

QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

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

emestrada

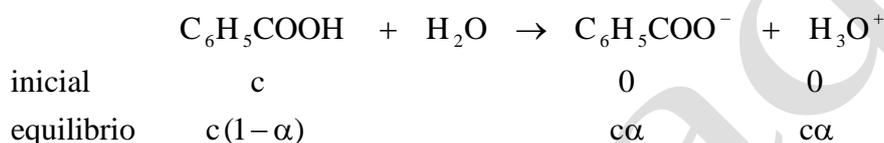
- a) Calcule la concentración de una disolución de ácido benzoico (C_6H_5COOH) de $pH = 2'3$
 b) Determine la masa de $Ba(OH)_2$ necesaria para neutralizar 25 mL de una disolución comercial de HNO_3 del 58% de riqueza y densidad $1'356 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Datos: $K_a(C_6H_5COOH) = 6'31 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas $Ba = 137'3$; $H = 1$; $O = 16$; $N = 14$.

QUÍMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) Escribimos la reacción de disociación



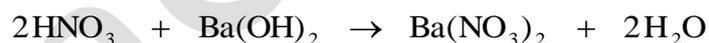
Sabemos que:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log c\alpha = 2'3 \Rightarrow c\alpha = 10^{-2'3}$$

Luego:

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} \Rightarrow 6'31 \cdot 10^{-5} \approx \frac{10^{-2'3} \cdot 10^{-2'3}}{c} \Rightarrow c = 0'398$$

- b) La reacción de neutralización es:



$$\left. \begin{array}{l}
 1000 \text{ mL} \rightarrow 1356 \cdot 0'58 \text{ g } HNO_3 \\
 25 \text{ mL} \rightarrow x
 \end{array} \right\} x = 19'662 \text{ g } HNO_3$$

Por la estequiometría de la reacción sabemos que:

$$\left. \begin{array}{l}
 171'3 \text{ g } Ba(OH)_2 \rightarrow 2 \cdot 63 \text{ g } HNO_3 \\
 x \quad \quad \quad \rightarrow 19'662 \text{ g } HNO_3
 \end{array} \right\} x = 26'73 \text{ g } Ba(OH)_2$$

Razone si son cierta o falsas las siguientes afirmaciones:

a) En disolución acuosa, cuanto más fuerte es una base más fuerte es su ácido conjugado.

b) En una disolución acuosa de una base, el pOH es menor que 7.

c) El ión H_2PO_4^- es una sustancia anfótera en disolución acuosa, según la teoría de Brønsted-Lowry.

QUÍMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

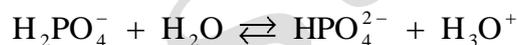
R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Cuanto más fuerte sea una base, más débil será su ácido conjugado, ya que $K_a \cdot K_b = K_w$. Si la base es fuerte K_b es grande con lo cual K_a del ácido conjugado es pequeña y, por lo tanto, débil.

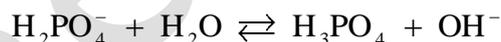
b) Verdadera. El pH de una disolución de base es mayor que 7, por lo tanto, el pOH es menor que 7, ya que: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

c) Verdadera. El ión H_2PO_4^- :

1) Puede actuar como ácido cediendo un protón:



2) Puede actuar como base aceptando un protón:



a) El pH de un zumo de limón es 3,4. Suponiendo que el ácido del limón se comporta como un ácido monoprótico (HA) de constante de acidez $K_a = 7'4 \cdot 10^{-4}$, calcule la concentración de HA en el equilibrio.

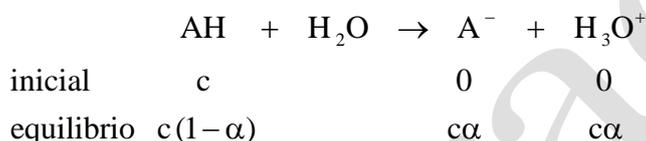
b) El volumen de una disolución de hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) 2 M necesaria para neutralizar 10 mL de HCl comercial de 35 % de riqueza y densidad $1'17 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Datos: masas atómicas relativas H = 1 ; Cl = 35'5.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Sabemos que: $pH = 3'4 \Rightarrow 10^{-3'4} = c \cdot \alpha$

$$K_a = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} \Rightarrow 7'4 \cdot 10^{-4} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{10^{-3'4} \cdot \alpha}{1-\alpha} \Rightarrow 7'4 \cdot 10^{-4} - 7'4 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha = 3'98 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 7'4 \cdot 10^{-4} = 1'138 \cdot 10^{-3} \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = 0'65$$

