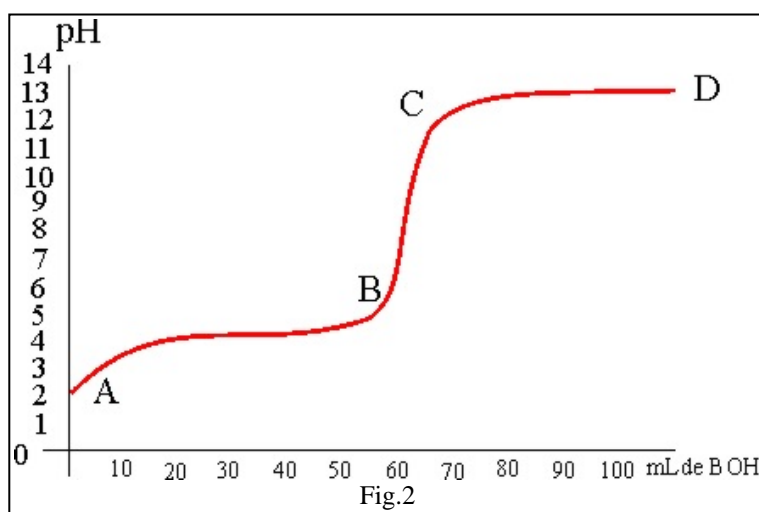
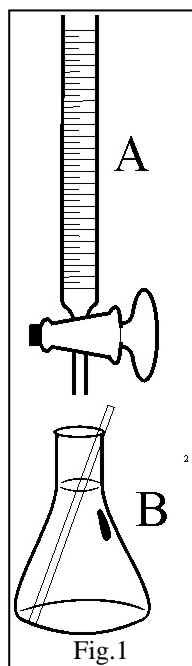


## Equilibrio Ácido-base 7

121\*. La primera bureta se denominó berthollímetro, no porque la hubiera creado Berthollet (ya que fue inventada por otro francés, Descroizilles), sino en su honor. Se emplea para hallar la concentración de un ácido o de una base, esto es valorarla, en función de su neutralización. Si en el dibujo de la figura 1, se dispone en ella una base BOH de concentración conocida en A, y en el erlemeyer inferior B, un volumen determinado de ácido AH, de concentración desconocida, se puede valorar o titular (cuando se valora se pone el título de su concentración). La mejor manera para no equivocarse es ir midiendo el pH de la disolución del ácido, mientras se va neutralizando (fig.2), ya que en el punto de equivalencia, cuando se ha neutralizado todo el ácido, se produce un salto en el pH (tramo BC), que se puede visualizar por el cambio de color de un indicador químico (viraje). Esta gráfica se conoce como curva de valoración.



De la curva de valoración dada, podrás deducir que:

- En el tramo AB ya se ha producido la neutralización total
- Cuando mayor sea el tramo BC, más diferencia habría entre el ácido y la base
- En el tramo CD ya se ha producido la neutralización
- Cuanto mas alto sea el tramo CD, la base es más débil

**SOLUCIÓN**

En el tramo AB, el pH es ácido, por lo tanto no se ha llegado al punto de equivalencia, aunque se haya neutralizado algo de ácido. Cuando mayor sea BC, más grande el salto de pH, y por lo tanto mayor se tratará de un ácido fuerte con una base fuerte. En el tramo CD ya se ha producido la neutralización. Son correctas las propuestas b y c.

122. La forma de la curva de valoración corresponde a la representación gráfica de la ecuación:

- |    |  |    |  |
|----|--|----|--|
| a) | $pH = pK + \log \left( \frac{[A^-]}{[AH]} \right)$ | b) | $pH = pK + \log \left( \frac{[AH]}{A^-} \right)$ |
| c) | $pH = pK - \log \left( \frac{[A^-]}{AH} \right)$   | d) | $pH = pK - \log \left( \frac{[AH]}{A^-} \right)$ |

**SOLUCIÓN**

La ecuación de Henderson, procede de la aplicación de la ley de Guldberg y Waage, al equilibrio de disociación de un ácido:  $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$ ;  $[H^+] = K_a \frac{[ácido]}{[sal]}$ . La expresión logarítmica de ésta cambiada de signo da lugar a

$$pH = pK + \log \left( \frac{[A^-]}{[AH]} \right), \text{ o lo que es lo mismo a } pH = pK - \log \left( \frac{[AH]}{[A^-]} \right). \text{ La a es la única propuesta correcta.}$$

