

QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

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

La metilamina, CH_3NH_2 , es una base débil de acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry.

a) Escriba su equilibrio de disolución acuosa.

b) Escriba la expresión de su constante de basicidad K_b .

c) ¿Podría una disolución acuosa de metilamina tener un valor de $\text{pH} = 5$? Razone la respuesta.

QUÍMICA. 2023. JUNIO. EJERCICIO B4

R E S O L U C I Ó N

a) La reacción es: $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$

b) La expresión de su constante de basicidad es: $K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$

c) Nunca puede ser 5, ya que es una base débil y su pH será siempre básico, es decir, $\text{pH} > 7$

Una disolución acuosa de ácido hipocloroso (HClO) tiene un valor de $\text{pH} = 5'5$. Basándose en la reacción que tiene lugar, calcule:

a) La concentración inicial del ácido hipocloroso.

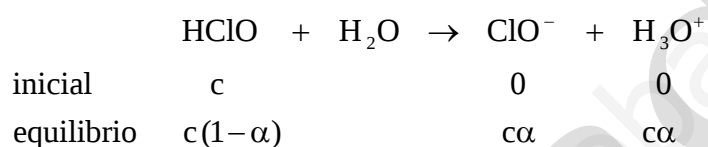
b) El pH de la disolución si se diluye a la mitad.

Dato: $K_a(\text{HClO}) = 3'2 \cdot 10^{-8}$

QUÍMICA. 2023. JUNIO. EJERCICIO C3

R E S O L U C I Ó N

a)



Por definición:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha \Rightarrow 5'5 = -\log c \cdot \alpha \Rightarrow c\alpha = 10^{-5'5} = 3'16 \cdot 10^{-6}$$

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 = 3'16 \cdot 10^{-6} \cdot \alpha = 3'2 \cdot 10^{-8} \Rightarrow \alpha = 0'01$$

Luego, la concentración inicial es:

$$c\alpha = 3'16 \cdot 10^{-6} \Rightarrow c = \frac{3'16 \cdot 10^{-6}}{0'01} = 3'16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

b) Si la nueva concentración es: $c = \frac{3'16 \cdot 10^{-4}}{2} = 1'58 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 \Rightarrow 1'58 \cdot 10^{-4} \cdot \alpha^2 = 3'2 \cdot 10^{-8} \Rightarrow \alpha = 0'014$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 1'57 \cdot 10^{-4} \cdot 0'014 = -\log 2'198 \cdot 10^{-6} = 5'65$$

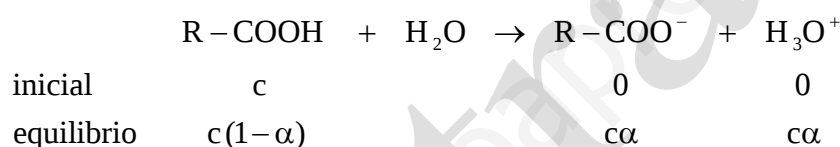
El ácido glucónico es un compuesto empleado en la industria alimentaria para la producción de aditivos alimentarios. Es un ácido orgánico monoprótico que puede ser representado por $R-COOH$, cuya masa molecular es $196\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$. Es comercializado en disoluciones al 50% de riqueza en masa y densidad $1\text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$. Si su pH es 2.2; determine:

- a) El grado de disociación del ácido en la disolución comercial y la concentración de todas las especies presentes.
b) La constante de equilibrio del ácido y la de su base conjugada.

