

QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

- Junio, Ejercicio B5
- Junio, Ejercicio C3
- Reserva 1, Ejercicio B4
- Reserva 1, Ejercicio C3
- Reserva 2, Ejercicio C3
- Reserva 3, Ejercicio B5
- Reserva 3, Ejercicio C3
- Reserva 4, Ejercicio B5
- Reserva 4, Ejercicio C3
- Septiembre, Ejercicio C3

De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry, justificando con las reacciones correspondientes, indique cuáles de las siguientes especies: HSO_4^- , HNO_3 , S^{2-} , NH_3 , H_2O y H_3O^+

- a) Actúan sólo como ácido.
b) Actúan sólo como base.
c) Actúan como ácido y base.

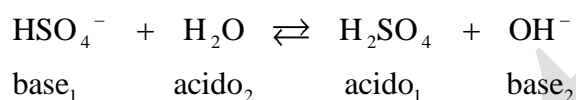
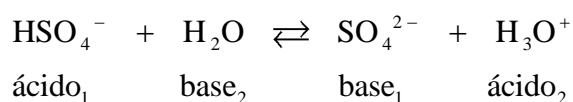
QUÍMICA. 2020. JUNIO. B5

R E S O L U C I Ó N

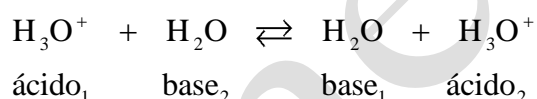
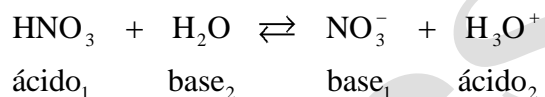
Según la teoría de Brönsted-Lowry un ácido es una sustancia que cede protones H^+ a una base, y una base es una sustancia que acepta protones H^+ de un ácido.

- a) Actúan sólo como ácido: HSO_4^- , HNO_3 y H_3O^+

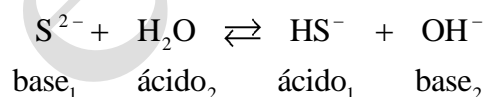
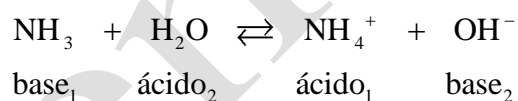
En teoría, el HSO_4^- podría actuar como ácido y como base, según las reacciones:



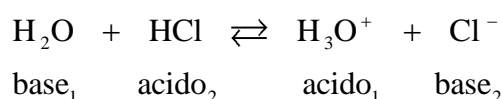
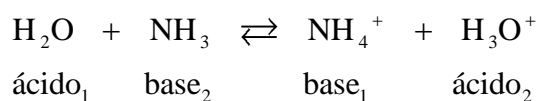
Sin embargo, en realidad, la segunda reacción no se produce, ya que el ácido sulfúrico es un ácido fuerte.



- b) Como base: S^{2-} y NH_3



- c) Anfótero: H_2O



Se quiere preparar 500 mL de disolución acuosa de amoníaco (NH_3) 0'1 M a partir de amoníaco comercial del 25% de riqueza y una densidad de 0'9 g/mL.

a) Determine el volumen de amoníaco comercial necesario para preparar dicha disolución.

b) Calcule el pH de la disolución de 500 mL de amoníaco 0'1 M y el grado de disociación.

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1'8 \cdot 10^{-5}$; Masas atómicas relativas: H = 1 ; N = 14

QUÍMICA. 2020. JUNIO. C3

R E S O L U C I Ó N

a)

$$V(\text{disolución}) = 0'5 \cdot 0'1 \text{ moles } \text{NH}_3 \cdot \frac{17 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{25 \text{ g } \text{NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{0'9 \text{ g disolución}} = 3'78 \text{ mL}$$

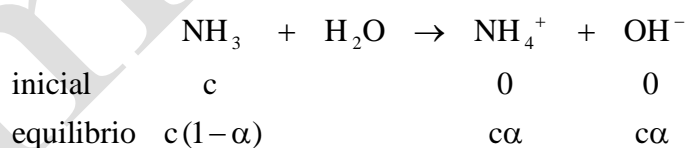
O también:

Calculamos la molaridad del amoníaco comercial

$$M = \frac{\text{moles } \text{NH}_3}{1 \text{ L disolución}} = \frac{\frac{900 \cdot 0'25}{17}}{1 \text{ L disolución}} = 13'24 \text{ M}$$

$$V_i \cdot M_i = V_f \cdot M_f \Rightarrow V_i \cdot 13'24 = 0'5 \cdot 0'1 \Rightarrow V_i = 3'78 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 3'78 \text{ mL}$$

b) La disolución del amoníaco es el hidróxido de amonio, que es una base débil, disociada parcialmente.



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow 1'8 \cdot 10^{-5} = \frac{0'1 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \approx 0'1 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = 0'0134$$

Por definición:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \log 0'1 \cdot 0'0134 = 14 - 2'87 = 11'13$$

En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos débiles monopróticos HA y HB, se comprueba que $[A^-]$ es mayor que $[B^-]$. Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- a) El ácido HA es más fuerte que el ácido HB.
- b) El valor de la constante de disociación del ácido AH es menor que el valor de la constante de disociación del ácido HB.
- c) El pH de la disolución del ácido AH es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.

QUÍMICA. 2020. RESERVA 1. EJERCICIO B4

R E S O L U C I Ó N

- a) Verdadero. Si la $[A^-]$ es mayor que la de $[B^-]$, es porque el ácido HA se encuentra más disociado y, al tener la misma concentración, la razón es que HA será más fuerte.
- b) Falso. Si HA se encuentra más disociado es porque el valor de su constante de acidez es mayor.
- c) Falso. Si la $[A^-]$ es mayor que la de $[B^-]$, también lo será la de hidrogeniones porque habrá la misma concentración que de los respectivos aniones, razón por la cual, la acidez de la disolución de HA es mayor y, por tanto, su pH será menor.

Las disoluciones de ácido fórmico (HCOOH) pueden producir dolorosas quemaduras en la piel y, de hecho, algunas hormigas utilizan este ácido como mecanismo de defensa. Calcule:

a) Las concentraciones de todas las especies en el equilibrio y el pH de una disolución de ácido fórmico que se ha preparado disolviendo 1'2 g de HCOOH en 250 mL de agua.

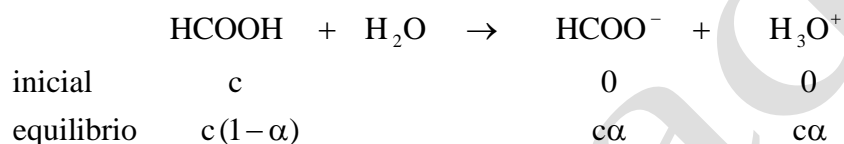
b) El grado de disociación de la disolución de ácido fórmico y la constante de ionización (K_b) de su base conjugada.

Datos: $K_a(\text{HCOOH}) = 1'8 \cdot 10^{-4}$; Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; H = 1.

QUIMICA. 2020. RESERVA 1. EJERCICIO C3

R E S O L U C I Ó N

a)



$$c = \frac{1'2}{\frac{46}{1000}} = 0'1 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1 - \alpha)} \Rightarrow 1'8 \cdot 10^{-4} = \frac{0'1 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \Rightarrow \alpha = 0'042$$

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c \cdot \alpha = 0'1 \cdot 0'042 = 4'2 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{HCOOH}] = c \cdot (1 - \alpha) = 0'1 \cdot (1 - 0'042) = 0'0958$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0'1 \cdot 0'042 = 2'38$$

b)

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1'8 \cdot 10^{-4}} = 5'55 \cdot 10^{-11}$$

Una disolución comercial de hidróxido de potasio (KOH) indica en su etiqueta una composición de un 40% de riqueza y densidad 1'51 g/mL. Calcule:

a) El volumen de la disolución de KOH comercial necesario para preparar 10 L de una disolución diluida de KOH 0'5 M y el pH de dicha disolución.

b) El volumen de una disolución acuosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0'25 M necesaria para neutralizar 100 mL de la disolución de KOH diluida.