123. La ecuación de Henderson –Hasselbalch  $pH = pK + \log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right)$ , fue creada por el bioquímico danés K.A.Hasselbalch a partir de una expresión extraída de la ley de Acción de Masas de Guldberg y

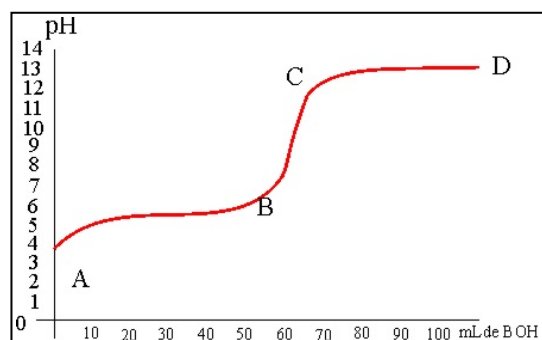
Waage, por el bioquímico norteamericano Henderson en 1908,  $[H^+] = K_a \frac{[ácido]}{[sal]}$ , que también creó

el término puffer para algunas disoluciones que se originaban en estas neutralizaciones. Dicho término, junto con el de tampón sugerido por Sörensen, maestro de Hasselbalch, se aplica actualmente a las:

- a) Disoluciones amortiguadoras                      b) Disoluciones tampones  
c) Disoluciones de ácidos y bases fuertes      d) Disoluciones de ácidos y bases débiles

SOLUCIÓN

Son correctas la a y b. También se denominan buffer y disoluciones reguladoras.



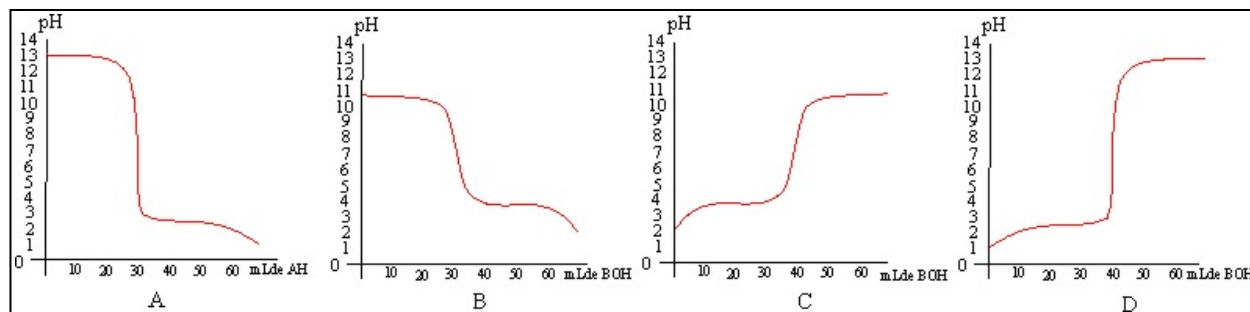
124. La gráfica de la figura corresponde a la curva de valoración de:

- a) Un ácido fuerte con una base fuerte  
b) Un ácido fuerte con una base débil  
c) Un ácido débil con una base fuerte  
d) Un ácido débil con una base débil

SOLUCIÓN

Dado que el origen de la gráfica es a un pH 4, el tramo de dominio de la base es alto, se tratará de curva de valoración de un ácido débil con una base fuerte.

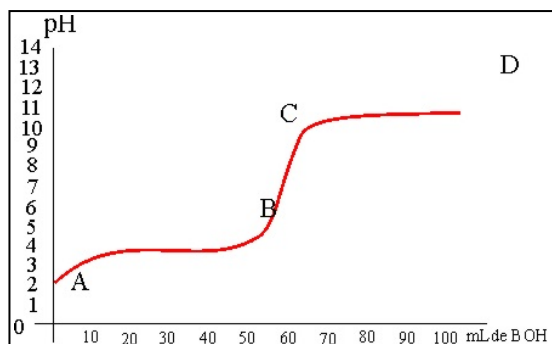
125. Si en el esquema de la figura 1, dispones en B, una base fuerte y en A un ácido de concentración conocida, la curva de valoración de más apropiada de todas las dadas sería la:



- a) A                      b) B                      c) C                      d) D

SOLUCIÓN

Si en B dispones la base, se tratará de valorarla, y por lo tanto el pH inicial se básico y alto (base fuerte). La única gráfica que responde a ello es la A.

