

Problemas. Equilibrios iónicos

**41.-** El tris (tris-hidroximetilamino metano, masa molecular 121,14) es una base que se utiliza corrientemente para la preparación de un tampón. Sabiendo que la  $K_a$  del ácido conjugado tris- $H^+$  vale  $8,3 \cdot 10^{-9}$ , calcúlese: a) la cantidad de HCl 1,02 M que habría que añadir a la pesada conveniente de tris para obtener 1L de tampón 0.1 M de pH = 8,0; b) ¿Qué cambio de pH se producirá en la anterior disolución si se adiciona 1 mL de  $HNO_3$  5 M? c) si la concentración global de tris se redujese a 0,02 M ¿cuál sería el nuevo cambio de pH?

**Solución:** a)  $V_{HCl} = 54$  mL; b) pH = 7,9; c) 7,5.

**42.-** Se prepara 1L de tampón disolviendo 0,1 mol de ácido acético y 0,05 mol de hidróxido sódico en agua. a) ¿Cuál es el pH de la disolución?; b) si a esa disolución se le añade 1mL de  $H_2SO_4$  2M, ¿cuál será el nuevo valor del pH?

**Dato:** la constante de disociación del ácido acético es  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ .

**Solución:** a) 4,74; b) 4,68

**43.-** La hidrólisis de ATP tiene lugar a pH = 8 según la siguiente reacción:  $ATP^{4-} + 2H_2O \rightarrow ADP^{3-} + HPO_4^{2-} + H_3O^+$ . Una disolución de ATP  $1,0 \cdot 10^{-3}$  M se hidrolizó totalmente mediante una reacción enzimática en un tampón tris 0.10 M (pH = 8,0). a) Calcular el nuevo pH al final de la reacción. b) ¿Cuál habría sido el pH final si se hubiese empleado agua destilada en lugar de tampón? Dato:  $pK_a$  (tris- $H^+$ ) = 8,1. Considérese despreciable la hidrólisis del  $HPO_4^{2-}$ .

**44.-** La solubilidad del cromato de plata ( $Ag_2CrO_4$ ) en agua es 0,022 g/L. Calcular: a) el producto de solubilidad; b) la solubilidad del cromato de plata en una disolución 0.1 M de  $Na_2CrO_4$ ; c) la solubilidad en una disolución 0,1 M de  $KNO_3$ . Utilizar la ley límite de Debye-Hückel para estimar los coeficientes de actividad.

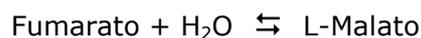
**Dato:** masa molecular del  $Ag_2CrO_4$  : 331,7.

**Solución:** a)  $1,06 \cdot 10^{-12}$ ; b)  $1,1 \cdot 10^{-5}$  M; c)  $1,3 \cdot 10^{-4}$  M

**45.-** Calcular el pH de una disolución 0,10 M de acetato sódico en agua. **Dato:** el  $pK_a$  del ácido acético, a 25 °C, es 4,8.

**Solución:** pH = 8,9.

**46.-** La tabla siguiente muestra valores de la constante de equilibrio a distintas temperaturas de la reacción:



T/°C	20,2	25,0	34,6	44,4	49,6
K	4,46	3,98	3,27	2,75	2,43

a) Calcular gráficamente  $\Delta H^0$  de la reacción; b) Calcular  $\Delta G^0$  y  $\Delta S^0$  de la reacción a 25 °C; c) Si en unas condiciones dadas, a 25 °C, las concentraciones de fumarato y L-Malato son  $1,00 \cdot 10^{-4}$  M y  $1,00 \cdot 10^{-3}$  M, respectivamente, indicar en qué sentido evolucionará la reacción y cuál será la composición en el equilibrio.