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

QUÍMICA. 2020. RESERVA 2. EJERCICIO C3

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad de la disolución comercial

$$M = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{1510 \cdot 0'4}{56} = 10'79 \text{ M}$$

Calculamos el volumen que necesitamos para preparar la disolución que nos piden

$$V \cdot M = V' \cdot M' \Rightarrow V \cdot 10'79 = 10 \cdot 0'5 \Rightarrow V = 0'4634 \text{ L} = 463'4 \text{ mL}$$

Calculamos el pH de esta disolución:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0'5 = 0'30 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 0'3 = 13'7$$

b) La reacción de neutralización es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Luego:

$$100 \text{ mL KOH} \cdot \frac{0'5 \text{ moles KOH}}{1000 \text{ mL KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles KOH}} \cdot \frac{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4}{0'25 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = 100 \text{ mL H}_2\text{SO}_4$$

De los ácidos débiles, benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) y cianhídrico (HCN), el primero es más fuerte que el segundo.

a) Escriba sus reacciones de disociación en agua indicando cuáles son sus bases conjugadas.

b) Razone cuál de las dos bases conjugadas es la más fuerte.

c) A igual molaridad, justifique cuál es la disolución que tiene menor pH.

QUÍMICA. 2020. RESERVA 3. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

a) El equilibrio de disociación es: $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ y su base conjugada es el ión $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$.

El equilibrio de disociación es: $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ y su base conjugada es el ión CN^- .

b) La expresión $K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$, relaciona las dos constantes. Al ser más débil el HCN , su K_a será más pequeña que la del $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$. Por lo tanto, su base conjugada, el CN^- será más fuerte que $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$, ya que su K_b será mayor.

c) Tiene menor pH el $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, ya que al ser más fuerte estará más disociado.

El ácido benzoico es un ácido monoprótico débil ($R-COOH$). Se prepara una disolución acuosa de ácido benzoico 0'75 M con un valor de pH de 2'17. Calcule:

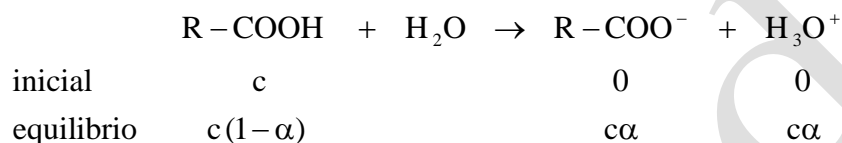
a) El grado de disociación y el valor de K_a del ácido benzoico.

b) El valor del pH y el grado de disociación si a 100 mL de la disolución de ácido benzoico se le añade agua hasta un volumen de 0'5 L.

QUÍMICA. 2020. RESERVA 3. EJERCICIO C3

R E S O L U C I Ó N

a)



$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log c\alpha \Rightarrow 2'17 = -\log 0'75 \cdot \alpha \Rightarrow 10^{-2'17} = 0'75 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-2'17}}{0'75} = 9 \cdot 10^{-3}$$

$$K_a = \frac{[R-COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[R-COOH]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'75 \cdot (9 \cdot 10^{-3})^2}{(1-9 \cdot 10^{-3})} = 6'13 \cdot 10^{-5}$$

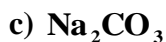
b) Calculamos la concentración de la nueva disolución

$$c = M = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0'75 \cdot 0'1}{0'5} = 0'15$$

$$K_a = \frac{[R-COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[R-COOH]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} = \sqrt{\frac{6'13 \cdot 10^{-5}}{0'15}} = 0'02$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log c\alpha = -\log 0'15 \cdot 0'02 = 2'52$$

En base a las reacciones correspondientes, justifique el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones de las siguientes sales:



QUÍMICA. 2020. RESERVA 4. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

a) El nitrato de potasio proviene del ácido nítrico (ácido fuerte) y del hidróxido de potasio (base fuerte). Ninguno de sus iones se hidroliza y, por tanto, no se generan iones hidronios ni iones hidroxilo por lo que la disolución será neutra y presentará un $\text{pH} = 7$.

b) Cuando el cloruro amónico se disuelve se disocia en iones cloruro y amonio. El cloruro, que es la base débil conjugada del ácido clorhídrico no se hidroliza. Pero el amonio, ácido débil conjugado del amoníaco, sí reaccionará con el agua dando lugar a iones hidronio según:

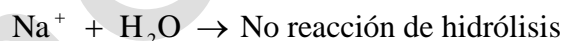


La disolución pues, será ácida y su pH será menor que 7.