QUÍMICA. 2023. RESERVA 1. EJERCICIO C3

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la molaridad del ácido: $c = M = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{1200 \cdot 0.5}{\frac{196}{1}} \approx 3.06\text{ M}$



$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log c\alpha \Rightarrow 2.2 = -\log 3.06 \cdot \alpha \Rightarrow 10^{-2.2} = 3.06 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-2.2}}{3.06} = 2.06 \cdot 10^{-3}$$

Calculamos las concentraciones de las especies en el equilibrio

$$[R-COO^-] = [H_3O^+] = c\alpha = 3.06 \cdot 2.06 \cdot 10^{-3} = 6.31 \cdot 10^{-3}\text{ M}$$

$$[R-COOH] = c(1-\alpha) = 3.06 \cdot (1 - 2.06 \cdot 10^{-3}) = 3.05\text{ M}$$

- b) Calculamos la constante de equilibrio

$$K_a = \frac{[R-COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[R-COOH]} = \frac{(6.31 \cdot 10^{-3})^2}{3.05} = 1.3 \cdot 10^{-5}$$

Sabemos que: $K_a \cdot K_b = K_w$

$$\text{Luego: } K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1.3 \cdot 10^{-5}} = 7.69 \cdot 10^{-10}$$

En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos 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 pH de la disolución del ácido HA es mayor que el pH de la disolución del ácido HB.
- c) Si se añade agua a dicha disoluciones su valor de pH no cambiará.

QUÍMICA. 2023. RESERVA 2. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

- a) Verdadera. 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) Falsa. 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.
- c) Falsa. Si se añade agua, disminuye la concentración de hidrogeniones y el pH aumenta.

El ácido pirúvico (CH_3COCOOH , ácido orgánico monoprótico del tipo $\text{R}-\text{COOH}$) se emplea en el “peeling químico” para tratar problemas en la piel. Con tal fin, se disuelven 0'9 g de ácido pirúvico en agua hasta un volumen final de 100 mL, resultando una disolución de $\text{pH} = 1'2$. Calcule:

a) El grado de disociación y la constante de acidez (K_a) del ácido pirúvico.

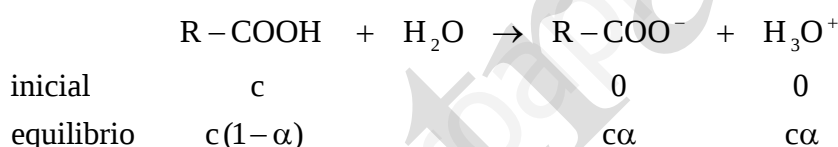
b) El pH de una disolución obtenida si 10 mL de la disolución del enunciado se diluyen con agua hasta un volumen de 200 mL.

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

QUÍMICA. 2023. RESERVA 2. EJERCICIO C3

RESOLUCIÓN

a) Calculamos la molaridad del ácido: $c = M = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0'9}{0'1} = 0'1 \text{ M}$



$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha \Rightarrow 1'2 = -\log 0'1 \cdot \alpha \Rightarrow 10^{-1'2} = 0'1 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-1'2}}{0'1} = 0'63$$

Calculamos la constante de equilibrio

$$K_a = \frac{[\text{R}-\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{R}-\text{COOH}]} = \frac{(0'1 \cdot 0'63)^2}{0'1(1-0'63)} = 0'107$$

b) Calculamos la molaridad del ácido: $c = M = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0'1 \cdot 0'01}{0'2} = 5 \cdot 10^{-3}$

$$K_a = \frac{[\text{R}-\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{R}-\text{COOH}]} = \frac{(c \cdot \alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = 0'107 \Rightarrow \frac{5 \cdot 10^{-3} \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = 0'107 \Rightarrow \alpha = 0'9$$

Calculamos el pH

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0'9 = 2'34$$

Para la determinación de metales pesados en agua de río, se requiere emplear una disolución ácida de $\text{pH} \leq 1$. En el laboratorio se dispone de una disolución acuosa de HNO_3 comercial, cuya etiqueta indica una densidad de $1'12 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y un 80% de riqueza en masa. Se toman 5 mL de esta disolución y se diluye con agua hasta un volumen final de 250 mL.

a) Justifique, mediante los cálculos correspondientes, si se podrá emplear dicha disolución de ácido diluido para la determinación de los metales pesados en el agua de río.

b) Determine el volumen de una disolución $2'9 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ necesario para neutralizar los 250 mL de la disolución diluida de HNO_3 .

