

**AUTOEVALUACION EN MATERIAS BASICAS**  
(pH)

SECCION DE PREGUNTAS

1. Calcule el pH de una solución de HCl 0.01N

- a) 3.6
- b) 2.0
- c) 3.0
- d) 0.5
- e) 10.0

2. Calcule el pH de una solución de NaOH 0.001N

- a) 3.6
- b) 3.0
- c) 11.0
- d) 10.0
- e) 7.5

3. Calcule el pH de una solución de ácido acético 0.001M

- a) 3.6
- b) 4.25
- c) 3.76
- d) 3.87
- e) 5.25

4. Calcule el pH de una mezcla formada por 10 ml ácido acético 0.03N y 10 ml acetato de sodio 0.002N. El pKa del ác. acético es 4.74

- a) 12.45
- b) 4.20
- c) 3.56
- d) 3.90
- e) 5.25

5. Calcule la normalidad de una solución de ácido clorhídrico si sabe que el pH es de 2.37

- a)  $2.37 \times 10^{-2}$  N
- b)  $4.26 \times 10^{-3}$  N
- c)  $2.37 \times 10^{-4}$  N
- d)  $3.75 \times 10^{-3}$  N
- e) 0.001N

6. Calcule el pH y la molaridad de una solución reguladora formado por 3.48 g de  $K_2HPO_4$  y 2.72 g de  $KH_2PO_4$  en 250 ml de agua desionizada.

P.M  $K_2HPO_4$  = 175  
P.M del  $KH_2PO_4$  = 137

Los pKa para el  $H_3PO_4$  son: pKa<sub>1</sub> = 2.1; pKa<sub>2</sub> = 7.2; pKa<sub>3</sub> = 12.7

- a) pH = 7.2 y M = 0.16
- b) pH = 4.25 y M = 0.32
- c) pH = 7.2 y M = 0.36
- d) pH = 4.25 y M = 0.16
- e) pH = 6.37 y M = 0.33

7. ¿Qué peso de carbonato de sodio ( $Na_2CO_3$ ) y bicarbonato de sodio ( $NaHCO_3$ ) se requieren para hacer 500 ml de una solución reguladora 0.2M pH 10.7? (pKa<sub>1</sub> del  $H_2CO_3$  6.1 y pKa<sub>2</sub> = 10.3)

- a) 14.25 g  $Na_2CO_3$  y 8.25 g  $NaHCO_3$
- b) 10.75 g de  $Na_2CO_3$  y 17.25 g de  $NaHCO_3$
- c) 7.52 g de  $Na_2CO_3$  y 2.39 g de  $NaHCO_3$
- d) 1.25 g de  $Na_2CO_3$  y 4.33 g de  $NaHCO_3$
- e) 10.25 g de  $Na_2CO_3$  y 13.75 g de  $NaHCO_3$

8. ¿Cuál es la concentración máxima de iones bicarbonato contenidos en el jugo gástrico si consideramos que el pH es de

1.1 y la concentración de ácido carbónico es 1 mM?

Se sabe que el  $pK_{a1}$  del ácido carbónico es de 6.1

- a)  $1 \times 10^{-3}$  mM
- b)  $3.5 \times 10^{-7}$  M
- c)  $1 \times 10^{-5}$  mM
- d)  $3.76 \times 10^{-2}$  mM
- e)  $7.1 \times 10^{-6}$  mM

9. ¿Cuál es la concentración máxima de iones bicarbonato contenido en el jugo pancreático, si consideramos que el pH es de 7.8 y la concentración del ácido carbónico es de 1 mM? El  $pK_{a1}$  del ác. carbónico es de 6.1

- a)  $1 \times 10^{-3}$  M
- b) 25 mM

- c) 1.25 mM
- d) 5 mM
- e) 50 mM

10. Al pH normal del plasma ( $pH = 7.4$ ), la mayor parte del fosfato inorgánico se encuentra en forma de  $H_2PO_4$  y  $HPO_4^-$ . Sin embargo, para la calcificación del hueso, el fosfato debe encontrarse como  $PO_4^{3-}$ . ¿cuál es la concentración de este ión en el plasma? Se sabe que los  $pK_a$  del ácido fosfórico son  $pK_{a1} = 2.0$ ,  $pK_{a2} = 6.8$  y  $pK_{a3} = 12.0$ . Se considerará la concentración del  $HPO_4^-$  igual a 0.001 mol/l.

