

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

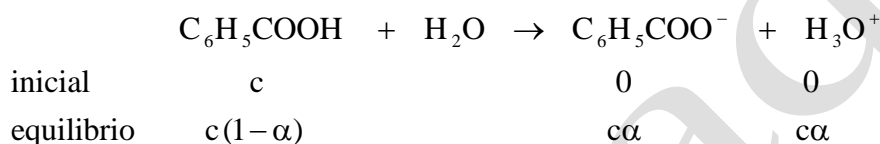
- a) Calcule la concentración de una disolución de ácido benzoico (C_6H_5COOH) de $pH = 2'3$
 b) Determine la masa de $Ba(OH)_2$ necesaria para neutralizar 25 mL de una disolución comercial de HNO_3 del 58% de riqueza y densidad $1'356 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

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



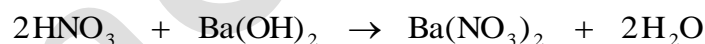
Sabemos que:

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

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

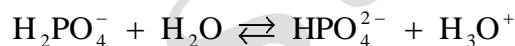
R E S O L U C I Ó N

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.

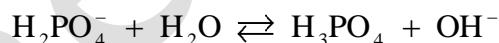
b) Verdadera. El pH de una disolución de base es mayor que 7, por lo tanto, el pOH es menor que 7, ya que: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.

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.

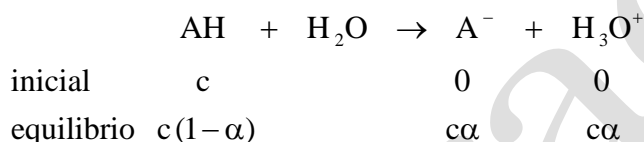
b) El volumen de una disolución de hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) 2 M necesaria para neutralizar 10 mL de HCl comercial de 35 % de riqueza y densidad $1'17 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

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 %.

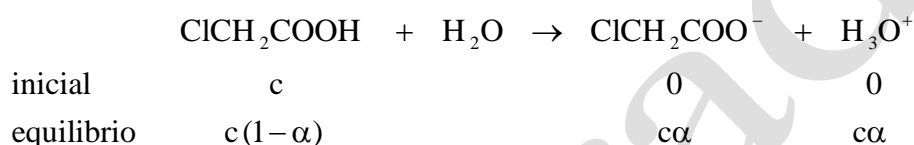
b) Calcule la masa de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ que debemos usar para neutralizar 25 mL de una disolución de HCl de riqueza 35 % y densidad $1'17 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

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:

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

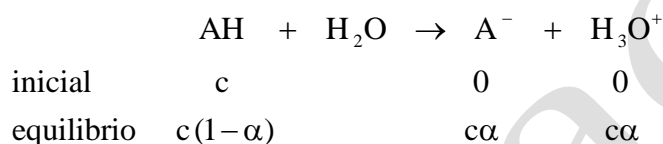
Dada una disolución de un ácido débil HA de concentración 0,1 M, indique razonadamente si son ciertas las siguientes afirmaciones:

- 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:

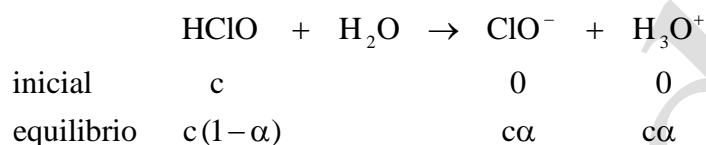
a) La concentración molar de ClO⁻ en disolución y el grado de disociación del ácido.

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

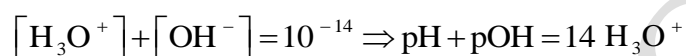
$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3'65 \cdot 10^{-8}} = 2'73 \cdot 10^{-7}$$

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.

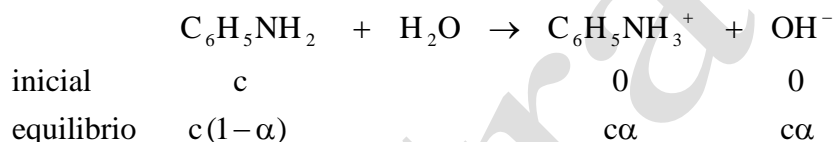
b) El pH de la disolución resultante.

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:

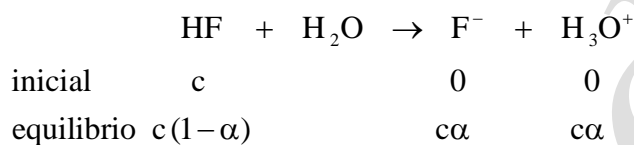
a) Las concentraciones de H_3O^+ y OH^- presentes.

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.

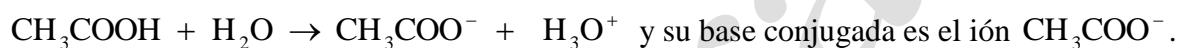
c) Deduzca el valor de K_b de la base conjugada del HF .

QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

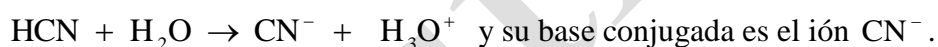
R E S O L U C I Ó N

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:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

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