

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

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

a) De acuerdo con la teoría de Brønsted-Lowry el carácter básico del amoníaco, en disoluciones acuosas, se debe a que acepta un grupo  $\text{OH}^-$  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  $\text{HCO}_3^-$  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 Brønsted-Lowry, una base es la especie que acepta los iones  $\text{H}^+$ . 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.

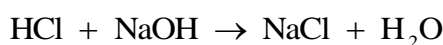
b) La riqueza de un hidróxido de sodio comercial, si 30 g del mismo necesitan 50 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 3 M para su neutralización.

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.

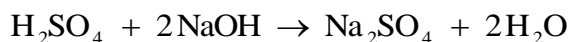
$$\text{moles en exceso NaOH} = 0'03 - 0'025 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

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:



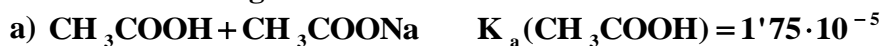
Calculamos los gramos de NaOH que reaccionan:

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

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  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y su base conjugada  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .
- b) No es una disolución amortiguadora, ya que el  $\text{NaCl}$  no es la base conjugada del  $\text{HCN}$ .
- c) Si es una disolución amortiguadora, ya que está formada por una base débil  $\text{NH}_3$  y su ácido conjugado  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

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  $\text{pH} = 11$ ?

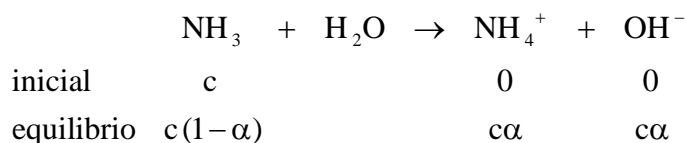
b) El valor de la constante  $K_a$  del  $\text{HNO}_2$  es  $4'5 \cdot 10^{-4}$ . Calcule los gramos de este ácido que se necesitan para preparar 100 mL de una disolución acuosa cuyo  $\text{pH} = 2'5$ .

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.

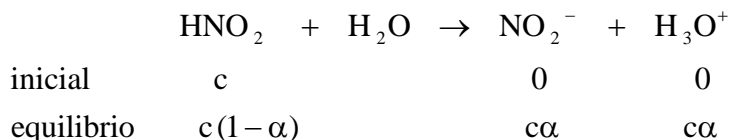


$$\text{pH} = 11 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 11 = 3 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-3} = c \cdot \alpha$$

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

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

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  $\text{H}_3\text{O}^+$  y de iones  $\text{OH}^-$ ?

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

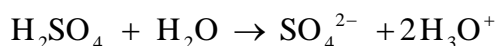
c) Sea una disolución de ácido clorhídrico y otra de la misma concentración de ácido acético. ¿Cuál de las dos tendrá mayor pH?

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:



Calculamos las concentraciones que nos piden:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 2 \cdot 0'1 = 0'2 \\ [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] &= 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{0'2} = 5 \cdot 10^{-14} \end{aligned}$$

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

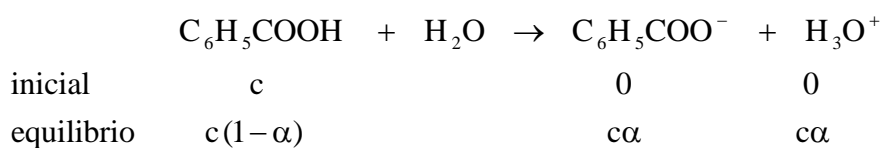
a) La constante de ionización del ácido.

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:  $K_a(\text{HF}) = 6'6 \cdot 10^{-4}$ ;  
 $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1'75 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_a(\text{HCN}) = 6'2 \cdot 10^{-10}$

- Indique razonadamente qué ácido es más fuerte en disolución acuosa.
- Escriba el equilibrio de disociación del HCN indicando cuál será su base conjugada.
- Deduzca el valor de  $K_b$  del  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

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

## R E S O L U C I Ó N

- El ácido más fuerte es el HF, ya que es el que tiene mayor constante de ionización.
- 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  $\text{CN}^-$ .
- 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**

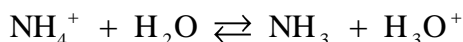
## R E S O L U C I Ó N

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:

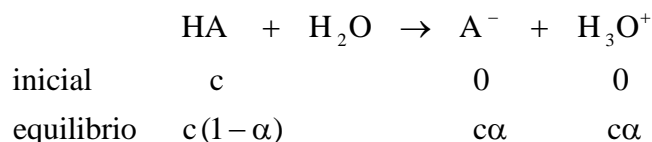
a) La concentración molar de  $A^-$  en disolución y el grado de disociación del ácido.

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:

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log c\alpha \Rightarrow 3,98 = -\log 0,03 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{10^{-3,98}}{0,03} = 3,49 \cdot 10^{-3}$$

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

b) Calculamos la constante de acidez

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,03 \cdot (3,49 \cdot 10^{-3})^2}{1 - 3,49 \cdot 10^{-3}} = 3,66 \cdot 10^{-7}$$

Calculamos la constante de la base conjugada

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