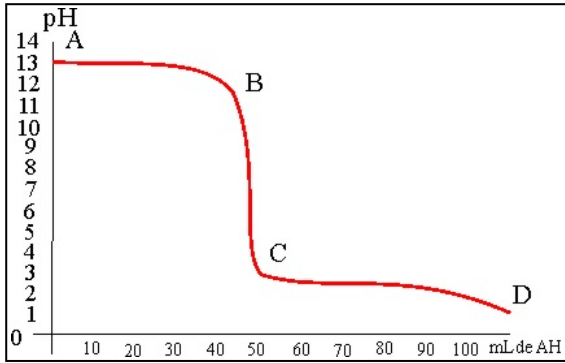


126. La gráfica de la figura corresponde a la curva de valoración de:

- a) Un ácido fuerte con una base fuerte  
b) Un ácido fuerte con una base débil  
c) Un ácido débil con una base fuerte  
d) Un ácido débil con una base débil

SOLUCIÓN

Se trata de valorar un ácido fuerte con una base débil (el salto termina a un pH 10), como se indica en b

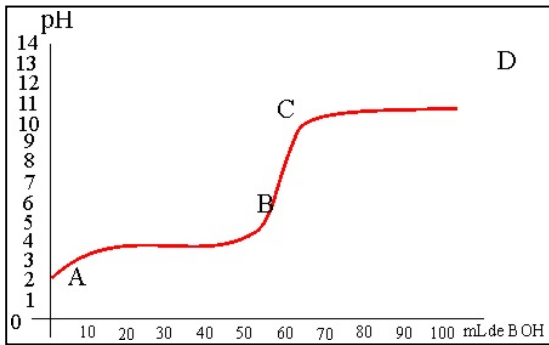


127. La gráfica de la figura corresponde a la curva de valoración de:

- a) Una base fuerte con un ácido fuerte
- b) Una base débil con un ácido fuerte
- c) Un ácido débil con una base fuerte
- d) Un ácido fuerte con una base débil

SOLUCIÓN

Una base fuerte con un ácido fuerte, puesto que el origen y final de la curva es 13/14 y  $\frac{1}{2}$ . Propuesta correcta la a.

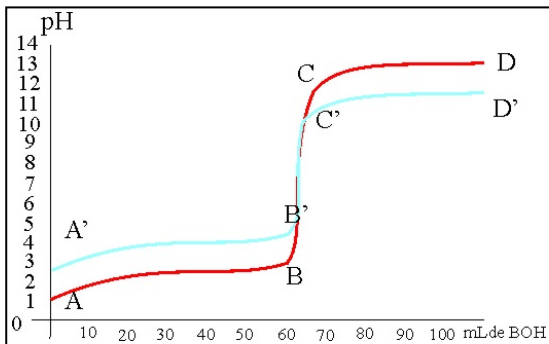


128. En la curva de valoración de un ácido, cuando mas pequeño sea el tramo BC, querrá decir que, la reacción de neutralización se producirá entre::

- a) Un ácido fuerte con una base fuerte
- b) Un ácido fuerte con una base débil
- c) Un ácido débil con una base fuerte
- d) Un ácido débil con una base débil

SOLUCIÓN

Como se ha mencionado en el test 121, el tramo mas pequeño BC, corresponderá a la situación débil-débil, como se propone en d

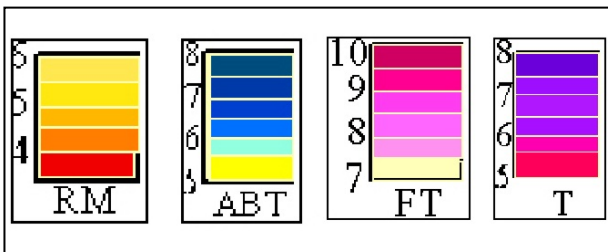


129. La gráfica de la figura corresponde dos curvas de valoración ABCD y A'B'C'D', esta última difiere de la primera en que se valora :

