

QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

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

emestrada

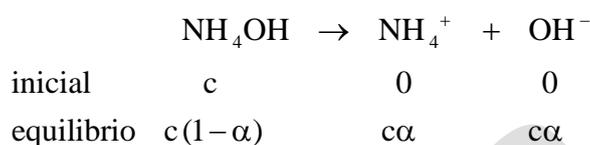
a) El grado de disociación de una disolución 0'03 M de hidróxido de amonio (NH_4OH) es 0'024. Calcule la constante de disociación (K_b) del hidróxido de amonio y el pH de la disolución.

b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución de NaOH 0'03 M para que el pH sea 11'5.

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'03 \cdot 0'024^2}{1-0'024} = 1'77 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log 0'03 \cdot 0'024 = 10'85$$

b)

$$\text{pH} = 11'5 = 14 - \text{pOH} \Rightarrow \text{pOH} = 2'5 \Rightarrow -\log [\text{OH}^-] = 2'5 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2'5} = 3'16 \cdot 10^{-3}$$

Como es una base fuerte, se encuentra totalmente disociada en sus iones y, por lo tanto,

$$3'16 \cdot 10^{-3} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0'1 \cdot 0'03}{0'1 + V} \Rightarrow V = 0'85 \text{ L} = 850 \text{ mL}$$

Aplicando la teoría de Brönsted y Lowry, en disolución acuosa:

- a) Razone si las especies NH_4^+ y S^{2-} son ácidos o bases.
b) Justifique cuáles son las bases conjugadas de los ácidos HCN y $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.
c) Sabiendo que a 25°C , las K_a del $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y del HCN tienen un valor de $6'4 \cdot 10^{-5}$ y $4'9 \cdot 10^{-10}$ respectivamente, ¿ qué base conjugada será más fuerte?. Justifique la respuesta.
- QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN B**

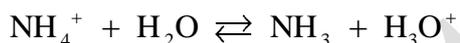
R E S O L U C I Ó N

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.

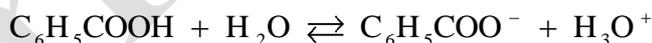
El ión amonio NH_4^+ , por lo tanto sería ácido, ya que puede ceder un protón.



El ión sulfuro S^{2-} es una base, ya que es capaz de aceptar un protón.



b) La base conjugada del HCN es CN^- y la del $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ es $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$, ya que:



c) La expresión $K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$, relaciona las dos constantes.

Al ácido más débil es el HCN , ya que tiene la K_a más pequeña. Por lo tanto, su base conjugada, el CN^- será más fuerte que $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$.

El ácido láctico ($\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$) tiene un valor de $K_a = 1'38 \cdot 10^{-4}$, a 25°C . Calcule:

a) Los gramos de dicho ácido necesarios para preparar 500 mL de disolución de $\text{pH} = 3$.

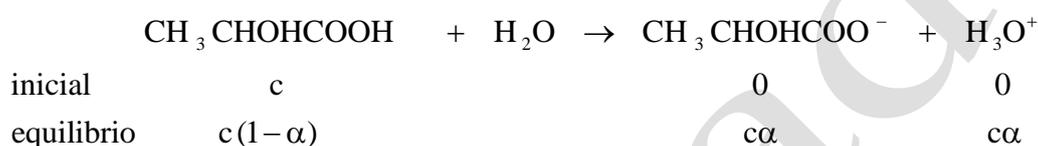
b) El grado de disociación del ácido láctico y las concentraciones de todas las especies en el equilibrio de la disolución anterior.

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

QUÍMICA. 2017. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

Escribimos el equilibrio de disociación del ácido láctico



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{10^{-3} \cdot \alpha}{1-\alpha} = 1'38 \cdot 10^{-4} \Rightarrow \alpha = 0'121$$

Por definición:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log c \cdot 0'121 = 3 \Rightarrow c \cdot 0'121 = 10^{-3} \Rightarrow c = 8'26 \cdot 10^{-3}$$

$$c = 8'26 \cdot 10^{-3} = \frac{\text{g}}{0'5} \Rightarrow 0'3717 \text{ g}$$

$$[\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 10^{-3}$$

$$[\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}] = c(1-\alpha) = 8'26 \cdot 10^{-3}(1-0'121) = 7'26 \cdot 10^{-3}$$

Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) A igual molaridad, cuanto menor es la K_a de un ácido menor es el pH de sus disoluciones.**
- b) Al añadir agua a una disolución de un ácido fuerte su pH disminuye.**
- c) En las disoluciones básicas el pOH es menor que el pH.**

QUÍMICA. 2017. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. Cuánto más débil sea el ácido, estará menos dissociado y su pH será mayor.
- b) Falsa. Al añadir agua, se diluye y disminuye la concentración de hidrogenoiones, por lo tanto, el pH será mayor.
- c) Verdadera. En las disoluciones básicas el pH es mayor que 7, por lo tanto, el pOH es menor que 7.

