

QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

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

Para las siguientes sales: NaCl, NH₄NO₃ y K₂CO₃

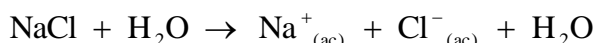
a) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a su disolución en agua.

b) Clasifique las disoluciones en ácidas, básicas o neutras.

QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

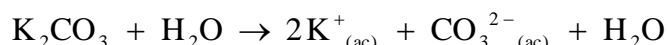
a) Para el cloruro de sodio NaCl la ecuación química correspondiente a su disolución en agua es:



Para el nitrato de amonio NH₄NO₃ la ecuación química correspondiente a su disolución en agua es:



Para el carbonato de potasio K₂CO₃ la ecuación química correspondiente a su disolución en agua es:



b) Para el cloruro de sodio NaCl ninguno de los dos iones que aparecen en disolución va a reaccionar con el agua (no producen reacción de hidrólisis) ya que se trata de ácido muy débil (Na⁺) y una base muy débil (Cl⁻) al ser los conjugados de la base muy fuerte NaOH y el ácido muy fuerte HCl. Por tanto la disolución de esta sal en agua da lugar a una disolución de carácter neutro (ni ácido ni básico)

Para el nitrato de amonio NH₄NO₃ el ión NO₃⁻ no va a reaccionar con el agua (no produce reacción de hidrólisis) ya que se trata de una base muy débil (NO₃⁻) al ser el conjugado del ácido muy fuerte HNO₃. El ión NH₄⁺ si va a reaccionar con el agua (si produce reacción de hidrólisis) ya que se trata de un ácido fuerte (NH₄⁺) al ser el conjugado de la base débil NH₃. La reacción de hidrólisis es NH₄⁺ + H₂O → NH₃ + H₃O⁺

Por tanto, la disolución de esta sal en agua da lugar a una disolución de carácter ácido.

Para el carbonato de potasio K₂CO₃, el ión K⁺ no va a reaccionar con el agua (no produce reacción de hidrólisis) ya que se trata de un ácido muy débil (K⁺) al ser el conjugado de la base muy fuerte KOH.

El ión CO₃²⁻ si va a reaccionar con el agua (si produce reacción de hidrólisis) ya que se trata de una base fuerte (CO₃²⁻) al ser el conjugado del ácido débil H₂CO₃. La reacción de hidrólisis es CO₃²⁻ + 2H₂O → H₂CO₃ + 2OH⁻.

Por tanto la disolución de esta sal en agua da lugar a una disolución de carácter básico.

La codeína es un compuesto monobásico de carácter débil cuya constante K_b es $9 \cdot 10^{-7}$.

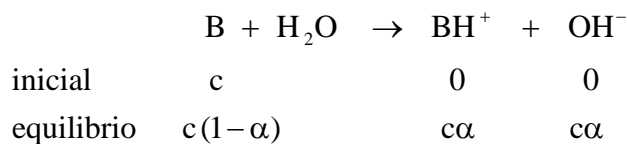
Calcule:

a) El pH de una disolución acuosa 0'02 M de codeína.

b) El valor de la constante de acidez del ácido conjugado de la codeína.

QUÍMICA. 2009. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

a)



$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}} = \sqrt{\frac{9 \cdot 10^{-7}}{0'02}} = 6'7 \cdot 10^{-3}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log c \cdot \alpha = -\log 0'02 \cdot 6'7 \cdot 10^{-3} = 3'87$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3'87 = 10'13$$

b)

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{9 \cdot 10^{-7}} = 1'1 \cdot 10^{-8}$$

El pH de 1 L de disolución acuosa de hidróxido de litio es 13. Calcule:

a) Los gramos de hidróxido que se han utilizado para prepararla.

b) El volumen de agua que hay que añadir a 1 L de la disolución anterior para que su pH sea 12. Suponga que los volúmenes son aditivos