- a)  $2.5 \times 10^{-8}$  mM
- b) 1.25 mM
- c)  $1.25 \times 10^{-5}$  M
- d)  $5 \times 10^{-3}$  mM
- e)  $3.0 \times 10^{-3}$  mM

**AUTOEVALUACION EN MATERIAS BASICAS**  
(pH)

SECCION DE RESPUESTAS

1. La respuesta es (b) (Conn y Stumpf, 1a. Ed. p. 340).

$$\text{pH} = -\log (\text{H}^+); \text{ en ácidos fuertes}$$

$$N = (\text{H}^+)$$

$$\text{pH} = -\log 0.01 = -(\bar{2}.0) = 2.0$$

2. La respuesta es (c) (Conn y Stumpf, 1a. Ed. p. 340)

$$\text{pOH} = -\log (\text{OH}^-); \text{ en bases fuertes}$$

$$(\text{OH}^-) = N$$

$$\text{pOH} = -\log 0.001 = -(\bar{3}.0) = 3.0$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pH} = 14 - 3.0 = 11$$

3. La respuesta es (d) (Conn y Stumpf, 1a. Ed. p. 340)

$$\text{pH} = 1/2 \text{ pK} - 1/2 \log C$$

$$\text{pH} = 1/2 (4.74) - 1/2 \log (0.001)$$

$$\text{pH} = 2.37 - 1/2 (\bar{3}.0) = 2.37 + .15$$

$$= 3.87$$

4. La respuesta correcta es (c) (Conn y Stumpf, 1a. Ed. p. 340).

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{(\text{Sal})}{(\text{Acido})}$$

$$\text{pH} = 4.74 + \log \frac{(10 \times 0.002)}{(10 \times 0.03)}$$

$$\text{pH} = 4.74 + \log 0.066$$

$$\text{pH} = 4.74 + (\bar{2}.82)$$

$$\text{pH} = 4.74 + (-1.18)$$

$$\text{pH} = 3.56$$

5. La respuesta correcta es (b) (Conn y Stumpf, 1a. Ed. p. 340).

$$\text{pH} = -\log N$$

En ácidos fuertes  $(\text{H}^+) = N$ , por lo que

$$\text{pH} = -\log N$$

$$N = \text{antilog} (-\text{pH})$$

$$N = \text{antilog} -2.37$$

$$N = \text{antilog} (\bar{3}.63)$$

$$N = 0.00426$$

6. La respuesta correcta es (a) (Conn y Stumpf, 1a. Ed. p. 340).

$$\text{No. de moles de } \text{KH}_2\text{PO}_4 = \frac{\text{g}}{\text{PM}} = \frac{3.48}{175}$$

$$= 0.0198 \text{ por aproximación } 0.02$$

$$\text{No. de moles de } \text{KH}_2\text{HPO}_4 = \frac{\text{g}}{\text{PM}} =$$

$$= \frac{2.72}{137} = 0.0198 - \text{aproximando } 0.02$$

Molaridad = No. de moles/lit.

$$0.02 \text{ moles} \frac{250 \text{ ml}}{1000 \text{ ml}} \times = \frac{0.08}{1000 \text{ ml}}$$

Habrá 0.08 moles de  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  lit y 0.08 moles de  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ /lit, o sea la molaridad de la solución de fosfatos será 0.16

El pH se calcula de la ecuación de Henderson-Hasselbalch

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{(\text{Sal})}{(\text{Acidos})}$$

$$\text{pH} = 7.2 + \log \frac{(0.8)}{(0.8)}$$

$$\text{pH} = 7.2 + \log 1$$

$$\text{pH} = 7.2$$

7. La respuesta correcta es (c) (Conn y Stumpf, 1a. Ed. p. 340)

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{(\text{Sal})}{(\text{Acidos})}$$

$$10.7 = 10.3 + \log \frac{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{(\text{NaHCO}_3)}$$

$$10.7 - 10.3 = \log \frac{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{(\text{NaHCO}_3)}$$

$$0.4 = \log \frac{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{(\text{NaHCO}_3)}$$

$$\frac{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{(\text{NaHCO}_3)} = \text{antilog de } 0.4$$

$$\frac{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{(\text{NaHCO}_3)} = 2.5 \quad \frac{(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{(\text{NaHCO}_3)} = \frac{2.5}{1}$$

La molaridad de la solución debe ser 0.2, es decir, el número total de moles/lit será 0.2 y de estos 2.5 partes deben ser de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  y 1 parte de  $\text{NaHCO}_3$ .

