

QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

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

emestrada

a) ¿Cuál es el pH de 50 mL de una disolución de HCl 0'5 M? b) Si añadimos agua a los 50 mL de la disolución anterior hasta alcanzar un volumen de 500 mL, ¿cuál será el nuevo pH?
c) Describa el procedimiento a seguir y el material necesario para preparar la disolución más diluida.

QUÍMICA. 2001. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El HCl es un ácido fuerte, totalmente dissociado en sus iones, luego:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'5 = 0'3$$

b) Si se diluye la disolución, lo que se añade es agua, luego los moles de HCl no variarán, pero al hacerlo el volumen final, la nueva concentración será menor:

$$M = \frac{0'05 \cdot 0'5}{0'5} = 0'05$$

luego: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'05 = 1'3$

c) Para preparar una disolución diluida a partir de otra más concentrada, basta con tomar el volumen adecuado de la primera con una probeta, y llevarlo hasta un matraz aforado, donde se enrasará con agua hasta completar el volumen final deseado de disolución. De este modo, al tener los mismos moles de soluto que había en la disolución original, pero en un volumen total mayor, la concentración final es menor.

Se disuelven 5 g de NaOH en agua suficiente para preparar 300 mL de disolución. Calcule:
a) La molaridad de la disolución y el valor del pH. b) La molaridad de una disolución de HBr, de la que 30 mL de la misma son neutralizados con 25 mL de la disolución de la base.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; Na = 23.

QUÍMICA. 2001. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$M = \frac{5}{\frac{40}{0'3}} = 0'416$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log 0'416 = 13'62$$

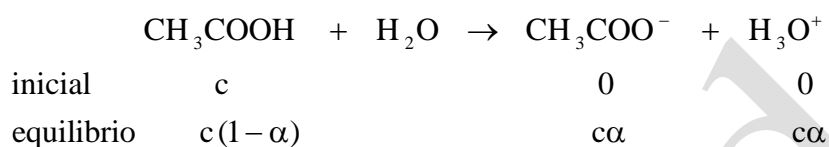
b)

$$V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b \Rightarrow 0'03 \cdot M_a = 0'025 \cdot 0'416 \Rightarrow M_a = 0'346$$

Calcule: a) El pH de una disolución 0'1 M de ácido acético, CH₃COOH, cuyo grado de disociación es 1'33%. b) La constante K_a del ácido acético.
QUÍMICA. 2001. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0'1 \cdot 0'0133 = 2'87$$

b)

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'1 \cdot (0'0133)^2}{1-0'0133} = 1'79 \cdot 10^{-5}$$

- a) ¿Cuál es la concentración en HNO_3 de una disolución cuyo pH es 1?
b) Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 100 mL de disolución de HNO_3 10^{-2} M a partir de la anterior.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Como el ácido nítrico es un ácido fuerte, estará totalmente disociado, luego:

$$[\text{HNO}_3] = 10^{-1} = 0,1 \text{ M}$$

- b)

$$M = 10^{-2} = \frac{0,1 \cdot V}{0,1} \Rightarrow V = 10^{-2} \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

Tomaríamos 10 mL de la disolución inicial, los introduciríamos en un matraz aforado de 100 mL y enrasaríamos con agua.

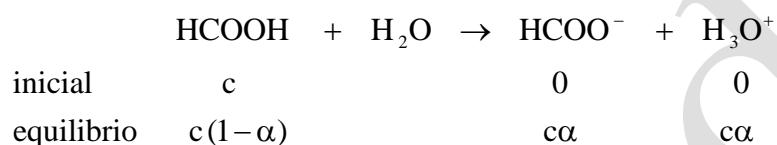
Se disuelven 23 g de ácido metanoico, HCOOH, en agua hasta obtener 10 litros de disolución. La concentración de iones H_3O^+ es 0'003 M. Calcule: a) El pH de la disolución y el grado de disociación. b) La constante K_a del ácido.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'003 = 2'52$$

$$c = \frac{23}{\frac{46}{10}} = 0'05$$

$$\text{pH} = 2'52 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0'05 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = 0'06$$

b)