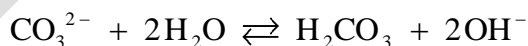
c) El Na_2CO_3 es una sal que en agua estará totalmente disociada en sus iones



El ión Na^+ no sufre hidrólisis ya que proviene de una base fuerte



El ión CO_3^{2-} sufre la reacción de hidrólisis, ya que proviene de un ácido débil, con lo cual:



Por lo tanto, su pH será mayor que 7.

Se han preparado dos disoluciones, una que contiene 22 g/L de NaOH y otra que contiene 26 g/L de H₂SO₄.

a) ¿Qué volumen de la disolución de H₂SO₄ será necesario añadir para neutralizar 25 mL de la disolución de NaOH?

b) ¿Qué pH tendrá la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de ellas?

Masas atómicas relativas: Na = 23 ; S = 32 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2020. RESERVA 4. EJERCICIO C3

R E S O L U C I Ó N

a) La reacción de neutralización es: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

$$25 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{22 \text{ g NaOH}}{1000 \text{ mL NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles NaOH}} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4}{26 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 25'91 \text{ mL}$$

b)

$$M_{\text{NaOH}} = \frac{22}{40} = 0'55 \text{ M} \quad M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{26}{98} = 0'265 \text{ M}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{SO}_4 = 0'265 \cdot 0'05 = 0'01325$$

$$\text{Moles de NaOH} = 0'55 \cdot 0'05 = 0'0275$$

$$\text{Sobran moles de NaOH} = 0'0275 - 2 \cdot 0'01325 = 0'001 \text{ mol}$$

$$\text{La concentración del NaOH es: } c = \frac{\text{moles}}{\text{volumen total}} = \frac{0'001}{0'1} = 0'01$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0'01 = 2 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 2 = 12$$

Un vinagre comercial indica en su etiqueta un contenido de 6 g de ácido acético (CH_3COOH) por cada 100 mL de vinagre.

a) Calcule la concentración de las especies en el equilibrio y el pH del vinagre comercial.

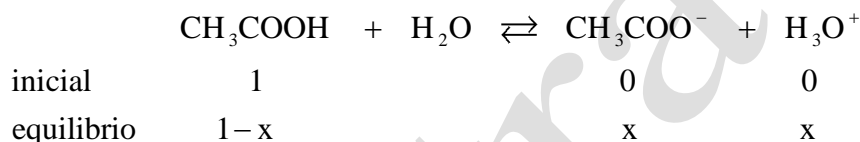
b) ¿Qué volumen de agua es necesario añadir a 10 mL de vinagre para obtener una disolución de $\text{pH} = 2'88$?

Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1'8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas relativas: $\text{O} = 16$; $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$

QUIMICA. 2020. SEPTIEMBRE. C3

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } [\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{\frac{6}{100}}{0'1} = 1\text{ M}$$



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x^2}{1-x} = 1'8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x = 4'24 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Luego, las concentraciones en el equilibrio son:

$$\begin{aligned} [\text{CH}_3\text{COO}^-] &= [\text{H}_3\text{O}^+] = x = 4'24 \cdot 10^{-3} \text{ M} \\ [\text{CH}_3\text{COOH}] &= 1 - 4'24 \cdot 10^{-3} = 0'9958 \text{ M} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 4'24 \cdot 10^{-3} = 2'37$$

$$\text{b) } \text{pH} = 2'88 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2'88} = 1'31 \cdot 10^{-3}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(1'31 \cdot 10^{-3})^2}{c - 1'31 \cdot 10^{-3}} = 1'8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow c = 0'097 \text{ M}$$

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0'01 \cdot 1}{0'097} = 0'103 \text{ L} = 103 \text{ mL} \Rightarrow 103 - 10 = 93 \text{ mL de H}_2\text{O}$$