Calculamos la concentración inicial: $10^{-3'4} = c \cdot \alpha \Rightarrow 10^{-3'4} = c \cdot 0'65 \Rightarrow c = 6'12 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

Luego: $[AH] = c \cdot (1-\alpha) = 6'12 \cdot 10^{-4} \cdot (1-0'65) = 2'14 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

b) La reacción de neutralización es: $2HCl + Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$

$$10 \text{ ml disolución HCl} \cdot \frac{1170 \text{ g disolución}}{1000 \text{ ml disolución HCl}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} = 0'112 \text{ moles HCl}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'112 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol } Mg(OH)_2}{2 \text{ moles HCl}} = 0'056 \text{ moles } Mg(OH)_2$$

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{Volumen (L)}} \Rightarrow 2 = \frac{0'056}{\text{Volumen (L)}} \Rightarrow V = 0'028 \text{ L} = 28 \text{ mL}$$

a) El ácido cloroacético (ClCH_2COOH) es un ácido monoprotico débil con una constante de acidez $K_a = 1'34 \cdot 10^{-3}$. Calcule la molaridad de una disolución acuosa de dicho ácido para que, a 25°C , se encuentre ionizado al 31 %.

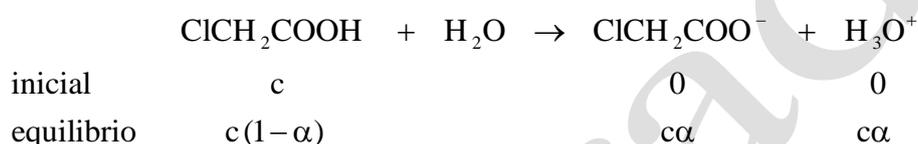
b) Calcule la masa de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ que debemos usar para neutralizar 25 mL de una disolución de HCl de riqueza 35 % y densidad $1'17 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Datos: masas atómicas relativas $\text{Mg} = 23$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$; $\text{Cl} = 35'5$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

RESOLUCIÓN

a)



$$K_a = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{c \cdot 0'31^2}{1-0'31} = 1'34 \cdot 10^{-3} \Rightarrow c = 9'6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

b) La reacción de neutralización es: $2\text{HCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

$$25 \text{ ml disolución HCl} \cdot \frac{1170 \text{ g disolución}}{1000 \text{ ml disolución HCl}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} = 0'28 \text{ moles HCl}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'28 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{57 \text{ g Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2} = 7'98 \text{ g Mg}(\text{OH})_2$$

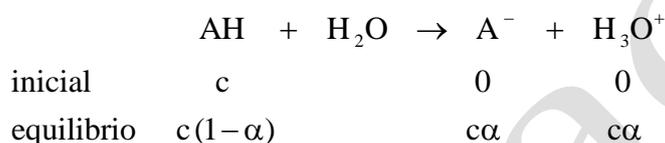
Dada una disolución de un ácido débil HA de concentración 0,1 M, indique razonadamente si son ciertas las siguientes afirmaciones:

- a) El pH de la disolución es igual a 1.
 b) La $[H_3O^+]$ es menor que la $[OH^-]$.
 c) La $[HA]$ es mayor que la $[A^-]$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

Si el ácido es débil, estará disociado de la siguiente manera:



a) Falsa. Al ser débil el $pH = -\log [H_3O^+] = -\log c \cdot \alpha = -\log 0'1 \cdot \alpha \neq 1$

Si fuese fuerte, podríamos considerar que está totalmente disociado y entonces:

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

b) Falsa. La $[H_3O^+] > [OH^-]$, ya que al ser un ácido $pH < 7$ y $pOH > 7$

c) Verdadera. $[AH] = c(1-\alpha) > [A^-] = c\alpha$ pues α será pequeño al ser débil.

Una disolución acuosa 0,3 M de HClO tiene un pH = 3'98. Calcule:

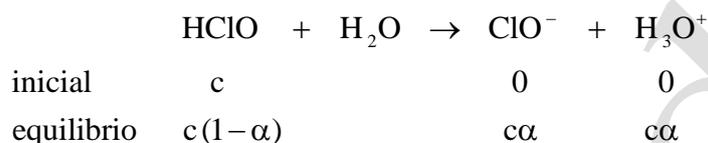
a) La concentración molar de ClO⁻ en disolución y el grado de disociación del ácido.