- a) Un ácido fuerte más concentrado con una base fuerte más concentrada
- b) Un ácido fuerte más diluido con una base fuerte más concentrada
- c) Un ácido fuerte más concentrado con una base fuerte más diluida
- d) Un ácido fuerte más diluido con una base fuerte menos concentrada

SOLUCIÓN

Visto el origen y el final de la curva A'B'C'D', se tratará de un ácido fuerte mas diluido, con una base fuerte mas diluida, como se propone en d

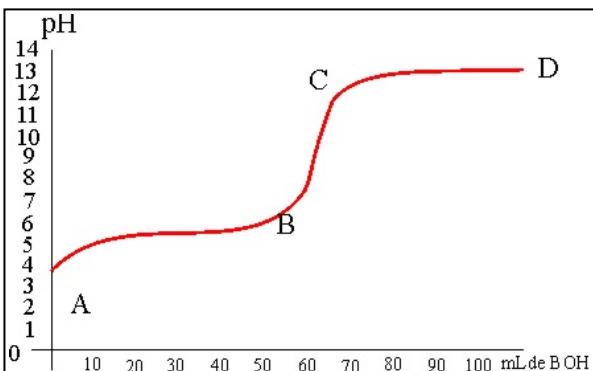


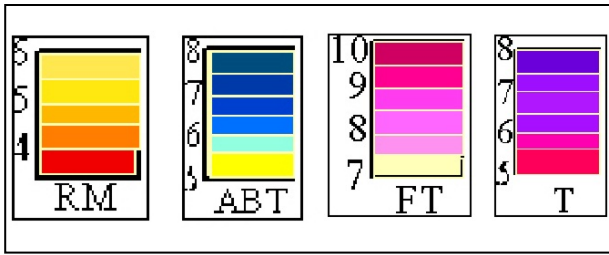
130. Las gráficas de valoración son muy importantes para saber qué indicador químico deberá usarse para acertar el punto de equivalencia, ya que el ácido deberá cambiar de color según el indicador en el salto del pH, por eso dados los cambios de color de los indicadores fenolftaleína FT, rojo de metilo RM tornasol T, y azul de bromotimol ABT, dirás que para la curva de valoración dada el indicador mas apropiado para usar será:

- a) T
- b) FT
- c) RM
- d) ABT

SOLUCIÓN

Dado que el salto de pH se produce prácticamente a partir del pH 7, habrá que buscar un indicador químico que vire a partir de ese pH, y en este caso tenemos la fenolftaleína FT, cuyo cambio de color es espectacular, de incoloro a morado (b)



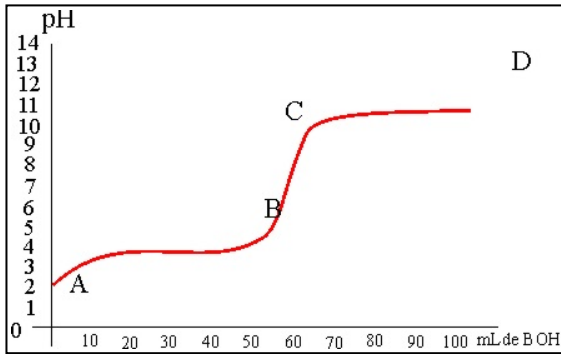


131. Dados los cambios de color de los indicadores químicos: fenolftaleína FT, rojo de metilo RM tornasol T, y azul de bromotimol ABT, con el pH, el más apropiado a emplear para echar en el ácido a valorar, cuya curva de valoración te dan será:

- a) T      b) F      c) RM      d) ABT

SOLUCIÓN

Se trata de la valoración de un ácido fuerte con una base débil, y por lo tanto se puede emplear el azul de bromotimol ABT (d)

