KOH es una base fuerte estará totalmente disociada, luego:

$$\text{pH} = 13 \Rightarrow \text{pOH} = 1 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1}$$

Calculamos el volumen necesario:

$$V \cdot M = V' \cdot M' \Rightarrow V \cdot 10'82 = 10 \cdot 10^{-1} \Rightarrow V = 0'0924 \text{ L} = 92'4 \text{ mL}$$

b) Le reacción de neutralización es:



Calculamos el volumen necesario:

$$V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b \Rightarrow V_a \cdot 2 = 10'82 \cdot 0'05 \Rightarrow V = 0'2705 \text{ L} = 270'5 \text{ mL}$$