El amoníaco comercial es un producto de limpieza que contiene un 28% en masa de amoníaco y una densidad de $0,90 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Calcule:

a) El pH de la disolución de amoníaco comercial y las concentraciones de todas las especies en el equilibrio.

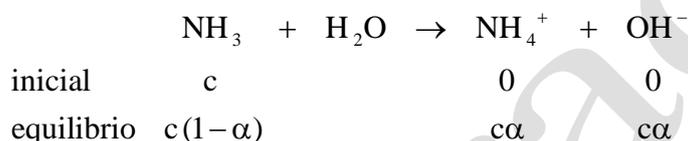
b) El volumen de amoníaco comercial necesario para preparar 100 mL de una disolución acuosa cuyo pH sea 11,5.

Datos: $K_b = 1'77 \cdot 10^{-5}$, a 25°C . Masas atómicas $N = 14$; $H = 1$

QUÍMICA. 2017. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Calculamos la concentración

$$c = \frac{900 \cdot 0'28}{17} = 14'82 \text{ M}$$

$$K_b = 1'77 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = 1'09 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \log c \cdot \alpha = 14 - \log 14'82 \cdot 1'09 \cdot 10^{-3} = 14 - 1'79 = 12'21$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = c \cdot \alpha = 14'82 \cdot 1'09 \cdot 10^{-3} = 0'016$$

$$[\text{NH}_3] = c \cdot (1-\alpha) = 14'82 \cdot (1 - 1'09 \cdot 10^{-3}) = 14'80$$

b)

$$\text{pH} = 11'5 = 14 - \text{pOH} \Rightarrow \text{pOH} = 2'5 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 3'16 \cdot 10^{-3} = c \cdot \alpha$$

$$K_b = 1'77 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{(c \cdot \alpha)^2}{c - c \cdot \alpha} = \frac{(3'16 \cdot 10^{-3})^2}{c - 3'16 \cdot 10^{-3}} \Rightarrow c = 0'567$$

$$V \cdot M = V' \cdot M' \Rightarrow 0'1 \cdot 0'567 = V' \cdot 14'82 \Rightarrow V' = \frac{0'0567}{14'82} = 3'83 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 3'83 \text{ mL}$$

Explique mediante las reacciones correspondientes el pH que tendrán las disoluciones acuosas de las siguientes especies químicas.

- a) NaNO_3
- b) CH_3COONa
- c) NH_4Cl

QUÍMICA. 2017. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El nitrato de sodio proviene del ácido nítrico (ácido fuerte) y del hidróxido de sodio (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) El CH_3COONa 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

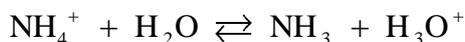


El ión CH_3COO^- sufre la reacción de hidrólisis, ya que proviene de un ácido débil, con lo cual:



Por lo tanto, su pH será mayor que 7.

c) 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, si reaccionará con el agua dando lugar a iones hidronio según:



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

El ácido benzoico (C_6H_5COOH) se utiliza como conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano cuando el pH de la disolución empleada tenga un pH inferior a 5.

a) Determine si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración $6,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ se podría usar como conservante líquido.

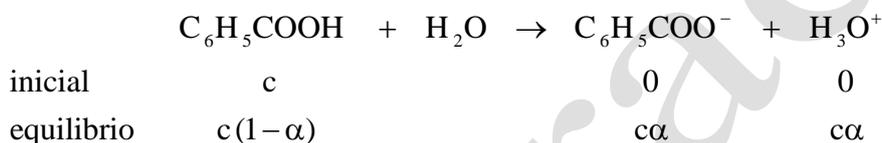
b) Calcule los gramos de ácido benzoico necesarios para preparar 5 L de disolución acuosa de $\text{pH} = 5$.