Masas atómicas relativas: $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$; $\text{Mg} = 24'3$

QUÍMICA. 2023. RESERVA 3. EJERCICIO C3

R E S O L U C I Ó N

a)

$$1 \text{ mL disolución} \rightarrow 1'12 \cdot \frac{80}{100} \text{ gr HNO}_3 = 0'896 \text{ g HNO}_3$$

Calculamos los gramos en 5 mL: $0'896 \cdot 5 = 4'48 \text{ g HNO}_3$

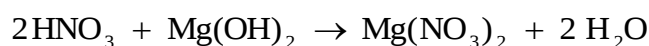
$$\text{Calculamos la molaridad de la disolución diluida: } M = \frac{\text{moles HNO}_3}{1 \text{ L disolución}} = \frac{\frac{4'48}{63}}{0'25} = 0'28 \text{ M}$$

Como es un ácido fuerte, estará totalmente dissociado, luego:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 0'28 = 0'55$$

Por lo tanto, si se puede utilizar para la determinación de metales pesados en agua de río

b) Le reacción de neutralización es:



Por la estequiometria de la reacción vemos que:

$$\begin{aligned} & 250 \text{ mL HNO}_3 \cdot \frac{0'28 \text{ moles HNO}_3}{1000 \text{ mL HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles HNO}_3} \cdot \frac{58'3 \text{ g Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1000 \text{ mL Mg}(\text{OH})_2}{2'9 \text{ g Mg}(\text{OH})_2} = \\ & = 703'62 \text{ mL Mg}(\text{OH})_2 \end{aligned}$$

Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Un ácido y su base conjugada reaccionan para formar sal y agua.
- b) La base conjugada de un ácido débil como el ácido benzoico ($K_a = 6'5 \cdot 10^{-5}$) es una base fuerte.
- c) La base conjugada del H_3O^+ es el OH^- .

QUÍMICA. 2023. RESERVA 4. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. Un ácido y una base reaccionan para dar sal y agua (reacción de neutralización), pero un ácido y su base conjugada no pueden reaccionar entre sí.

b) Falsa. Ya que $K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6'5 \cdot 10^{-5}} = 1'53 \cdot 10^{-10}$, luego, la base conjugada es débil.

c) Falsa. Según la teoría de Brønsted-Lowry los ácidos ceden protones y las bases toman protones. El H_3O^+ si cede un protón se convierte en H_2O que sería su base conjugada, luego el par sería H_3O^+ / H_2O . Si el OH^- toma un protón se convierte en H_2O que sería su ácido conjugado, luego el par sería H_2O / OH^- .

Para una reacción de síntesis química de un antibiótico se necesita preparar 25 mL de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) de concentración 1 M. Se dispone en el laboratorio de una disolución comercial de ácido acético concentrado cuya etiqueta indica una densidad de $1'05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y una riqueza en masa del 80%. Calcule:

a) La concentración molar de la disolución comercial de ácido acético y el volumen necesario para preparar la disolución requerida en la síntesis del antibiótico.

b) El grado de disociación del ácido acético empleado en la síntesis del antibiótico y el pH de la disolución.