Masas atómicas: Li = 7; H = 1; O = 16.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } \text{pH} = 13 \Rightarrow \text{pOH} = 1 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-1}$$

$$[\text{LiOH}] = 10^{-1} = \frac{\text{g}}{1} \Rightarrow 2'4 \text{ g de LiOH}$$

$$\text{b) } \text{pH} = 12 \Rightarrow \text{pOH} = 2 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-2}$$

$$[\text{LiOH}] = 10^{-2} = \frac{2'4}{V} \Rightarrow V = 10 \text{ L}$$

Luego, la cantidad de agua que tenemos que añadir es: $10 - 1 = 9 \text{ L}$

Para las especies CN^- , HF y CO_3^{2-} , en disolución acuosa:

a) Escriba, según corresponda, la fórmula del ácido o de la base conjugados.

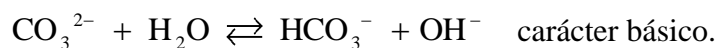
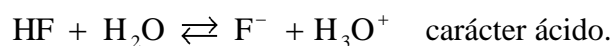
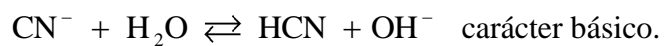
b) Justifique, mediante la reacción correspondiente, el carácter ácido o básico que es de esperar de cada una de las disoluciones.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El ácido conjugado del CN^- es el HCN . La base conjugada del HF es el F^- . El ácido conjugado del CO_3^{2-} es el HCO_3^- .

b)



En 500 mL de agua se disuelven 3 g de CH_3COOH . Calcule:

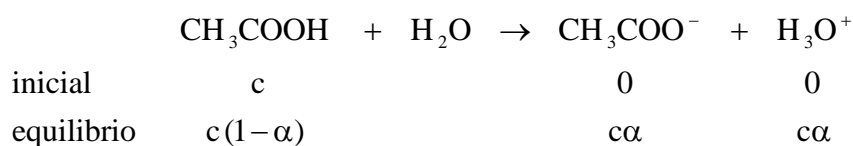
a) El pH de la disolución.

b) El tanto por ciento de ácido ionizado.

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

QUÍMICA. 2009. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

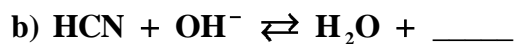
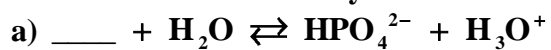


$$c = \frac{3}{0'5} = 0'1 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'1 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = 1'8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \alpha = 0'0133$$

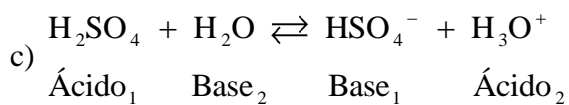
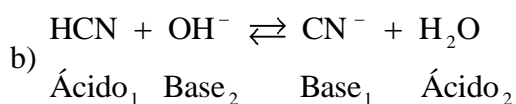
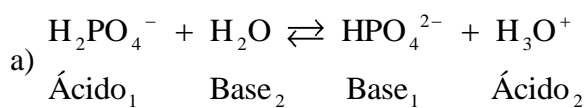
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'1 \cdot 0'0133 = 2'87$$

Complete los siguientes equilibrios ácido-base e identifique los pares conjugados, según la teoría de Bronsted-Lowry:



QUÍMICA. 2009. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N



En una disolución acuosa 0'03 M de amoníaco, éste se encuentra disociado en un 2'4 %.
Calcule:

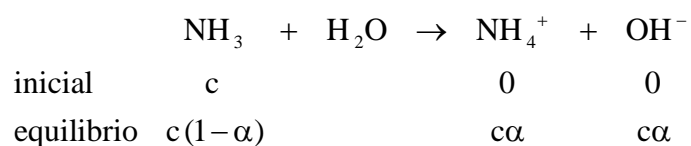
a) El valor de la constante de disociación de la base.

b) ¿Qué cantidad de agua habrá que añadir a 100 mL de dicha disolución para que el pH de la disolución resultante sea 10'5? Suponga que los volúmenes son aditivos.