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

QUÍMICA. 2019. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Por definición:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha \Rightarrow 3'98 = -\log 0'3 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-3'98}}{0'3} = 3'49 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{ClO}^-] = c \cdot \alpha = 0'3 \cdot 3'49 \cdot 10^{-4} = 1'047 \cdot 10^{-4}$$

b) Calculamos la constante de acidez

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'3 \cdot (3'49 \cdot 10^{-4})^2}{1 - 3'49 \cdot 10^{-4}} = 3'65 \cdot 10^{-8}$$

Calculamos la constante de la base conjugada

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3'65 \cdot 10^{-8}} = 2'73 \cdot 10^{-7}$$

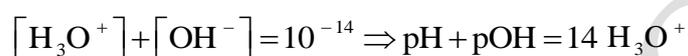
Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) En una disolución acuosa ácida no existen iones hidróxido (OH^-).
b) El pH de una disolución acuosa de cianuro de sodio (NaCN) es básico.
c) El HCl concentrado es un ácido fuerte, mientras que diluido es un ácido débil.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 4. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Si hay iones OH^- , lo que pasa es que su concentración comparada con la concentración de iones H_3O^+ es muy pequeña.



b) Verdadera. El cianuro sódico es una sal que procede de un ácido débil y de una base fuerte.



El ión cianuro sufre la reacción de hidrólisis.



y produce un pH básico.

c) Falsa. La concentración no tiene nada que ver con la fuerza del ácido. El HCl es un ácido fuerte porque tiene mucha tendencia a ceder sus protones al disolvente y esta tendencia viene dada por el valor de su constante de acidez y no por su concentración. Por lo tanto, el HCl es fuerte tanto si está concentrado como si está diluido.

La anilina ($C_6H_5NH_2$) es una amina muy utilizada en la industria de colorantes y se disocia en agua según el equilibrio: $C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$. Si se añaden 9,3 g de dicha sustancia a la cantidad de agua necesaria para obtener 250 mL de disolución, calcule:

a) El grado de disociación.

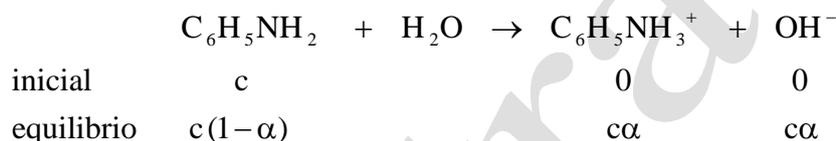
b) El pH de la disolución resultante.

Datos: K_b (Anilina) = $4'3 \cdot 10^{-10}$; masas atómicas relativas C = 12 ; N = 14 ; H = 1 .

QUÍMICA. 2019. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

RESOLUCIÓN

a) Calculamos la concentración: $c = \frac{9'3}{0'25} = 0'4 \text{ M}$



$$4'3 \cdot 10^{-10} = \frac{[C_6H_5NH_3^+] \cdot [OH^-]}{[C_6H_5NH_2]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 = 0'4 \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{4'3 \cdot 10^{-10}}{0'4}} = 3'28 \cdot 10^{-5}$$

a) Por definición:

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log [OH^-] = 14 + \log(0'4 \cdot 3'28 \cdot 10^{-5}) = 9'12$$

Una botella de ácido fluorhídrico (HF) indica en su etiqueta que la concentración del ácido es 2'22 M. Sabiendo que la constante de acidez es $7'2 \cdot 10^{-4}$, determine:

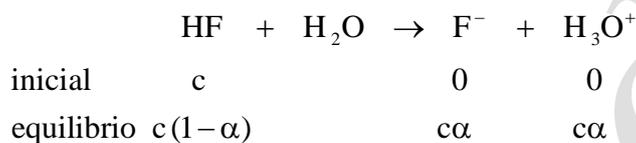
a) Las concentraciones de H_3O^+ y OH^- presentes.

b) El grado de ionización del ácido y el pH.

QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

b)



$$K_a = \frac{[\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{2'22 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = 7'2 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \alpha = 0'018$$

Por definición:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 2'22 \cdot 0'018 = 1'4$$

a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 2'22 \cdot 0'018 = 0'04$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{0'04} = 2'5 \cdot 10^{-13}$$

A partir de los siguientes datos: $K_a(\text{HF}) = 3'6 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1'8 \cdot 10^{-5}$;
 $K_a(\text{HCN}) = 4'9 \cdot 10^{-10}$

a) Indique razonadamente qué ácido es más fuerte.

b) Escriba los equilibrios de disociación del CH_3COOH y del HCN , indicando cuáles serán sus bases conjugadas.