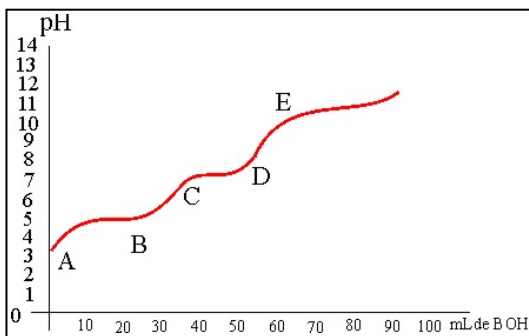


132. Si en la gráfica dada en el test anterior, echaras sobre el ácido fuerte situado en B de la figura 2, rojo de metilo, tendrías un error debido a que:

- a) Cambiaría de color antes  
b) Viraría su color mas tarde  
c) Daría una concentración por defecto  
d) Darías una concentración por exceso

SOLUCIÓN

El salto de pH se produce a pH 5, como el RM, comienza a virar a pH 4, cambiaría de color antes, o sea que tomarías antes el valor del volumen de base gastado como 50mL, en vez de 60mL y por lo tanto como  $V_A N_A = V_B N_B$ , darías una concentración por defecto, o sea menor.



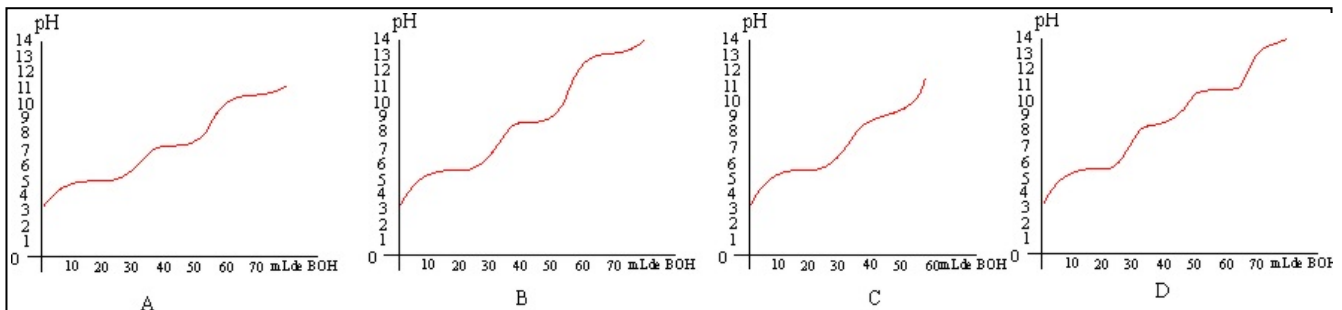
133. Los ácidos polipróticos se disocian sucesivamente, y por lo tanto tienen varios puntos de equivalencia, según se vayan neutralizando los iones  $H^+$ , por lo tanto la gráfica de la figura corresponde a la neutralización de un ácido con:

- a) un  $H^+$       b)  $2H^+$       c)  $3H^+$       d)  $4H^+$

SOLUCIÓN

Se producen tantos saltos como disociaciones o neutralizaciones. Aquí los saltos son BC y DE, o sea se trata de un ácido diprótico.

134. Se pretende valorar ácido ortofosfórico u fosfórico con hidróxido sódico, de las curvas de valoración dadas, la más correcta será:



- la a) A      b) B      c) C      d) D

SOLUCIÓN

El ácido ortofosfórico  $H_2PO_4$ , presenta 3 disociaciones, y por lo tanto 3 puntos de equivalencia o saltos, y como es con una base fuerte el pH final será alto, sólo la gráfica D reúne esas condiciones

135\*. Una disolución amortiguadora, reguladora, tampón o buffer, es una disolución de un ácido o base débil en igual proporción que la propia sal del ácido o base fuerte., porque cuando se realiza la misma, dicha mezcla, aunque se le agregue un ácido o una base fuerte en pequeña cantidad tiende a tener un:

- a) *pH constante*                      b) *pK constante*                      c) *pH = pK*                      d) *equilibrio*

SOLUCIÓN

Disoluciones amortiguadoras  $pH = pK + \log \left( \frac{[A^-]}{[AH]} \right)$ , como las concentraciones son similares,  $\log 1 = 0$ ,  $pH = pK =$

constante, como se indica en a y c.