Datos: $K_a = 1'8 \cdot 10^{-5}$; Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16

QUÍMICA. 2023. RESERVA 4. EJERCICIO C3

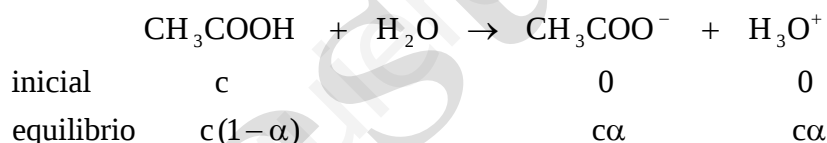
R E S O L U C I Ó N

a) La concentración del ácido acético comercial es: $c = \frac{1050 \cdot 0'8}{60} = 14 \text{ M}$

Calculamos el volumen para preparar la disolución de la síntesis del antibiótico

$$V \cdot M = V' \cdot M' \Rightarrow V \cdot 14 = 0'025 \cdot 1 \Rightarrow V = 1'78 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 1'78 \text{ mL}$$

b)



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

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 1 \cdot 4'24 \cdot 10^{-3} = 2'37$$

Justifique si el valor del pH aumenta o disminuye:

a) Se añade CH_3COONa a una disolución de CH_3COOH .

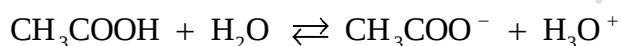
b) Se añade HCl a una disolución de NaCl

c) Se añaden 10 mL de KOH 0'1 M a 20 mL de disolución 0'1 M de HNO_3 .

QUÍMICA. 2023. JULIO. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

a) El CH_3COOH es un ácido débil que está disociado parcialmente en sus iones

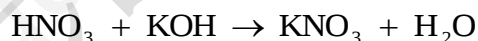


Al añadir CH_3COONa estamos añadiendo iones CH_3COO^- , por lo tanto, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda disminuyendo la concentración de H_3O^+ , con lo cual el pH aumenta

b) Una disolución de NaCl tiene pH neutro. Al añadir HCl , estamos aumentando la concentración de H_3O^+ , con lo cual el pH disminuye.

c) Los 20 mL de HNO_3 0'1 M tienen un pH de: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'1 = 1$

Al añadir KOH , parte del ácido se neutraliza. Antes se ha de calcular el exceso de uno o de otro en la reacción de neutralización;



$$\text{Moles de } \text{HNO}_3 = 0'1 \cdot 0'02 = 2 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Moles de } \text{KOH} = 0'1 \cdot 0'01 = 1 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Moles de } \text{HNO}_3 \text{ en exceso} = 2 \cdot 10^{-3} - 1 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 10^{-3}$$

Como el volumen total es 0,02 L + 0,01 L = 0,03 L, la concentración final de ácido será:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{0'03} = 0'033$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'033 = 1'47$$

El pH aumenta

La etiqueta de una botella de HNO_3 indica que la densidad es $1'014 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ y la riqueza en masa $2'42\%$. Calcule:

a) La molaridad y el pH de la disolución de HNO_3 .

b) El volumen de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ $0'1 \text{ M}$ necesario para neutralizar 10 mL de ese ácido.

Masas atómicas relativas: $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$

QUÍMICA. 2023. JULIO. EJERCICIO C3

R E S O L U C I Ó N

a)

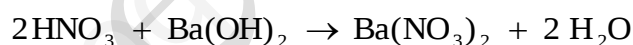
$$1 \text{ L disolución} \rightarrow 1014 \cdot \frac{2'42}{100} \text{ gr } \text{HNO}_3 = 24'54 \text{ g } \text{HNO}_3$$

$$M = \frac{\text{moles } \text{HNO}_3}{1 \text{ L disolución}} = \frac{\frac{24'54}{63}}{1} = 0'39 \text{ M}$$

Como es un ácido fuerte, estará totalmente disociado, luego:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 0'39 = 0'4$$

b) Le reacción de neutralización es:



Por la estequiometria de la reacción vemos que:

$$10 \text{ mL } \text{HNO}_3 \cdot \frac{0'39 \text{ moles } \text{HNO}_3}{1000 \text{ mL } \text{HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Ba}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles } \text{HNO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL } 1 \text{ mol } \text{Ba}(\text{OH})_2}{0'1 \text{ mol } \text{Ba}(\text{OH})_2} = 19'5 \text{ mL } 1 \text{ mol } \text{Ba}(\text{OH})_2$$