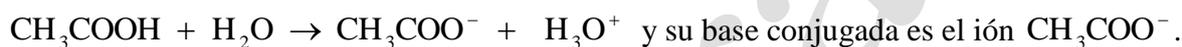
c) Deduzca el valor de K_b de la base conjugada del HF .

QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

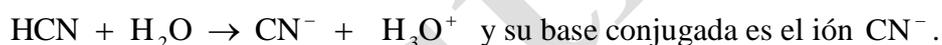
R E S O L U C I Ó N

a) El ácido más fuerte es el HF , ya que es el que tiene mayor constante de ionización.

b) El equilibrio de disociación del CH_3COOH es:



El equilibrio de disociación del HCN es:



c) Las constantes de equilibrio de un par conjugado está relacionadas a través del producto iónico del agua de la forma:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

$$\text{Por lo tanto: } K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3'6 \cdot 10^{-4}} = 2'77 \cdot 10^{-11}$$

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 Ca(OH)_2 0'1 M necesario para neutralizar 10 mL de la disolución final preparada de HCl.

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1 ; 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

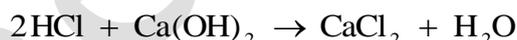
$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{1184 \cdot 0'37}{36'5} = 12 \text{ M}$$

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:

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

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 NH₃.
- b) Según la teoría de Brönsted y Lowry escriba la reacción que se produciría al disolver etanoato de sodio (CH₃COONa) 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 [OH⁻] = 10⁻⁴ M, de la segunda [H₃O⁺] = 10⁻⁴ M y de la tercera [OH⁻] = 10⁻⁷ 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.

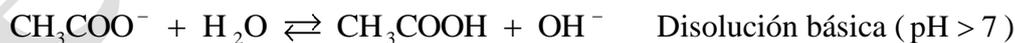


El NH₃ es una base, ya que es capaz de aceptar un protón.



- b) El etanoato de sodio se disocia en: CH₃COONa → CH₃COO⁻ + Na⁺

El ión Na⁺ viene de una base fuerte, por lo tanto, no sufre la reacción de hidrólisis, mientras que el CH₃COO⁻ viene de un ácido débil y si sufre la reacción de hidrólisis:



- c)

Disolución 1: [OH⁻] = 10⁻⁴ M ⇒ pOH = 4 ⇒ pH = 14 - 4 = 10

Disolución 2: [H₃O⁺] = 10⁻⁴ M ⇒ pH = 4

Disolución 3: [OH⁻] = 10⁻⁷ M ⇒ pOH = 7 ⇒ 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 (H₂SO₄) 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.

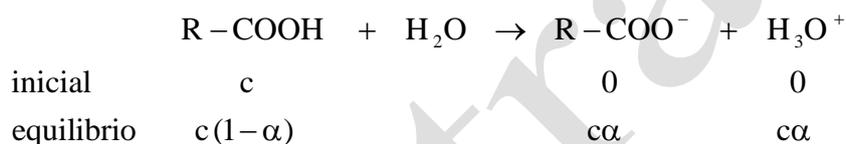
b) El pH y la concentración de todas las especies en el equilibrio.

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

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

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

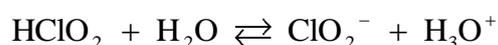
Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry para ácidos y bases, y teniendo en cuenta que el ácido cloroso (HClO_2) es un ácido débil ($K_a = 1'1 \cdot 10^{-2}$):

- 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

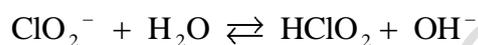
R E S O L U C I Ó N

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°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.

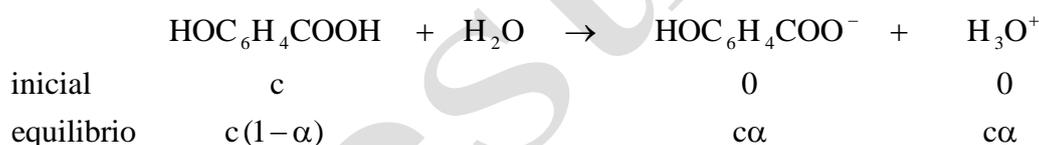
Datos: Masas atómicas relativas $\text{O} = 16$; $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$

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 (HClO₄) 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

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

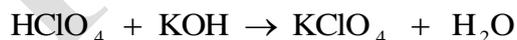
Como el KOH es una base fuerte estará totalmente disociada, luego:

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

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:

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