136. El pH de nuestra sangre es 7,4. En una persona sana, la variación puede ser de 7,2 a 7,6, como máximo. Sin embargo a la sangre van muchos restos ácidos y bases, que lo modificarían mucho mas. Si varía hasta 4 décimas podríamos morirnos al producirse un shock (como ocurre por ejemplo en una persona diabética). Si disminuye por debajo de 7,4 se dice que el paciente presenta acidosis, y sube, alcalosis. Para evitarlo la sangre posee 3 amortiguadores: los pares carbónico/hidrogenocarbonato  $H_2CO_3/HCO_3^-$ ;  $pK=6,1$ ; dihidrógenofosfato/hidrógenofosfato  $H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$ ,  $pK=7,2$  y la hidrógenohemoglobina/oxihemoglobina  $pK 7,16$ . El más usado es el empleado por la propia respiración, con el par  $CO_2/HCO_3^-$ , así la proporción en que debe encontrarse la concentración de ambos para que el pH sea 7,4 deberá ser de aproximadamente :

- a) 10                      b) 1                      c) 20                      d) 100

SOLUCIÓN

En la expresión  $pH = pK + \log \left( \frac{[A^-]}{[AH]} \right)$ , sustituimos los valores y despejando la relación de concentraciones;

$$7,4 = 6,1 + \log \left( \frac{[A^-]}{[AH]} \right); \left( \frac{[A^-]}{[AH]} \right) = 10^{7,4-6,1} = 20, \text{ como se propone en c}$$

137. Ocurre acidosis, si el pH sanguíneo baja de 7,4, cuando haces un gran esfuerzo físico, un partido o una carrera y necesitas una gran cantidad de oxígeno para aportar energía a los tejidos, si no llega éste, la glucosa energética lo toma transformándose en ácido láctico (agujetas). Si no tienes glucosa insuficiente (huelga de hambre, o diabetes), el organismo toma la energía a partir de las grasas almacenadas en tu organismo, formando productos ácidos que aumentan la acidosis. También ocurre acidosis con determinados medicamentos (aspirina), la ingestión de alcohol, las diarreas y naturalmente en enfermedades del riñón. Ocurre alcalosis, si el pH sube de 7,4, cuando tienes gran cantidad de vómitos, tomas diuréticos, o regaliz. Por eso usamos sistemas amortiguadores biológicos, uno de los cuales es el hidrógeno fosfato/ dihidrógeno fosfato, en el cual el primero actúa como base y el segundo como ácido. Si el pK del sistema es 7,2 y se dispone de hidrógenofostato 0,16M, la concentración de dihidrógenofosfato necesaria para que el pH sea 7,41 será:

- a) 0,16M                      b) 0,2M                      c) 0,25                      d) 0,1M

Si a 100ml del sistema anterior se le agregan 100ml de ácido clorhídrico estomacal 0,1M, el pH ahora del sistema será aproximadamente:

- a) 7,2                      b) 6,9                      c) 7,1                      d) 6,7

SOLUCIÓN

En la expresión  $pH = pK + \log \left( \frac{[A^-]}{[AH]} \right)$ , sustituimos los valores y despejando la concentración de dihidrógeno fosfato

$$(\text{ácido}). 7,41 = 7,2 + \log \frac{0,16}{[\text{dihidrógenofosfato}]}; [\text{dihidrógenofosfato}] = \frac{0,16}{10^{7,41-7,2}} = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$

En 100mL de disolución amortiguadora habrá 10mmoles de dihidrógeno fosfato y 16 mmoles de hidrógeno fosfato, pero al añadir 100mL(0,1mol/Litro de HCl)=10mmoles de HCl, que disminuyen la base y aumentan la concentración de ácido, por eso los milimoles útiles serán ahora. De ácido 20 y de base 6. Sustituyendo en la formula  $pH=7,2+\log(6/20)=6,7$ , como se propone en d.