QUÍMICA. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'03 \cdot 0'024^2}{1-0'024} = 1'77 \cdot 10^{-5}$$

a) Por definición:

$$\text{pH} = 10'5 = 14 - \text{pOH} \Rightarrow \text{pOH} = 3'5 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 3'16 \cdot 10^{-4} = c \cdot \alpha$$

$$K_b = 1'77 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{(c \cdot \alpha)^2}{c - c \cdot \alpha} = \frac{(3'16 \cdot 10^{-4})^2}{c - 3'16 \cdot 10^{-4}} \Rightarrow c = 5'95 \cdot 10^{-3}$$

$$c = 5'95 \cdot 10^{-3} = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0'03 \cdot 0'1}{0'1 + V} \Rightarrow V = 0'404 \text{ L}$$

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Un ácido puede tener carácter débil y estar concentrado en disolución.

b) Un ión negativo puede ser un ácido.

c) Existen sustancias que pueden actuar como base y como ácido.

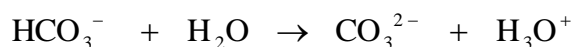
QUÍMICA. 2009. RESERVA 4. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Verdadera. Un ácido débil es aquel que tiene poca 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 tanto, puede ser débil (acético, nitroso, fórmico, cianhídrico...) y estar muy concentrado. En todo caso, la disociación de un ácido débil decrece con la concentración. Por ejemplo, para un ácido HA:

$$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$$
$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

b) Verdadera, siempre que aún tenga hidrógenos que pueda ceder en disolución acuosa, por ejemplo:



c) Verdadera, se trata de sustancias anfóteras. Por ejemplo, la anterior:



En el laboratorio se tienen dos recipientes: uno contiene 15 mL de una disolución acuosa de HCl de concentración 0'05 M y otro 15 mL de una disolución acuosa 0'05 M de CH₃COOH.

Calcule:

a) El pH de las disoluciones.

b) La cantidad de agua que se deberá añadir a la disolución más ácida para que el pH de ambas sea el mismo. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Dato: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1'8 \cdot 10^{-5}$

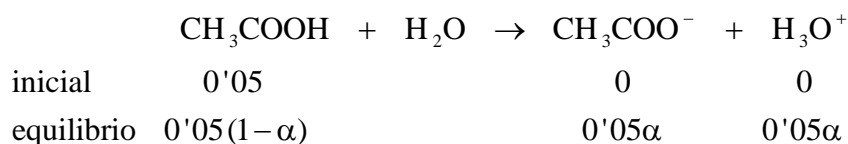
QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El HCl por ser un ácido fuerte está totalmente disociado, luego:

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

El CH₃COOH es un ácido débil y estará parcialmente disociado en sus iones, luego:



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0'05 \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = 1'8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow \alpha = 0'0187$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'05 \cdot 0'0187 = 3'02$$

a) Para que la disolución de HCl tenga el mismo pH que la del ácido acético, la concentración de [H₃O⁺] debe ser la misma, es decir: Por definición: [H₃O⁺] = 9'54 · 10⁻⁴.

$$\text{moles HCl} = 0'05 \cdot 0'015 = 7'5 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 9'54 \cdot 10^{-4} = \frac{7'5 \cdot 10^{-4}}{V} \Rightarrow V = 0'786 \text{ L} = 786 \text{ mL}$$

Cantidad de agua que debemos añadir = 786 mL - 15 mL = 771 mL

En medio acuoso, según la teoría de Brönsted-Lowry:

a) Justifique el carácter básico del amoníaco

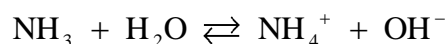
b) Explique si el CH_3COONa genera pH básico.

c) Razone si la especie HNO_2 puede dar lugar a una disolución de $\text{pH} > 7$.

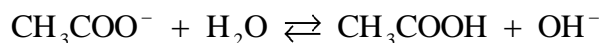
QUÍMICA. 2009. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El amoníaco cuando se disuelve en agua genera grupos OH^- , y, por lo tanto, tiene carácter básico.



b) El acetato sódico es una sal que proviene de un ácido débil y una base fuerte, con lo cual el ión acetato sufre la reacción de hidrólisis y genera un pH básico.



c) No, ya que es un ácido y su pH será menor que 7.