

**PROBLEMAS RESUELTOS  
SELECTIVIDAD ANDALUCÍA  
2010**

**QUÍMICA**

**TEMA 6: EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE**

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

**Disponemos de dos matraces: uno contiene 50 mL de una disolución acuosa de HCl 0'10 M, y el otro, 50 mL de una disolución acuosa de HCOOH diez veces más concentrado que el primero. Calcule:**

a) El pH de cada una de las disoluciones.

b) El volumen de agua que se debe añadir a la disolución más ácida para que el pH de las dos sea el mismo.

Dato:  $K_a(\text{HCOOH}) = 1'8 \cdot 10^{-4}$ .

### QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

#### R E S O L U C I Ó N

a) El ácido clorhídrico es un ácido fuerte y estará totalmente disociado en sus iones, luego, el pH será:

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

Escribimos el equilibrio del ácido fórmico:

HCOOH	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{HCOO}^-$	+	$\text{H}_3\text{O}^+$
inicial		c		0		0
equilibrio		$c(1-\alpha)$		$c\alpha$		$c\alpha$

$$K_a = 1'8 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{1 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow \alpha = 0'013$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1'013 = 1'88$$

b) Tenemos que ver la cantidad de agua que debemos añadir al HCl para que su pH sea 1'88.

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0'1 \cdot 0'05}{0'013} = 0'384 \text{ L}$$

Luego, el volumen de agua que debemos añadir es:  $V = 0'384 \text{ L} - 0'05 \text{ L} = 0'334 \text{ L} = 334 \text{ mL}$

**a) Ordene de menor a mayor acidez las disoluciones acuosas de igual concentración de  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NaOH}$  y  $\text{KNO}_3$ . Razone su respuesta.**

**b) Se tiene un ácido fuerte  $\text{HA}$  en disolución acuosa. Justifique qué le sucederá al pH de la disolución al añadir agua.**

**QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) El  $\text{HNO}_3$  es un ácido fuerte por lo que su  $\text{pH} < 7$ ; El  $\text{NaOH}$  es una base fuerte, por lo que su  $\text{pH} > 7$  y el  $\text{KNO}_3$  es una sal que proviene de un ácido fuerte y una base fuerte, por lo tanto no se hidroliza y su  $\text{pH} = 7$ . Luego, el orden de menor a mayor acidez es:  $\text{NaOH} < \text{KNO}_3 < \text{HNO}_3$

b) Al añadir agua a un ácido fuerte, prácticamente no varia el número de moles de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , pero al aumentar el volumen disminuye la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , con lo cual el pH aumenta.

- a) El pH de una disolución acuosa de un ácido monoprótico (HA) de concentración  $5 \cdot 10^{-3}$  M es 2'3. Razone si se trata de un ácido fuerte o débil.  
b) Justifique si el pH de una disolución acuosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  es mayor, menor o igual a 7.

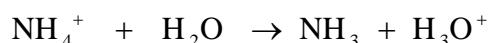
QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a) Ha de ser un ácido fuerte, ya que se encuentra completamente disociado, pues su concentración es  $5 \cdot 10^{-3}$  y el  $\text{pH} = -\log(5 \cdot 10^{-3}) = 2'3$ .

b) El cloruro de amonio proviene del ácido clorhídrico (ácido fuerte) y del amoníaco (base débil) y en agua se disocia:  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

El  $\text{Cl}^-$  no reaccionará con el agua, pero el ión amonio sí se hidroliza de la forma:



En la hidrólisis se generan iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , con lo cual la disolución tendrá carácter ácido,  $\text{pH} < 7$ .

**Se preparan 100 mL de una disolución acuosa de amoniaco 0'2 M.**

a) Calcule el grado de disociación del amoniaco y el pH de la disolución.