Datos: $K_a = 6'4 \cdot 10^{-5}$, a 25°C . Masas atómicas: $O = 16$; $C = 12$; $H = 1$

QUÍMICA. 2017. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

RESOLUCIÓN

a)



$$c = \frac{6'1}{122} = 0'05 \text{ M}$$

$$K_a = 6'4 \cdot 10^{-5} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 = 0'05 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha \approx 0'036$$

Por definición:

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log c\alpha = -\log 0'05 \cdot 0'036 = 2'74$$

Luego, es adecuada como conservante.

b) $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log c\alpha = 5 \Rightarrow c\alpha = 10^{-5}$

$$K_a = 6'4 \cdot 10^{-5} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{10^{-5} \alpha}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'86$$

$$c \cdot 0'86 = 10^{-5} \Rightarrow c = \frac{10^{-5}}{0'86} = 1'16 \cdot 10^{-5} = \frac{\frac{\text{g}}{\text{V}}}{5} = \frac{122}{5} \Rightarrow 7'09 \cdot 10^{-3} \text{ gramos}$$

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas aplicadas a una disolución acuosa 1 M de un ácido débil monoprótico ($K_a = 1'0 \cdot 10^{-5}$, a 25°C):

- a) Su pOH será menor que 7.
- b) El grado de disociación aumenta si se diluye la disolución.
- c) El pH disminuye si se diluye la disolución.

QUÍMICA. 2017. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. Como es un ácido el pH será menor que 7, por lo tanto, el pOH será mayor que 7.
- b) Verdadera. Al diluir, la concentración disminuye, por lo tanto el grado de disociación aumenta

$$K_a = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

- c) Falsa. Si se añade agua disminuye la concentración de hidrogeniones y, por lo tanto, el pH aumenta.

250 mL de una disolución acuosa contiene 3 g de ácido acético (CH_3COOH). Calcule:

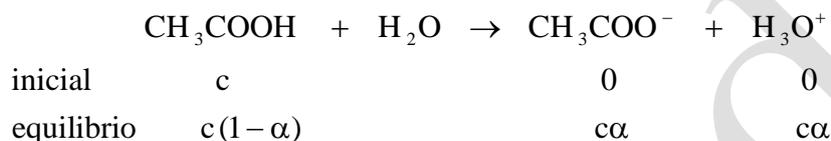
a) La concentración molar y el pH de la disolución a 25°C .

b) El grado de disociación del ácido acético y el pH si se diluye la disolución anterior con agua hasta un volumen de 1 L.

Datos: $K_a = 1'8 \cdot 10^{-5}$ a 25°C . Masas atómicas O = 16 ; C = 12 ; H = 1.

QUÍMICA. 2017. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N



a) La concentración es: $c = \frac{3}{0'25} = 0'2 \text{ M}$

Calculamos el grado de disociación

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow 1'8 \cdot 10^{-5} = \frac{0'2 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \approx 0'2 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = 9'48 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0'2 \cdot 9'48 \cdot 10^{-3} = 2'72$$

b) La concentración es: $c = \frac{0'2 \cdot 0'25}{1} = 0'05 \text{ M}$

Calculamos el grado de disociación

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow 1'8 \cdot 10^{-5} = \frac{0'05 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \approx 0'05 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = 0'0189$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0'05 \cdot 0'0189 = 3'02$$

El agua fuerte es una disolución acuosa que contiene un 25% en masa de HCl y tiene una densidad de $1'09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Se diluyen 25 mL de agua fuerte añadiendo agua hasta un volumen final de 250 mL.

a) Calcule el pH de la disolución diluida.

b) ¿Qué volumen de una disolución que contiene $37 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida de HCl?.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; Cl = 35'5 ; O = 16 ; Ca = 40.

QUÍMICA. 2017. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los moles que hay en 25 mL

$$25 \text{ mL disolución} \cdot \frac{\frac{1090 \cdot 0'25}{36'5} \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL disolución}} = 0'187$$

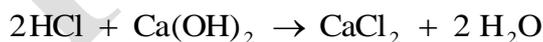
Calculamos la molaridad de la disolución diluida

$$M = \frac{0'187}{0'25} = 0'748 \text{ M} \approx 0'75 \text{ M}$$

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

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'75 = 0'12$$

b) Le reacción de neutralización es:



Calculamos los moles de HCl:

$$\text{moles} = V \cdot M = 0'02 \cdot 0'75 = 0'015 \text{ moles de HCl}$$

Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$0'015 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{74 \text{ g Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1000 \text{ mL Ca}(\text{OH})_2}{37 \text{ g Ca}(\text{OH})_2} = 15 \text{ mL}$$

Luego necesitamos 15 mL de disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$