Para el  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , tendremos

$$\begin{array}{l} 0.2 \text{ moles/Lt} \text{ ————— } 3.5 \text{ partes} \\ \times \text{ ————— } 2.5 \\ \times 0.14 \text{ moles/lit} \end{array}$$

Si tenemos 0.142 moles/lit, en 500 ml el número de moles será 0.071. Si sabemos que el P.M del  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  es 106

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 106 \text{ g} \\ \times = 7.52 \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \\ 0.071 \text{ ————— } \times \end{array}$$

Para el  $\text{NaHCO}_3$  tendremos

$$\begin{array}{l} 0.2 \text{ moles/Lt} \text{ ————— } 3.5 \text{ partes} \\ \times \text{ ————— } 1 \\ \times = 0.057 \text{ moles/lit} \end{array}$$

Si hay 0.057 moles/lit en 500 ml tendremos: 0.0285 moles. Si sabemos que el P.M del  $\text{NaHCO}_3$  es 84,

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ ————— } 84 \text{ g} \\ \times = 2.39 \text{ g de } \text{NaHCO}_3 \\ 0.0285 \end{array}$$

8. La respuesta correcta es (c) (Morris, J.G.; A Biologist's Physical Chemistry, 2a. Ed.; Arnold, 1974. p. 367).

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

Si conocemos el pH (1.1) y el  $\text{pKa}_1$  (6.1)

$$1.1 = 6.1 + \log \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

$$1.1 - 6.1 = \log \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

$$-5.0 = \log \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

$$\text{antilog} (-5.0) = \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

$$0.00001 = \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

La concentración de  $\text{NaHCO}_3$  será  $1 \times 10^{-5}$  mM ya que la concentración de  $\text{H}_2\text{CO}_3$  es 1 mM

9. La respuesta correcta es (e) (Morris, J.G.; A Biologist's Physical Chemistry, 2a. Ed.; Arnold, 1974. p. 367).

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

Sustituyendo los valores de pH (7.8) y  $\text{pKa}_1$  (6.1), nos queda:

$$7.8 = 6.1 + \log \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

$$7.8 - 6.1 = \log \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

$$1.7 = \log \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

$$\text{antilog } 1.7 = \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

$$50 = \frac{(\text{NaHCO}_3)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

La concentración será 50 mM, ya que la concentración del  $\text{H}_2\text{CO}_3$  es 1 mM.

10. La respuesta correcta es (a) (Morris, J. G.; *A Biologist's Physical Chemistry*, 2a. Ed.; Arnold, 1974. p. 367).

$$\text{pH} = \text{pK}_{a_3} + \log \frac{(\text{PO}_4^{\bar{=}})}{(\text{HPO}_4^{\bar{-}})}$$

Sustituyendo los valores de pH (7.4) y de  $\text{pK}_{a_3}$  (12.0), tenemos:

$$7.4 = 12 + \log \frac{(\text{PO}_4^{\bar{=}})}{(\text{HPO}_4^{\bar{-}})}$$

$$7.4 - 12 = \log \frac{(\text{PO}_4^{\bar{=}})}{(\text{HPO}_4^{\bar{-}})}$$

$$-4.6 = \log \frac{(\text{PO}_4^{\bar{=}})}{(\text{HPO}_4^{\bar{-}})}$$

$$\text{antilog}(-4.6) = \frac{(\text{PO}_4^{\bar{=}})}{(\text{HPO}_4^{\bar{-}})}$$

$$\text{antilog}(5.4) = \frac{(\text{PO}_4^{\bar{=}})}{(\text{HPO}_4^{\bar{-}})}$$

$$0.000025 = \frac{(\text{PO}_4^{\bar{=}})}{(\text{HPO}_4^{\bar{-}})}$$

La concentración de  $(\text{PO}_4^{\bar{-}})$  será  $2.5 \times 10^{-8}$  M ya que la concentración total de fosfato inorgánico es 0.001 moles/lit.