

QUÍMICA

TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

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

emestrada

Indique, razonadamente, si cada una de las siguientes proposiciones es verdadera o falsa:

a) De acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry el carácter básico del amoníaco, en disoluciones acuosas, se debe a que acepta un grupo OH^- de la molécula de agua.

b) Si el pH de una disolución de un ácido monoprótico fuerte es 2'17 la concentración molar de la disolución respecto a dicho ácido estará comprendida entre 0'001 y 0'01.

c) En disoluciones acuosas el ión HCO_3^- se comporta como un electrolito anfótero.

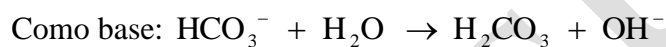
QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. Según la teoría de Brönsted-Lowry, una base es la especie que acepta los iones H^+ . La reacción que tiene lugar entre el amoníaco y el agua es: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

b) Cierta. Ya que como el ácido es fuerte, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ estará entre 0'001 y 0'01 y, por lo tanto, el pH estará entre 2 y 3.

b) Cierta. Ya que puede actuar como ácido o como base.



Calcule:

a) El pH de la disolución que resulta de mezclar 250 mL de HCl 0'1 M con 150 mL de NaOH 0'2 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

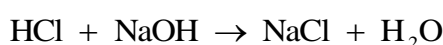
b) La riqueza de un hidróxido de sodio comercial, si 30 g del mismo necesitan 50 mL de H₂SO₄ 3 M para su neutralización.

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

QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La reacción de neutralización que tiene lugar es:



Calculamos los moles de ácido y de base que tenemos:

$$\text{moles NaOH} = V \cdot M = 0'15 \cdot 0'2 = 0'03 \text{ moles}$$

$$\text{moles HCl} = V \cdot M = 0'25 \cdot 0'1 = 0'025 \text{ moles}$$

Vemos que hay más moles de NaOH.

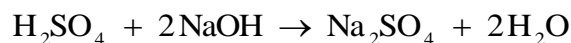
$$\text{moles en exceso NaOH} = 0'03 - 0'025 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

Calculamos la concentración y el pH

$$[\text{NaOH}] = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{0,4} = 0'0125 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 0'0125 = 1'9 \Rightarrow \text{pH} = 12'1$$

b) La reacción de neutralización que tiene lugar es:



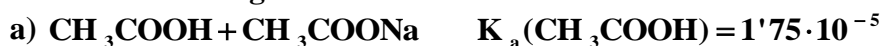
Calculamos los gramos de NaOH que reaccionan:

$$0'15 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ moles NaOH}} = 12 \text{ g NaOH}$$

Calculamos la riqueza:

$$\frac{12 \text{ g NaOH puros}}{30 \text{ g NaOH comercial}} \cdot 100 = 40\% \text{ de riqueza}$$

Justifique razonadamente cuáles de las siguientes disoluciones acuosas constituirían una disolución amortiguadora.



QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

Una disolución amortiguadora es aquella cuyo pH se modifica muy poco, cuando se diluye o se añaden cantidades moderadas de ácidos o de bases.

Las disoluciones amortiguadoras están formadas por la mezcla de un ácido débil y su base conjugada, o bien, por la mezcla de una base débil y su ácido conjugado.

a) Si es una disolución amortiguadora, ya que está formada por un ácido débil CH_3COOH y su base conjugada CH_3COONa .

b) No es una disolución amortiguadora, ya que el NaCl no es la base conjugada del HCN .

c) Si es una disolución amortiguadora, ya que está formada por una base débil NH_3 y su ácido conjugado NH_4Cl .

a) Si el valor de la constante K_b del amoníaco es $1'8 \cdot 10^{-5}$, ¿cuál debería ser la molaridad de una disolución de amoníaco para que su $\text{pH} = 11$?

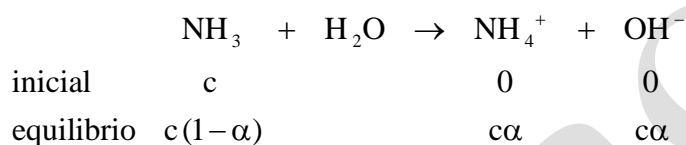
b) El valor de la constante K_a del HNO_2 es $4'5 \cdot 10^{-4}$. Calcule los gramos de este ácido que se necesitan para preparar 100 mL de una disolución acuosa cuyo $\text{pH} = 2'5$.

Datos: Masas atómicas O = 16 ; N = 14 ; H = 1.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

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

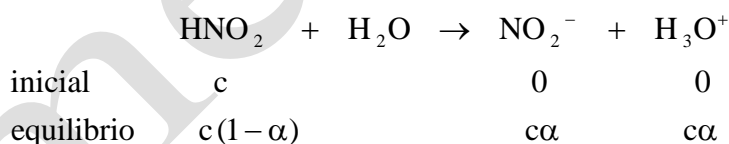


$$\text{pH} = 11 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 11 = 3 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-3} = c \cdot \alpha$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow 1'8 \cdot 10^{-5} = \frac{10^{-3} \cdot \alpha}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'017$$

$$10^{-3} = c \cdot \alpha = c \cdot 0'017 \Rightarrow c = 0'059 \text{ M}$$

b) Escribimos la reacción de disociación del ácido nitroso



$$\text{pH} = 2'5 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = c\alpha = 10^{-2'5} = 3'16 \cdot 10^{-3}$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \Rightarrow 4'5 \cdot 10^{-4} = \frac{3'16 \cdot 10^{-3} \cdot \alpha}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'125$$

$$3'16 \cdot 10^{-3} = c \cdot \alpha = c \cdot 0'125 \Rightarrow c = 0'025 \text{ M}$$

$$0'025 \text{ M} = \frac{\frac{\text{g}}{0'1}}{\frac{\text{Pm}}{0'1}} = \frac{\text{g}}{0'1} = \frac{47}{0'1} \Rightarrow 0'1175 \text{ g de HNO}_2$$

Responda razonadamente:

a) En una disolución acuosa 0'1 M de ácido sulfúrico. ¿Cuál es la concentración de iones H_3O^+ y de iones OH^- ?

b) Sea una disolución acuosa 0'1 M de hidróxido de sodio. ¿Cuál es el pH de la disolución?