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'05 \cdot (0'06)^2}{1-0'06} = 1'91 \cdot 10^{-4}$$

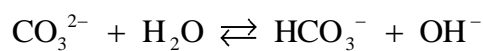
Explique cuál o cuáles de las siguientes especies químicas, al disolverse en agua, formará disoluciones con pH menor que siete. a) HF. b) Na₂CO₃. c) NH₄Cl.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El HF es un ácido y, por lo tanto, su disolución acuosa dará un pH menor que 7.

b) El Na₂CO₃ es una sal que en agua estará disociada en iones Na⁺ e iones CO₃²⁻. Los iones CO₃²⁻ sufrirán hidrólisis con lo cual:



Por lo tanto, su pH será mayor que 7.

c) El NH₄Cl es una sal que en agua estará disociada en iones NH₄⁺ e iones Cl⁻. Los iones NH₄⁺ sufrirán hidrólisis con lo cual:



Por lo tanto, su pH será menor que 7.

Calcule: a) El pH de una disolución 0'03 M de ácido perclórico, HClO_4 , y el de una disolución 0'05 M de NaOH. b) El pH de la disolución que resulta al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores (suponga que los volúmenes son aditivos).

QUÍMICA. 2001. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'03 = 1'52$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log 0'05 = 12'7$$

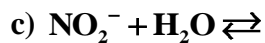
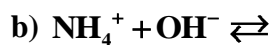
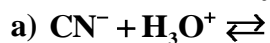
b)

$$\text{moles de NaOH que quedan} = 0'05 \cdot 0'05 - 0'05 \cdot 0'03 = 1 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \cdot 10^{-3}}{0'1} = 0'01 \text{ M}$$

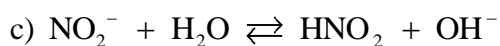
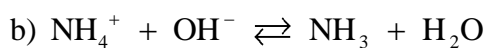
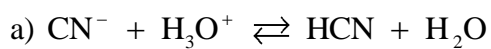
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log[\text{OH}^-] = 14 + \log 0'01 = 12$$

Complete las ecuaciones siguientes e indique los pares ácido-base conjugados, según la teoría de Brönsted-Lowry:



QUÍMICA. 2001. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

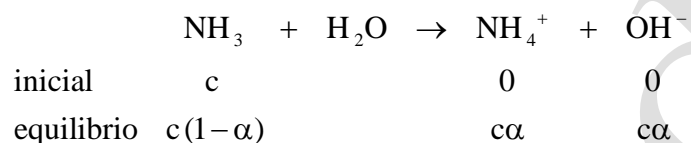


La constante K_b del NH_3 , es igual a $1'8 \cdot 10^{-5}$ a 25°C . Calcule: a) La concentración de las especies iónicas en una disolución $0'2 \text{ M}$ de amoniaco. b) El pH de la disolución y el grado de disociación del amoniaco.

QUÍMICA. 2001. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow 1'8 \cdot 10^{-5} = \frac{0'2 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 9'48 \cdot 10^{-3}$$

Por definición:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \log 0'2 \cdot 9'48 \cdot 10^{-3} = 11'27$$

Las concentraciones de los iones serán:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = c\alpha = 0'2 \cdot 9'48 \cdot 10^{-3} = 1'89 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{NH}_3] = c(1-\alpha) = 0'2 \cdot 0'99052 = 0'198 \text{ M}$$

Razone la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) A igual molaridad, cuanto más débil es un ácido menor es el pH de sus disoluciones. b) A un ácido fuerte le corresponde una base conjugada débil. c) No existen disoluciones diluidas de un ácido fuerte.
QUÍMICA. 2001. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Falsa. Cuánto más débil sea el ácido, estará menos disociado y su pH será mayor.
- b) Cierta.
- c) Falsa.

emestrada