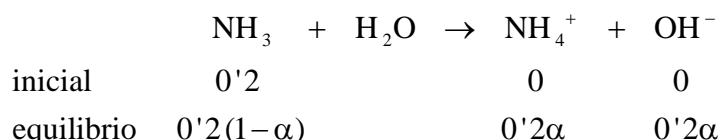
b) Si a 50 mL de la disolución anterior se le añaden 50 mL de agua, calcule el grado de disociación del amoniaco y el valor del pH de la disolución resultante. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Dato:  $K_b(NH_3) = 1'8 \cdot 10^{-5}$

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B**

**R E S O L U C I Ó N**

a) El amoníaco se disocia según:



$$1'8 \cdot 10^{-5} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{0'2 \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 = 0'2 \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1'8 \cdot 10^{-5}}{0'2}} = 9'48 \cdot 10^{-3}$$

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log [OH^-] = 14 + \log(0'2 \cdot 9'48 \cdot 10^{-3}) = 11'27$$

b) Si se le agregan 50 mL de agua, la concentración disminuye a la mitad. Se repiten los cálculos pero ahora  $c = \frac{0'2 \cdot 0'05}{0'1} = 0'1$ .

$$1'8 \cdot 10^{-5} = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{0'1 \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} \approx c \cdot \alpha^2 = 0'1 \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{1'8 \cdot 10^{-5}}{0'1}} = 0'0134$$

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log [OH^-] = 14 + \log(0'1 \cdot 0'0134) = 11'12$$

**Una disolución acuosa A contiene 3'65 g de HCl en un litro de disolución. Otra disolución acuosa B contiene 20 g de NaOH en un litro de disolución. Calcule:**

a) El pH de cada una de las disoluciones.

b) El pH final después de mezclar 50 mL de la disolución A con 50 mL de la disolución B. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: Cl = 35'5 ; O = 16 ; Na = 23 ; H = 1.

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos las concentraciones y, como ambas son ácido y base fuertes respectivamente, se encontrarán completamente disociados, por lo que:

$$3'65 \text{ g/L HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} = 0'1 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log 0'1 = 1$$

$$20 \text{ g/L NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0'5 \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = -\log 0'5 = 0'3 \Rightarrow \text{pH} = 13'7$$

b) Calculamos los moles en exceso sosa ya que es la más concentrada y, con ellos y el volumen total, la concentración de hidroxilos:

$$\text{moles en exceso NaOH} = 0'5 \cdot 0'05 - 0'1 \cdot 0'05 = 0'02 \text{ moles}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0'02}{0,1} = 0'2 \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = -\log 0'2 = 0'69 \Rightarrow \text{pH} = 13'3$$

**a) ¿Qué volumen de disolución acuosa de NaOH 2 M es necesario para neutralizar 25 mL de una disolución 0'5 M de HNO<sub>3</sub>?**

**b) Justifique cuál será el pH en el punto de equivalencia.**

**c) Describa el procedimiento experimental e indique el material y productos necesarios para llevar a cabo la valoración anterior.**

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) La reacción de neutralización es: NaOH + HNO<sub>3</sub> → NaNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O

Se consume 1 mol de sosa por cada mol de ácido nítrico, por tanto:

$$0'025 \text{ L HNO}_3 \cdot \frac{0'5 \text{ moles HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH}}{2 \text{ moles NaOH}} = 6'25 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 6'25 \text{ mL NaOH}$$

b) Puesto que se trata de un ácido y base fuertes, se encuentran completamente disociados y ninguno de sus iones se hidroliza, el pH en el punto de equivalencia será 7.

c) Se monta la bureta mediante una pinza en el soporte metálico y se llena con la ayuda del embudo de la disolución 2 M de NaOH, enrasándose correctamente, sin que quede aire en la parte inferior de la bureta ya que se cometería un determinado error.

En un matraz erlenmeyer se vierten el volumen conocido de la disolución de HNO<sub>3</sub>. Se añaden a esta disolución unas gotas del indicador adecuado. A continuación, y sin dejar de agitar la disolución contenida en el erlenmeyer, se va dejando caer la disolución de la bureta hasta que se produzca el cambio de color.

Para ver mejor el cambio de color, se coloca debajo del matraz un fondo blanco y cuando comienza a apreciarse como se colorea la zona donde cae la disolución, se procede lentamente y sin dejar de agitar hasta que el cambio de color persiste. En ese momento se deja de añadir base y se mide el volumen consumido de la bureta.

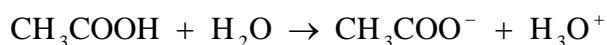
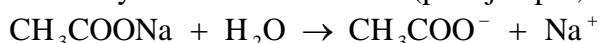
**Justifique, mediante las reacciones correspondientes, el comportamiento de una disolución amortiguadora formada por ácido acético y acetato de sodio, cuando se le añaden pequeñas cantidades de:**

- a) Un ácido fuerte, como HCl.
- b) Una base fuerte, como KOH.

**QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 4. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Una disolución amortiguadora se puede formar a partir de una disolución de un ácido débil (por ejemplo, ácido acético) y una sal suya con una base fuerte (por ejemplo, acetato sódico):



Debido al efecto de ión común la disociación del ácido se retrograda, por lo que se puede considerar que todos los iones acetato existentes son los provenientes de la sal y podemos hacer la aproximación:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = K_a \cdot \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]} \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]}$$

Al añadir a esta disolución pequeñas cantidades de HCl, aumenta la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y el equilibrio anterior se desplaza a la izquierda consumiendo la cantidad aportada. Para desplazarse utiliza iones acetato de la sal: a estos iones se le llama reserva básica del tampón.

b) Análogamente, si agregamos pequeñas cantidades de KOH, el equilibrio se desplaza hacia la derecha (hay mucho ácido sin disociar y a él se le llama reserva ácida del tampón) consumiendo, por reacción con los  $\text{H}_3\text{O}^+$ , los  $\text{OH}^-$  añadidos. Así no variará prácticamente el pH de dicha disolución.

**Se dispone de una disolución acuosa de hidróxido de bario de pH = 12. Calcule:**

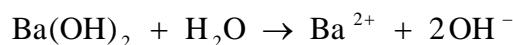
- a) Los gramos de hidróxido de bario disueltos en 650 mL de esa disolución.  
b) El volumen de ácido clorhídrico 0,2 M que es necesario para neutralizar los 650 mL de la disolución anterior.

**QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A**

**R E S O L U C I Ó N**

a) Si el pH es 12, el pOH será 2 y la concentración de hidroxilos será  $10^{-2}$  mol/L.

Como el hidróxido de bario es una base fuerte se disocia completamente de la forma:



la concentración de la disolución de  $\text{Ba(OH)}_2$  que dio lugar a este pH es  $\frac{10^{-2}}{2} = 0'005$  mol/L, ya que por cada mol de hidróxido, cuando se disocia, aparecen 2 moles de hidroxilos.

$$0'65 \text{ L disolución Ba(OH)}_2 \cdot \frac{0'005 \text{ moles Ba(OH)}_2}{1 \text{ L disolución Ba(OH)}_2} \cdot \frac{171'3 \text{ g Ba(OH)}_2}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} = 0'55 \text{ g Ba(OH)}_2$$

b) La reacción de neutralización es:  $2 \text{ HCl} + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Como 2 moles de HCl reaccionan con uno de hidróxido, tenemos que:

$$0'65 \text{ L dissol Ba(OH)}_2 \cdot \frac{0'005 \text{ moles Ba(OH)}_2}{1 \text{ L dissol Ba(OH)}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol Ba(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ L dissol}}{0'2 \text{ moles HCl}} = \\ = 0'0325 \text{ L HCl} = 32'5 \text{ mL HCl}$$

**Justifique mediante las reacciones correspondientes:**

a) **Qué le ocurre al equilibrio de hidrólisis que experimenta el  $\text{NH}_4\text{Cl}$  en disolución acuosa, cuando se añade  $\text{NH}_3$ .**

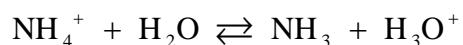
b) **El comportamiento anfótero del  $\text{HCO}_3^-$  en disolución acuosa.**

c) **El carácter ácido o básico del  $\text{NH}_3$  y del  $\text{SO}_3^{2-}$  en disolución acuosa.**

**QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 4. OPCIÓN B**

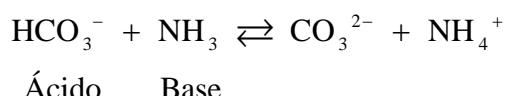
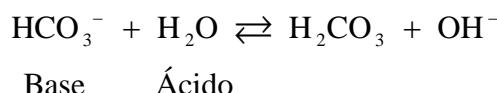
## R E S O L U C I Ó N

a) El catión  $\text{NH}_4^+$  en disolución acuosa sufre la reacción de hidrólisis:



Pero si a la disolución se le añade  $\text{NH}_3$ , el equilibrio tiende a desplazarse hacia la izquierda, con lo cual el pH aumenta y disminuye la acidez de la disolución.

b) El  $\text{HCO}_3^-$  puede comportarse como ácido o como base, es anfótero.



c) El  $\text{NH}_3$  es una base débil:  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

y el  $\text{SO}_3^{2-}$ , también es una base:  $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$