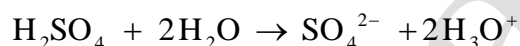
c) Sea una disolución de ácido clorhídrico y otra de la misma concentración de ácido acético. ¿Cuál de las dos tendrá mayor pH?

Dato: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1'75 \cdot 10^{-5}$

QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Escribimos la reacción de disociación del ácido sulfúrico que cede los dos protones al ser un ácido fuerte:



Calculamos las concentraciones que nos piden:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 0'1 = 0'2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{0'2} = 5 \cdot 10^{-14}$$

b) El hidróxido de sodio está totalmente disociado, luego:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0'1 = 1 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13$$

c) Tendrá mayor pH el ácido acético que es un ácido débil y sólo está parcialmente disociado, mientras que el ácido clorhídrico al ser un ácido fuerte estará totalmente disociado.

$$\text{Para el ácido clorhídrico: } \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c$$

$$\text{Para el ácido acético: } \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c \cdot \alpha$$

Una disolución acuosa 10^{-2}M de ácido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) presenta un grado de disociación de $8'15 \cdot 10^{-2}$. Determine:

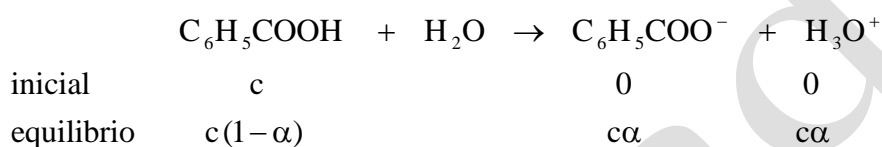
a) La constante de ionización del ácido.

b) El pH de la disolución y la concentración de ácido benzoico sin ionizar que está presente en el equilibrio.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{10^{-2} \cdot (8'15 \cdot 10^{-2})^2}{1 - 8'15 \cdot 10^{-2}} = 7'23 \cdot 10^{-5}$$

b)

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 10^{-2} \cdot 8'15 \cdot 10^{-2} = 3'08$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = c(1-\alpha) = 10^{-2} \cdot (1 - 8'15 \cdot 10^{-2}) = 9'18 \cdot 10^{-3}$$

Dadas las constantes de ionización de los siguientes ácidos: $K_a(\text{HF}) = 6'6 \cdot 10^{-4}$;
 $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1'75 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HCN}) = 6'2 \cdot 10^{-10}$

- a) Indique razonadamente qué ácido es más fuerte en disolución acuosa.
b) Escriba el equilibrio de disociación del HCN indicando cuál será su base conjugada.
c) Deduzca el valor de K_b del CH_3COOH .

QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) El ácido más fuerte es el HF, ya que es el que tiene mayor constante de ionización.
b) El equilibrio de disociación es: $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ y su base conjugada es el ión CN^- .
c) Las constantes de equilibrio de un par conjugado está relacionadas a través del producto iónico del agua de la forma:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

Por lo tanto: $K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1'75 \cdot 10^{-5}} = 5'88 \cdot 10^{-10}$

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) Cuanto mayor sea la concentración inicial de un ácido débil, mayor será la constante de disociación.

b) El grado de disociación de un ácido débil es independiente de la concentración inicial del ácido.

c) Una disolución acuosa de cloruro de amonio tiene un pH básico.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Falsa. La constante de disociación sólo depende de la temperatura

b) Falsa. Cuanto mayor sea la concentración inicial menor será el grado de disociación, ya que:

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

c) Falsa. 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:

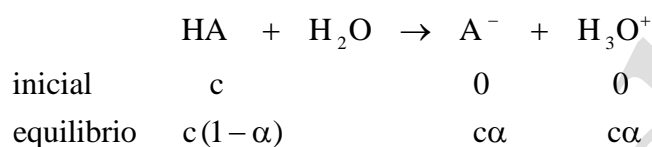


La disolución pues, será ácida y su pH será menor que 7.

Una disolución acuosa 0,03 M de un ácido monoprótico, HA, tiene un pH de 3,98. Calcule:
 a) La concentración molar de A⁻ en disolución y el grado de disociación del ácido.
 b) El valor de la constante K_a del ácido y el valor de la constante K_b de su base conjugada.
QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Por definición:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha \Rightarrow 3,98 = -\log 0,03 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-3,98}}{0,03} = 3,49 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{A}^-] = c \cdot \alpha = 0,03 \cdot 3,49 \cdot 10^{-3} = 1,047 \cdot 10^{-4}$$

b) Calculamos la constante de acidez

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,03 \cdot (3,49 \cdot 10^{-3})^2}{1 - 3,49 \cdot 10^{-3}} = 3,66 \cdot 10^{-7}$$

Calculamos la constante de la base conjugada

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3,66 \cdot 10^{-7}} = 2,73 \cdot 10^{-8}$$