138. Si la solubilidad del  $\text{CO}_2$  en la sangre es de  $0,031 \text{ mmoles/L mmHg}$ , la concentración de  $\text{CO}_2$  y de hidrógeno carbonato para que el pH de la muestra sanguínea se conserve en  $7,4$ , siendo el  $\text{pK}$   $6,1$  y la presión normal del  $\text{CO}_2$ ,  $33\text{mmHg}$ , deberá ser respectivamente en  $\text{mmolesL}^{-1}$ , de:

- a) 1 y 20                      b) 20 y 1                      c) 10 y 10                      d) 10 y 20

SOLUCIÓN

La concentración del  $\text{CO}_2$ , se calcula por la presión parcial y su solubilidad.

$$[\text{CO}_2] = 0,031 \frac{\text{mmoles}}{\text{L.mmHg}} * 33\text{mmHg} = 1,023 \frac{\text{mmoles}}{\text{L}}, \text{ este valor se sustituye en la expresión:}$$

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right), \text{ en la concentración del ácido, despejando la concentración de la base}$$

$$7,4 = 6,1 + \log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[1,023]}\right); [\text{HCO}_3^-] = 20,4. \text{ Por lo tanto serán 1 y 20, como se propone en a.}$$

139. Si a  $10\text{mL}$  de una disolución formada por una mezcla de ácido acético  $0,1\text{M}$  y acetato sódico  $0,1\text{M}$ , se le agregan  $3\text{mL}$  de ácido clorhídrico  $0,025\text{M}$ , el pH de la disolución formada será:

- a) 5,00                      b) 4,55                      c) 4,86                      d) 4,68

$\text{pK}=4,75$

SOLUCIÓN

$$\text{milimoles de acético} = 0,01\text{L} \left( \frac{0,1\text{mol}}{\text{L}} \right) \left( \frac{1000\text{mmol}}{\text{mol}} \right) = 1\text{mmol} = 1\text{milimol de acetato.}$$

$$\text{Se agregan } 0,003\text{L} \left( \frac{0,025\text{mol}}{\text{L}} \right) \left( \frac{1000\text{mmol}}{\text{mol}} \right) = 0,075\text{mmol de HCl, los cuales se recombinarán con el acetato sódico,}$$

produciendo  $0,075 \text{ mmoles de acético}$  y eliminando  $0,075 \text{ mmoles de acetato}$ . Por lo tanto al final existirán  $1,075 \text{ mmoles de acético}$  y  $0,925 \text{ mmoles de acetato}$ , por lo que el pH será :

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right) \text{ pH} = 4,75 + \log \left( \frac{[0,925]}{[1,075]}\right) = 4,68, \text{ como se indica en d.}$$

140. Se pretende preparar  $1\text{L}$  de una disolución reguladora de pH  $8,5$ , para ello eliges un ácido cuyo  $\text{pK}$ , difiera como máximo en una unidad respecto al pedido; en este caso el cianhídrico ( $\text{pK}=9,3$ ) para lo cual lo mezclas con una disolución de cianuro potásico  $0,01\text{M}$ . Los gramos de ácido que deberán añadirse para obtener dicha disolución serán:

- a) 1,74                      b) 2,00                      c) 1,87                      d) 1,55

Si a la disolución dada se le agregan  $0,005$  moles de ácido perclórico el pH de la disolución será:

- a) 8, 21                      b) 8,17                      c) 8,71                      d) 8,5

Mientras que si se le agregaran  $0,005$  moles de hidróxido potásico, el pH sería:

- a) 8, 21                      b) 8,17                      c) 8,71                      d) 8,5

Datos Masa molar del  $\text{HCN} = 27\text{g.mol}^{-1}$ .

SOLUCIÓN

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \left( \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}\right); 8,5 = 9,3 + \log \left( \frac{[0,01]}{[\text{AH}]}\right); [\text{AH}] = \frac{0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{10^{8,5-9,3}} = 0,0645\text{mol.L}^{-1}; g = 1,74, \text{ como dice a}$$

Como en  $1\text{L}$ , hay  $0,01$  moles de  $\text{KCN}$  y  $0,0645$  moles de  $\text{HCN}$ , al agregar el perclórico quedarán  $0,0695$  de  $\text{AH}$  y  $0,01 -$

$0,005 = 0,005$  de  $\text{A}^-$  por lo que  $\text{pH} = 9,3 + \log \left( \frac{[0,005]}{[0,0695]}\right) = 8,17$ . Al agregar la base, quedan de  $\text{AH} = 0,0645 -$

$0,005 = 0,0595$ , y de  $\text{A}^- = 0,01 + 0,005 = 0,015$ , por lo que  $\text{pH} = 9,3 + \log \left( \frac{[0,015]}{[0,0595]}\right) = 8,71$ , como se proponen en b y c.